



Г. Е. Рудзитис
Ф. Г. Фельдман

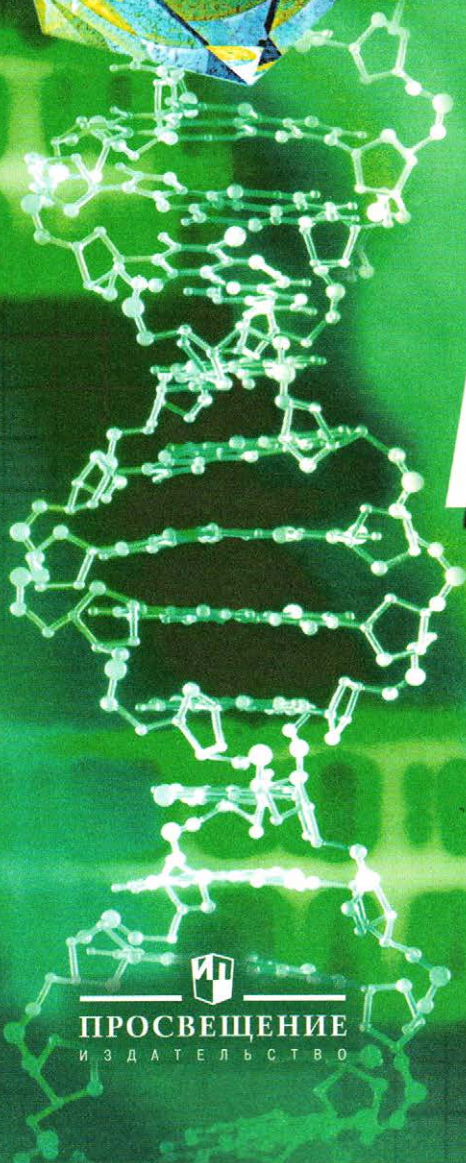
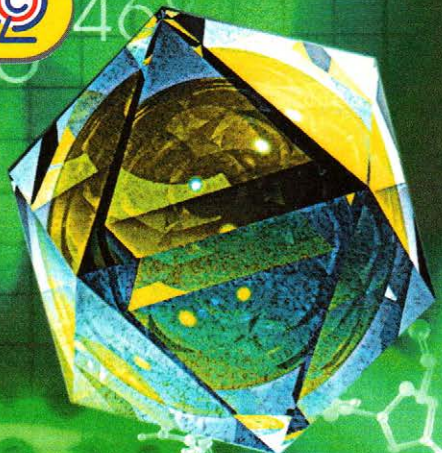
Х 9

И

М

И

Я




ПРОСВЕЩЕНИЕ
ИЗДАТЕЛЬСТВО



ПЕРИОДИЧЕСКАЯ ТАБЛИЦА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

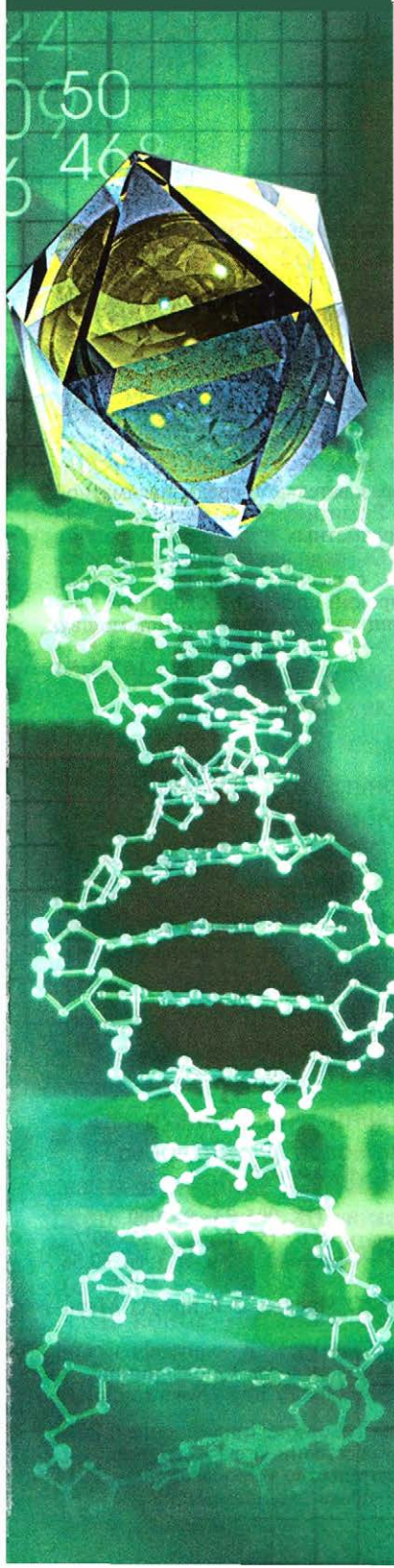
ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ															
Периоды	А I Б	А II Б	А III Б	А IV Б	А V Б	А VI Б	А VII Б	А VIII Б	Символ элемента Атомный номер Название Относительная атомная масса						
1	H 1,00794 водород						(H)	He 4,002602 гелий							
2	Li 6,941 литий	Be 9,01218 бериллий	B 10,811 бор	C 12,011 углерод	N 14,0067 азот	O 15,9994 кислород	F 18,998403 фтор	Ne 20,179 неон							
3	Na 22,98977 натрий	Mg 24,305 магний	Al 26,98154 алюминий	Si 28,0855 кремний	P 30,97376 фосфор	S 32,066 сера	Cl 35,453 хлор	Ar 39,948 аргон							
4	K 39,0983 калий	Ca 40,078 кальций	Sc 44,9559 скандий	Ti 47,88 титан	V 50,9415 ванадий	Cr 51,9961 хром	Mn 54,9380 марганец	Fe 55,847 железо	Co 58,9332 кобальт	Ni 58,69 никель					
	Cu 63,546 медь	Zn 65,39 цинк	Ga 69,723 галлий	Ge 72,59 германий	As 74,9216 мышьяк	Se 78,96 селен	Br 79,904 бром	Kr 83,80 криптон							
5	Rb 85,4678 рубидий	Sr 87,62 стронций	Y 88,9059 иттрий	Zr 91,22 цирконий	Nb 92,9064 никель	Mo 95,94 молибден	Tc [98] технеций	Ru 101,07 рутерий	Rh 102,9055 родий	Pd 106,42 палладий					
	Ag 107,8682 серебро	Cd 112,41 кадмий	In 114,82 индий	Sn 118,710 олово	Sb 121,75 сурьма	Te 127,60 теллур	I 126,9045 йод	Xe 131,29 ксенон	Os 190,2 осмий	Ir 192,22 иридий	Pt 195,08 платина				
6	Cs 132,9054 цезий	Ba 137,33 барий	La-Lu ★ лантаноиды	Hf 178,49 гафний	Ta 180,9479 тантал	W 183,85 вольфрам	Re 186,207 рений	Os 190,2 осмий	Rn [222] радон						
	Au 196,9665 золото	Hg 200,59 ртуть	Tl 204,383 таллий	Pb 207,2 свинец	Bi 208,9804 висмут	Po [209] полоний	At [210] астат	Rn [222] радон							
7	Fr [223] франций	Ra [226] радий	Ac-Lr ★ ★ актиноиды	Rf [261] рефторидий	Db [262] дубний	Sg [266] сигбортий	Bh [267] борий	Hs [268] хассий	Mt [268] меллерий	Ds [271] дармштадтий					
Высшие окислы		R ₂ O	RO	RO ₂	RO ₃	RO ₄	RH ₄	RH ₃	RO ₂	RO ₃	RH ₂	RH	RO ₄		
Летучие водородные соединения		R ₂ O	RO	RO ₂	RO ₃	RO ₄	RH ₄	RH ₃	RO ₂	RO ₃	RH ₂	RH	RO ₄		
★ лантаноиды нонды	La 138,9055 лантан	Ce 140,12 церий	Pr 140,9077 протактиний	Nd 144,24 неодим	Pm [145] прометий	Sm 150,36 самарий	Eu 151,96 европий	Gd 157,25 гадолиний	Tb 158,9254 тербий	Dy 162,50 диurioий	Ho 164,9304 гольмий	Er 167,26 эрбий	Tm 168,9342 тмий	Yb 173,04 ytterбий	Lu 174,967 лютеций
	Ac [227] актиний	Th 232,0381 торий	Pa [231] протактиний	U 238,0289 уран	Np [237] нептуний	Pu [244] плутоний	Am [243] америй	Cm [247] курий	Bk [247] берклий	Cf [251] калifornий	Es [252] эйнштейний	Fm [257] фермий	Md [258] мendelevий	No [259] нобелий	Lr [260] лоуренсий

★ лантаноиды
нонды

— металлы

— неметаллы

[98] — массовые числа наиболее устойчивых разновидностей



Г. Е. РУДЗИТИС Ф. Г. ФЕЛЬДМАН

ХИМИЯ

9 класс

**УЧЕБНИК
ДЛЯ ОБЩЕОБРАЗОВАТЕЛЬНЫХ
ОРГАНИЗАЦИЙ**

Рекомендовано Министерством
образования и науки
Российской Федерации

2-е издание

Москва
«Просвещение»
2016

УДК 373.167.1:54
ББК 24я72
Р89

На учебник получены **положительные экспертные заключения** по результатам **научной** (заключение РАН № 10106-5215/132 от 07.10.2011 г.), **педагогической** (заключение РАО № 338 от 29.01.2014 г., № 402 от 05.02.2015 г.) и **общественной** (заключение РКС № 308 от 07.02.2014 г., № 1072 от 01.04.2015 г.) экспертиз.

Рудзитис Г. Е.

Р89 Химия. 9 класс : учеб. для общеобразоват. организаций / Г. Е. Рудзитис, Ф. Г. Фельдман. — 2-е изд. — М. : Просвещение, 2016. — 208 с. : ил. — ISBN 978-5-09-037905-2.

Учебник — основной элемент информационно-образовательной среды предметной линии УМК по химии для 8—9 классов авторов Г. Е. Рудзитиса, Ф. Г. Фельдмана. Он позволяет обеспечить достижение предметных, метапредметных и личностных результатов образования в соответствии с требованиями ФГОС основного общего образования. Материал учебника организован в соответствии с разными формами учебной деятельности, что даёт возможность отрабатывать широкий спектр необходимых умений и компетенций. Эффективный самоконтроль учащиеся осуществляют с помощью рубрики «Личный результат».

УДК 373.167.1:54
ББК 24я72

Учебное издание

Рудзитис Гунтис Екабович
Фельдман Фриц Генрихович

ХИМИЯ

9 класс

Учебник для общеобразовательных организаций



ed25d59b-8102-11e4-9b91-0050569c7d18

ЦЕНТР ЕСТЕСТВЕННО-МАТЕМАТИЧЕСКОГО ОБРАЗОВАНИЯ

Руководитель Центра *М. Н. Бородин*

Редакция физики и химии

Зав. редакцией *Н. А. Коновалова*

Редактор *Л. Н. Кузнецова*

Ответственный за выпуск *Л. Н. Кузнецова*

Художник *Н. А. Парцевская*

Внешнее оформление и макет *О. Г. Ивановой*

Художественный редактор *Е. А. Михайлова*

Компьютерная верстка и техническое редактирование *Л. М. Абрамовой*

Корректоры *Е. В. Барановская, Н. В. Бурдина*

Налоговая льгота — Общероссийский классификатор продукции ОК 005-93—953000.

Изд. лиц. Серия ИД № 05824 от 12.09.01. Подписано в печать 06.07.15. Формат 70×90^{1/16}.

Бумага офсетная. Гарнитура NewtonCSanPin. Печать офсетная. Уч.-изд. л. 10,56.

Доп. тираж 26 000 экз. Заказ № 41316 (п-см).

Акционерное общество «Издательство «Просвещение». 127521, Москва, 3-й проезд Марьиной роши, 41.

Отпечатано по заказу ОАО «ПолиграфТрейд» в филиале «Смоленский полиграфический комбинат» ОАО «Издательство «Высшая школа». 214020, г. Смоленск, ул. Смольянинова, 1.

Тел.: +7(4812) 31-11-96. Факс: +7(4812) 31-31-70. E-mail: spk@smolpk.ru <http://www.smolpk.ru>

ISBN 978-5-09-037905-2

© Издательство «Просвещение», 2014

© Художественное оформление.

Издательство «Просвещение», 2014

Все права защищены

ДОРОГИЕ ДРУЗЬЯ!

Изучая химию в 8 классе, вы усвоили основные законы химии и важнейшие химические понятия, научились применять химическую символику, составлять химические формулы и уравнения реакций, решать задачи, проводить химический эксперимент.

Чтобы успешно продолжить ваше дальнейшее знакомство с химией, напоминаем вам, как устроен учебник.

Каждый параграф начинается с **вопросов на повторение**. Эти вопросы помогут вам вспомнить то, что вы уже изучали на других предметах (физика, биология) или на предыдущих уроках химии.



Определение

Определения понятий нужно запомнить.



Важная информация

Важная информация поможет вам понять, как устроены атомы разных химических элементов, как определять наличие тех или иных ионов в растворе и т. п.

В параграфах отдельно выделены **лабораторные опыты**, которые вы будете проводить самостоятельно или наблюдать, как их демонстрирует учитель.

Имеющиеся в учебнике схемы и таблицы могут послужить вам многократно — и при изучении и усвоении нового материала, и при повторении и обобщении уже изученного.

Основные понятия в конце параграфа нужно запомнить и уметь объяснять. Их же удобно использовать, когда нужно найти информацию в Интернете.

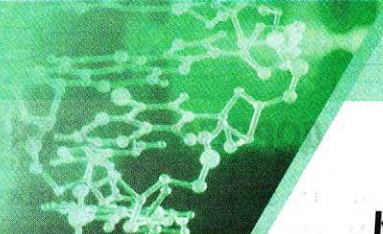
Требования к освоению материала каждого параграфа сформулированы в рубрике «**Личный результат**». Ориентируясь на них, вы сможете осуществить самоконтроль и самопроверку.

Как работать над **проектным заданием**, рассказано в Приложении 1 (с. 200).

В конце учебника приведён **предметный указатель** — список терминов со ссылками на те страницы учебника, где эти термины встречаются, и даны **ответы на расчётные задачи**.

Желаем успеха!

Так выделены сведения об учёных-химиках и интересные факты. Запомнить этот материал необязательно.



ГЛАВА I

КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

§1

Окислительно-восстановительные реакции

- Что называют химической реакцией?
- Какие типы химических реакций вам известны?
- Что такое степень окисления? Как определить степень окисления атома?
- Какие реакции относят к окислительно-восстановительным?

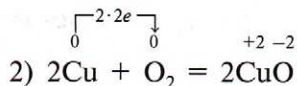
В окружающем нас мире постоянно протекает огромное количество химических реакций. Химические реакции сопровождаются превращением одних веществ в другие. Сущность химической реакции состоит в разрушении химических связей в исходных веществах и в образовании новых связей в продуктах реакции. В результате образуются новые вещества с новыми свойствами.

Единой классификации химических реакций не существует. В 8 классе вы познакомились с реакциями *соединения*, *разложения*, *замещения* и *обмена*. В основу этой классификации химических реакций положены число и состав исходных и образующих веществ.

Рассмотрим химические реакции каждого типа с точки зрения окисления (отдача электронов) и восстановления (присоединение электронов) атомов элементов. Над знаками химических элементов проставим их степени окисления и стрелками покажем переход электронов, если он есть. (Напоминаем, что при записи степени окисления знак «+» или «-» ставят перед цифрой, а при обозначении зарядов ионов — после цифры.)

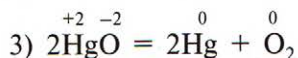


В реакции обмена между сульфатом меди и гидроксидом натрия степени окисления элементов не изменяются.



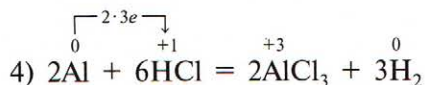
В реакции соединения между медью и кислородом:

- а) атомы меди окисляются до ионов меди;
- б) атомы кислорода восстанавливаются до ионов кислорода;
- в) окислителями являются атомы кислорода;
- г) восстановителями являются атомы меди.



В реакции разложения оксида ртути(II):

- а) ионы ртути восстанавливаются до нейтральных атомов ртути;
- б) ионы кислорода окисляются до атомов кислорода;
- в) окислителями являются ионы ртути;
- г) восстановителями являются ионы кислорода.



В реакции замещения между алюминием и соляной кислотой:

- а) атомы алюминия окисляются до ионов алюминия;
- б) ионы водорода восстанавливаются до атомов водорода (из которых образуются молекулы водорода);
- в) окислителями являются ионы водорода;
- г) восстановителями являются атомы алюминия.



Определение

Реакции, которые протекают с изменением степеней окисления элементов, называют **ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫМИ РЕАКЦИЯМИ**.

Следовательно, рассмотренные реакции соединения, разложения и замещения являются окислительно-восстановительными. Реакции соединения и разложения могут и не быть окислительно-восстановительными.



Важная информация

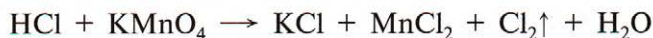
В окислительно-восстановительных реакциях число электронов, отданных восстановителем, равно числу электронов, присоединённых окислителем.

Данный принцип положен в основу метода составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Этот метод называют *методом электронного баланса*.

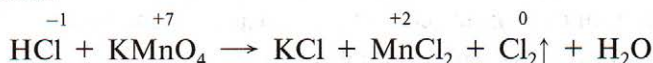
Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций с помощью метода электронного баланса

Составим уравнение реакции соляной кислоты с перманганатом калия.

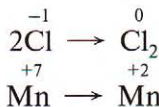
1. Пишем формулы реагирующих веществ, ставим стрелку, а за ней пишем формулы образующихся веществ:



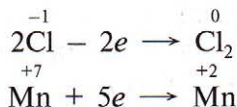
2. Указываем степень окисления над знаками элементов, у которых она изменяется:



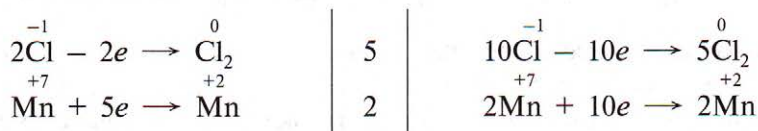
3. Выписываем химические знаки элементов, которые изменяют степень окисления:



4. Находим, сколько электронов отдают или присоединяют соответствующие атомы:



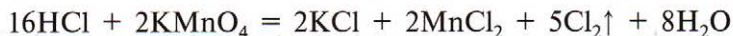
5. Составляем электронный баланс, т. е. находим наименьшее общее кратное чисел отданных и присоединённых электронов (их число должно быть одинаково):



6. Найденные коэффициенты ставим перед соответствующими формулами в *правой* части уравнения:



7. Соответственно найденным коэффициентам в правой части уравнения находим коэффициенты для формул всех остальных веществ:



8. Проверяем, соответствует ли число атомов всех элементов в левой части уравнения числу атомов в правой части уравнения.

Окислительно-восстановительные реакции. Метод электронного баланса



Подумай, ответь, выполни...

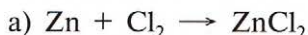
1. Определите степени окисления элементов в следующих соединениях: Li_2O , Na_2O_2 , H_2S , LiH , P_2O_5 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

2. Докажите, что реакция $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$ является окислительно-восстановительной. Укажите окислитель и восстановитель.

3. Заполните таблицу, приведя по два примера реакций соединения и разложения, которые не являются окислительно-восстановительными. Обсудите таблицу с соседом по парте. Проверьте друг у друга заполненную таблицу.

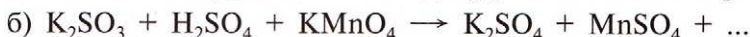
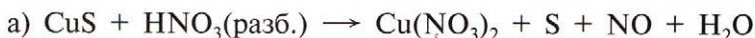
Тип реакций	Примеры реакций, протекающих без изменения степени окисления элементов
Реакции соединения	
Реакции разложения	

4. Даны схемы реакций:



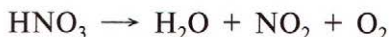
Проставьте над знаками соответствующих химических элементов степени окисления, покажите переход электронов и расставьте коэффициенты.

5. Даны схемы окислительно-восстановительных реакций:



Составьте уравнения этих реакций, пользуясь алгоритмом, приведённым в параграфе.

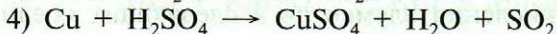
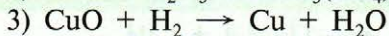
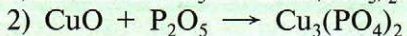
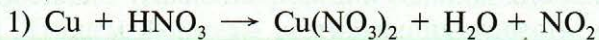
6. В схеме реакции



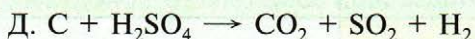
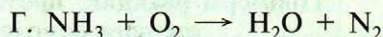
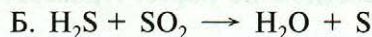
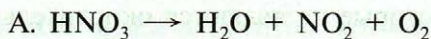
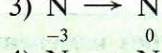
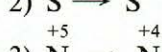
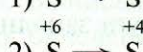
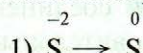
расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

Тестовые задания

1. К окислительно-восстановительным реакциям **не** относится реакция



2. Установите соответствие между окислительно-восстановительным процессом, обозначенным схемой передачи электронов, и схемой химической реакции.



Используя электронное приложение, потренируйтесь расставлять коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях: выполните тесты к § 1.

Личный результат

Я могу определить, является ли реакция окислительно-восстановительной.

Я умею расставлять коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.

Тепловые эффекты химических реакций

- По каким признакам судят о протекании химической реакции?
- Вспомните из курса физики, как называют прибор для измерения количества теплоты.
- Как рассчитать молярную массу вещества?

Одним из признаков протекания химической реакции является выделение тепла и света, например, при горении — взаимодействии с кислородом (рис. 1). Для начала горения требуется предварительное нагревание (нагревание служит как бы толчком), а затем реакция протекает самопроизвольно и выделяется большое количество теплоты.

✓ **Определение**

Реакции, протекающие с выделением теплоты, называют **ЭКЗОТЕРМИЧЕСКИМИ РЕАКЦИЯМИ** (от греч. «экзо» — наружу).

Известны и такие реакции, которые протекают с поглощением теплоты или другого вида энергии. Например, известняк CaCO_3 превращается в жжёную известь CaO при непрерывном нагревании в течение всего процесса разложения. Вода разлагается в результате притока электрической энергии, которая необходима не только для возникновения реакции, но и для её дальнейшего протекания.

✓ **Определение**

Реакции, протекающие с поглощением энергии, называют **ЭНДОТЕРМИЧЕСКИМИ РЕАКЦИЯМИ** (от греч. «эндо» — внутрь).

На практике химические реакции используют не только для получения различных веществ, но и как источник энергии. Поэтому необходимо научиться рассчитывать количество выделяющейся или поглощающейся в виде теплоты энергии по уравнениям химических реакций с учётом экспериментальных данных.

При составлении химических уравнений выделение или поглощение теплоты условно обозначают знаком Q :

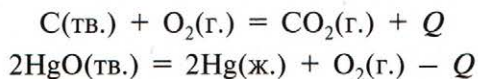


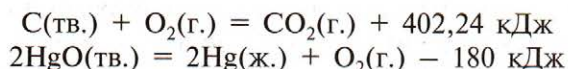
Рис. 1. Горение магния



Определение

Количество теплоты, которое выделяется или поглощается при химической реакции, называют **ТЕПЛОВЫМ ЭФФЕКТОМ РЕАКЦИИ**.

Тепловой эффект реакции может быть измерен с помощью калориметра. Вместо Q в уравнение реакции можно подставить численное значение теплового эффекта:



Определение

Химические уравнения, в которых указывается тепловой эффект, называют **ТЕРМОХИМИЧЕСКИМИ УРАВНЕНИЯМИ**.

В термохимических уравнениях, в отличие от обычных химических уравнений, *обязательно указывают агрегатное состояние вещества* (твёрдое, жидкое, газообразное).

Расчёты по термохимическим уравнениям. Используя данные о тепловых эффектах химических реакций, можно производить различные расчёты.

Задача. При взаимодействии 7 г железа с избытком серы выделилось 12,15 кДж. На основании этих данных составьте термохимическое уравнение реакции.

Решение. Находим, сколько выделяется теплоты при взаимодействии 1 моль железа ($M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}$) с серой.

При взаимодействии 7 г Fe выделилось 12,15 кДж.

При взаимодействии 56 г Fe выделилось x кДж.

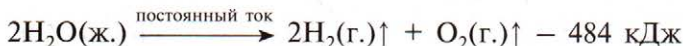
$$7 \text{ г} : 56 \text{ г} = 12,15 \text{ кДж} : x \text{ кДж}$$

$$x = \frac{56 \cdot 12,15}{7} = 97,2 \text{ (кДж)}$$

Записываем термохимическое уравнение:



Превращение и сохранение энергии при химических реакциях. Вам уже известно, что под действием постоянного тока вода разлагается. В виде термохимического уравнения этот процесс можно записать так:



Энергия, которая в этом процессе поглощается, не исчезает. Она аккумулируется в образующихся веществах — в кислороде и водороде. Это означает, что полученные кислород O_2 и водород H_2 на 484 кДж богаче энергией, чем исходное вещество — вода H_2O . В том, что это действительно так, можно убедиться, проделав обратную реакцию, т. е. путём сжигания водорода получить воду. При этом выделяется такое же количество энергии, которое было затрачено на разложение воды:



В соответствии с *законом сохранения и превращения энергии* выделяющаяся при химических реакциях энергия может быть преобразована в другие виды энергии. Так, при сжигании топлива на теплоэлектростанциях часть выделяющейся энергии преобразуется в электрическую.

Реакции экзотермические и эндотермические. Тепловой эффект реакции. Термохимические уравнения реакций. Закон сохранения и превращения энергии



Подумай, ответь, выполни...

1. Составьте краткий план-конспект параграфа.
2. Какие данные нужно обязательно указывать при составлении термохимических уравнений? Поясните на конкретных примерах.
3. Какое количество теплоты выделится при сжигании 100 л водорода, взятого при нормальных условиях, в избытке кислорода? Термохимическое уравнение реакции:



4. Вычислите, сколько сгорело угля, если при этом выделилось 33 520 кДж теплоты.



Обратитесь к «Задачнику с «помощником», изучите материал на с. 66—68 и решите задачи 5.3, 5.9, 5.22 и 5.28.

Личный результат

Я знаю, как составлять термохимические уравнения реакций.

Я могу производить расчёты по термохимическому уравнению реакции.

§ 3

Скорость химических реакций

- Какие вещества называют катализаторами?
- Приведите примеры каталитических реакций.
- Как осуществляются химические реакции в живых организмах?

Понятие о скорости химических реакций. Вам известно, что некоторые химические реакции, например горение водорода в хлоре, протекают очень быстро, другие же, например ржавление железа (рис. 2), — медленно. Для повышения производительности химических производств (например, производства удобрений или пластмасс) необходимо создать условия, способствующие ускорению химических процессов. Чем быстрее будет протекать та или иная химическая реакция, тем больше в единицу времени образуется требуемого продукта. А некоторые химические реакции наносят вред (например, порча пищевых продуктов). Скорость таких нежелательных реакций необходимо замедлить.

Что же такое скорость химической реакции? Нетрудно понять, что скорость реакции должна определяться изменением концентрации прореагировавшего или образующегося вещества в единицу времени. Концентрацию вещества часто определяют как число молей в литре.

Допустим, что начальная концентрация оксида серы(IV) SO_2 в реакции окисления его до оксида серы(VI) SO_3 была 2 моль/л, а через 50 с стала 0,5 моль/л. В этом случае скорость данной реакции (v) равна:

$$v = (2 - 0,5) : 50 = 1,5 : 50 = 0,03 \text{ моль}/(\text{л} \cdot \text{с})$$

Это означает, что каждую секунду в 1 л газовой смеси 0,03 моль оксида серы(IV) превращается в оксид серы(VI).



Рис. 2. Ржавление

Если первоначальную концентрацию вещества обозначить как c_1 , а концентрацию через некоторое время t — как c_2 , то скорость реакции в общем виде можно выразить так:

$$v = (c_1 - c_2) : (t_2 - t_1),$$

или

$$v = \Delta c : \Delta t,$$

где $\Delta c = c_1 - c_2$ и $\Delta t = t_2 - t_1$.



Определение

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ определяется изменением концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени.

Катализ. Большинство химических реакций, протекающих в лаборатории, в промышленности и особенно в живых организмах, — *каталитические*, т. е. идущие в присутствии катализатора. Вы узнали о каталитических реакциях, когда изучали способы получения кислорода в лаборатории. Так, разложение бертолетовой соли и пероксида водорода ускоряется в присутствии катализатора оксида марганца(IV).

Бертолле Клод Луи (1748—1822). Французский химик, академик. Впервые разработал основные закономерности протекания химических реакций. Имеет ряд значительных работ по неорганической химии.



Определение

Вещества, которые ускоряют химическую реакцию, но сами в ходе реакции не расходуются и не входят в состав конечных продуктов, называют **КАТАЛИЗАТОРАМИ**.

Обычно в качестве катализаторов используют металлы (Fe, Ni, Pt, Pd и др.) или их соединения (оксиды, соли). Особую роль играют биологические катализаторы — *ферменты*, ускоряющие реакции в живых организмах (см. § 58). Например, фермент каталаза разрушает токсичный пероксид водорода, образующийся в ходе различных окислительных процессов в организме. За одну секунду молекула каталазы может разложить на воду и кислород 40 000 000 молекул пероксида водорода. Молекулы ферментов имеют очень сложное строение и часто включают атомы металлов (Fe, Zn и др.).

Дополнительную информацию можно найти в Интернете.

Несмотря на то что человек использует различные катализаторы уже около 200 лет, теория катализа, которая могла бы предсказывать каталитические свойства веществ, до сих пор не разработана. Поэтому катализ — одна из самых перспективных областей современной химии.

Существуют и вещества, которые замедляют скорость химических реакций. Такие вещества называют *ингибиторами*. Например, в присутствии ингибиторов нестойкий пероксид водорода может долго храниться, не разлагаясь на воду и кислород.

Ускорение химических реакций катализаторами носит название *катализа*, а замедление — *ингибирование*.

Зависимость скорости химических реакций от условий их протекания. Условия, определяющие скорость химических реакций, перечислены в таблице 1.

Таблица 1

Условия, влияющие на скорость химических реакций

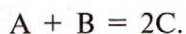
Условия	Примеры
1. Скорость химических реакций зависит от природы реагирующих веществ	Металлы (калий, натрий) с одним и тем же веществом — водой — реагируют с различными скоростями
2. Для веществ в растворённом состоянии и газов скорость химических реакций зависит от концентрации реагирующих веществ	Горение веществ в чистом кислороде происходит интенсивнее, чем на воздухе, где концентрация кислорода почти в 5 раз меньше
3. Для веществ в твёрдом состоянии скорость реакции прямо пропорциональна площади поверхности реагирующих веществ	Вещества железа и сера в твёрдом состоянии реагируют достаточно быстро лишь при предварительном измельчении и перемешивании
4. При повышении температуры на каждые 10 °С скорость большинства реакций увеличивается в 2—4 раза (справедливо для небольшого интервала температур, примерно от 0 до 100 °С)	Со многими веществами кислород начинает реагировать с заметной скоростью уже при обычной температуре (медленное окисление). При повышении температуры скорость окисления резко увеличивается и начинается бурная реакция (горение)
5. Скорость химических реакций зависит от наличия катализаторов или ингибиторов	Окисление оксида серы(IV) в оксид серы(VI) ускоряется оксидом ванадия(V). В присутствии ингибиторов соляная кислота становится инертной по отношению к металлам

**Скорость химической реакции. Катализ. Ингибирование.
Катализаторы. Ингибиторы. Ферменты**



Подумай, ответь, выполни...

1. Что такое скорость химической реакции и как её определяют?
2. Приведите примеры реакций, замедление или ускорение которых имеет положительное или отрицательное значение для производства либо в быту.
3. В таблице 1 указаны условия, влияющие на скорость химических реакций, и даны примеры. Назовите для каждого условия один-два дополнительных примера, составьте уравнения реакций и дайте обоснование их осуществления.
4. В сосуде ёмкостью 2 л газы А и В реагируют в соответствии с уравнением



В начале реакции газа А было 0,4 моль, а через 2 с было обнаружено 0,2 моль продукта. Определите скорость реакции.

Тестовые задания

1. С большей скоростью идёт взаимодействие соляной кислоты
1) с Hg 2) с Zn 3) с Mg 4) с Fe
2. Скорость реакции железа с соляной кислотой увеличится, если
1) добавить индикатор
2) повысить давление
3) измельчить кусок металла
4) понизить температуру раствора



Используя электронное приложение к учебнику (§ 3), рассмотрите график «Изменение концентрации реагирующих веществ во времени» (раздел «Рисунки»). Просмотрите видеофрагменты «Зависимость скорости реакций от условий их протекания».

Личный результат

Я знаю, как условия протекания реакции влияют на её скорость.
Я могу рассчитать скорость химической реакции.

§ 4

Практическая работа 1

Изучение влияния условий проведения химической реакции на её скорость

- **Какие правила техники безопасности нужно соблюдать при работе с кислотами и пероксидом водорода?**

1. Влияние природы реагирующих веществ

1) В три пробирки налейте соляную кислоту. В первую пробирку положите кусочек магния, во вторую — кусочек цинка, в третью — кусочек меди. Что наблюдаете? Какая из реакций протекает быстрее?

2) Налейте в одну пробирку соляной кислоты, в другую — такое же количество уксусной кислоты (концентрация кислот должна быть одинаковой). Опустите в каждую пробирку по две гранулы цинка. Определите, какая реакция протекает быстрее.

2. Влияние концентрации реагирующих веществ

В две пробирки поместите по одной грануле цинка. В одну пробирку прилейте 1 мл 30 %-ной соляной кислоты, в другую — 1 мл 10 %-ной соляной кислоты. Где более интенсивно проходит реакция? Почему?

3. Влияние поверхности соприкосновения реагентов

В одну пробирку опустите кусочек мела, в другую насыпьте немного порошка мела. Налейте в пробирки по 1,5 мл соляной кислоты одинаковой концентрации. Есть ли разница в скорости выделения газа?

4. Влияние температуры

В две пробирки опустите по одной грануле цинка. Налейте в каждую пробирку по 1 мл соляной кислоты одинаковой концентрации. Одну пробирку опустите в стакан с горячей водой. Сравните интенсивность выделения пузырьков водорода в пробирках и сделайте вывод о влиянии температуры на скорость химической реакции.

5. Влияние катализатора

В пробирку налейте 1 мл пероксида водорода и внесите тлеющую лучинку, не прикасаясь к жидкости. Что наблюдаете? Добавьте к пероксиду водорода несколько кристалликов оксида марганца(IV) MnO_2 и снова внесите тлеющую лучинку. Что наблюдаете? Какую роль играет MnO_2 ?

6. Отчёт о работе составьте в произвольной форме и сделайте общий вывод.

Личный результат

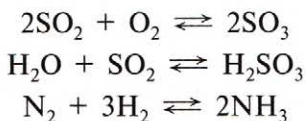
Я знаю, какие факторы влияют на скорость химической реакции.

Обратимые реакции.

Понятие о химическом равновесии

• Какие типы химических реакций вы знаете?

Многие химические реакции при определённых условиях протекают одновременно в двух направлениях: как слева направо, так и справа налево. Например:



В таких реакциях вместо знака равенства ставят знак обратимости (\rightleftharpoons). Он означает, что в реакции одновременно протекают два процесса — прямой и обратный.



Определение

Химические реакции, которые протекают одновременно в двух противоположных направлениях — прямом и обратном, называют ОБРАТИМЫМИ РЕАКЦИЯМИ.

В обратимых реакциях скорость прямой реакции вначале максимальная, а затем она уменьшается из-за того, что уменьшается концентрация исходных веществ. В то же время скорость обратной реакции, вначале минимальная, увеличивается по мере увеличения концентрации продуктов реакции. В какой-то момент времени скорости прямой и обратной реакций становятся равными: $v_1 = v_2$, т. е. в единицу времени образуется столько же молекул продуктов реакции, сколько их распадается на молекулы исходных веществ. Такое состояние называют химическим равновесием.



Определение

Состояние системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, называют ХИМИЧЕСКИМ РАВНОВЕСИЕМ.

Состояние химического равновесия в реакционной системе сохраняется до тех пор, пока остаются неизменными условия реакции: *концентрация, температура, давление*. Как только условия изменяются, равновесие смещается в ту или иную сторону, т. е. химическое равновесие — динамический процесс. На производстве, где в результате

обратимых реакций получают многие химические соединения, очень важно знать условия, при которых химическое равновесие смещается в сторону образования продуктов реакции. *Смещение химического равновесия* подчиняется общему правилу, известному под названием **принцип Ле Шателье**:



При изменении внешних условий химическое равновесие смещается в сторону той реакции (прямой или обратной), которая ослабляет это внешнее воздействие.

Другими словами, нагревание равновесной системы ведёт к смещению равновесия в сторону эндотермического процесса; повышение давления способствует процессу, идущему с уменьшением объёма; увеличение концентрации одного из исходных веществ ведёт к увеличению скорости прямой реакции, а увеличение концентрации продукта ведёт к увеличению скорости обратной реакции.

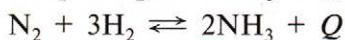
Обращаем ваше внимание на то, что *катализаторы не влияют на смещение химического равновесия*. Они ускоряют как прямую, так и обратную реакцию, т. е. способствуют более быстрому достижению равновесия.

Обратимые химические реакции. Прямая и обратная реакции. Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье

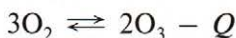


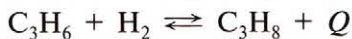
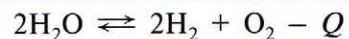
Подумай, ответь, выполни...

1. Составьте краткий план-конспект параграфа.
2. Определите, в каком направлении сместится равновесие: а) при увеличении концентрации одного из исходных веществ; б) при повышении температуры; в) при повышении давления в следующих реакциях:



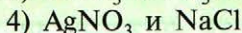
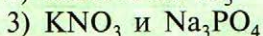
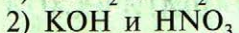
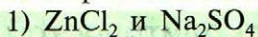
3. Для какой химической реакции понижение температуры повлияет на смещение химического равновесия в сторону образования продуктов реакции?





Тестовые задания

1. Обратимые химические реакции возможны между растворами



2. Для смещения химического равновесия реакции



в сторону образования оксида азота(IV) необходимо

1) повысить температуру

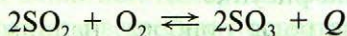
2) понизить температуру

3) уменьшить давление

4) увеличить давление

5) увеличить концентрацию оксида азота(II)

3. На смещение химического равновесия реакции



в сторону образования оксида серы(IV) **не оказывает** влияния

1) понижение температуры

2) увеличение давления

3) катализатор

4) увеличение концентрации оксида серы(IV)



Используя электронное приложение, ознакомьтесь с биографией французского учёного Анри Ле Шателье (§ 5).

Личный результат

Я знаю, какие условия влияют на смещение химического равновесия.

Я могу определять направление смещения химического равновесия в зависимости от изменения условий протекания химической реакции.

ГЛАВА II

ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ

§ 6

Сущность процесса электролитической диссоциации

- Повторите по учебнику физики, что такое электрический ток.
- Какие частицы являются переносчиками электрического тока у металлов?
- Какие признаки протекания химической реакции могут наблюдаться при образовании растворов?
- Какие вещества называют кристаллогидратами?

С особенностями растворения в воде веществ с различными видами химической связи можно познакомиться экспериментально, исследуя электрическую проводимость растворов этих веществ с помощью прибора, изображённого на рисунке 3.

Если погрузить электроды прибора, например, в сухую поваренную соль, то лампочка не загорится. Тот же результат получится, если электроды опустить в дистиллированную воду. Однако при погружении электродов

в водный раствор хлорида натрия лампочка загорается. Значит, раствор хлорида натрия проводит электрический ток. Подобно хлориду натрия ведут себя и другие растворимые соли, щёлочи и кислоты. Водные же растворы, например, сахара, глюкозы, спирта, кислорода, азота электрический ток не проводят.

Механизм растворения в воде веществ с различным видом химической связи. Почему из рассмотренных примеров именно соли, щёлочи и кислоты в водном растворе проводят электрический ток? Чтобы ответить на этот вопрос, необходимо вспомнить, что свойства веществ определяются их строением. Рассмотрим, например, строение кристаллов хлорида

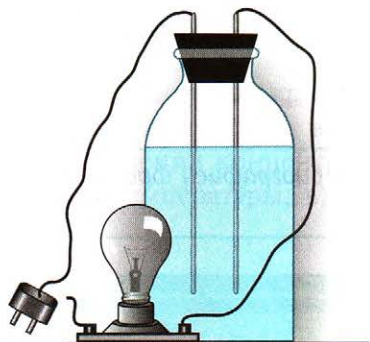


Рис. 3. Прибор для проверки электрической проводимости растворов

натрия. Это ионное соединение, в узлах кристаллической решётки которого находятся катионы (положительно заряженные ионы натрия) и анионы (отрицательно заряженные ионы хлора).

Для понимания механизма растворения в воде веществ с ионной связью следует также учесть, что в молекуле воды связи между атомами водорода и кислорода ковалентные сильнополярные. По этой причине молекула воды — *полярная молекула*, т. е. диполь (атом кислорода представляет собой отрицательный полюс молекулы, атомы водорода — положительный). Вследствие этого, например, при растворении хлорида натрия молекулы воды притягиваются своими отрицательными полюсами к положительно заряженным ионам натрия, а положительными полюсами — к отрицательно заряженным хлорид-ионам. В результате связь между ионами ослабляется и кристаллическая решётка разрушается (рис. 4, а). В раствор переходят ионы натрия и хлора, окружённые молекулами воды, — *гидратированные ионы* (рис. 4, б). Этому процессу способствует также большая диэлектрическая проницаемость воды, которая при 20 °С равна 81. Это значит, что химическая связь между ионами в воде ослабляется в 81 раз по сравнению с вакуумом.

При растворении в воде веществ с ковалентной сильнополярной связью, например хлороводорода HCl , происходит изменение характера химической связи, т. е. под влиянием полярных молекул воды ковалентная полярная связь в растворяемом веществе превращается в ионную и далее процесс отщепления частиц протекает аналогично тому, как это показано на рисунке 4.

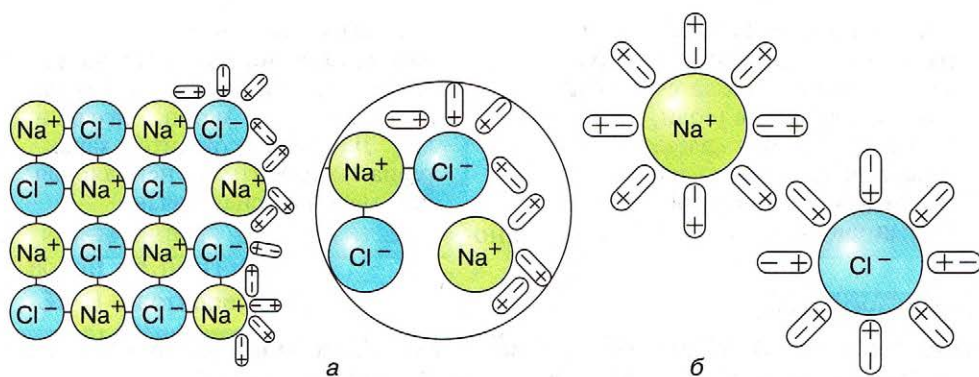


Рис. 4. Механизм растворения хлорида натрия в воде: а — притяжение и действие полярных молекул воды на кристаллическую решётку хлорида натрия; б — образование гидратированных ионов натрия и хлорид-ионов (обозначены цветными кружками)

Соли и щёлочи проводят электрический ток не только в водных растворах, но и в расплавах. При расплавлении усиливаются колебательные движения частиц, что приводит к ослаблению связи между ними. В результате также разрушается кристаллическая решётка. Таким образом, соли, щёлочи и кислоты при растворении в воде, а также соли и щёлочи при расплавлении *распадаются на ионы*. Образовавшиеся ионы как заряженные частицы могут передвигаться в электрическом поле, поэтому растворы и расплавы таких веществ электропроводны.



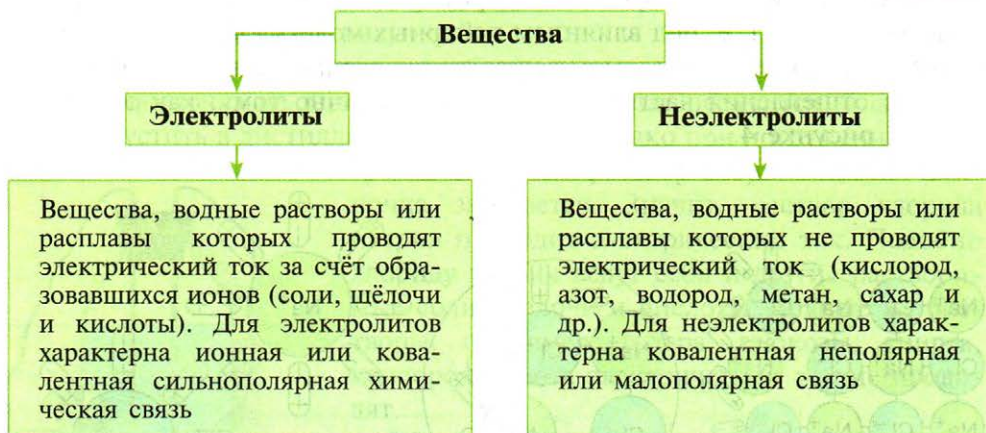
Определение

Вещества, водные растворы или расплавы которых проводят электрический ток за счёт образовавшихся ионов, называют **ЭЛЕКТРОЛИТАМИ**.

При растворении же в воде сахара, ацетона, спирта в раствор переходят нейтральные молекулы этих веществ, которые не передвигаются в электрическом поле. Поэтому растворы таких веществ не проводят электрический ток.

По признаку проведения электрического тока в растворе или расплаве все вещества можно разделить на электролиты и неэлектролиты (схема 1).

Схема 1



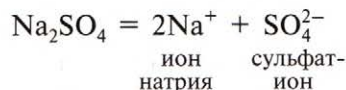
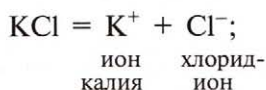
Определение

Процесс распада электролита на ионы при растворении его в воде или расплавлении называют **ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИЕЙ**.

Основные положения теории электролитической диссоциации были сформулированы в 1887 г. шведским учёным С. Аррениусом. В настоящее время их можно сформулировать следующим образом:

1. Электролиты — это вещества, которые при растворении в воде или в расплавленном состоянии распадаются на ионы. Ионы — это атомы или группы атомов, обладающие положительным (катионы) или отрицательным (анионы) зарядом.

В водных растворах ионы химически связаны с молекулами воды, т. е. гидратированы. Так как число молекул воды, которые присоединяет ион, в большинстве случаев неизвестно, то уравнения процессов электролитической диссоциации изображают упрощённо, например:



2. Ионы отличаются от нейтральных атомов как по строению, так и по свойствам.

Рассмотрим, например, *нейтральный атом натрия*:



Атомы натрия легко отдают наружные электроны, поэтому они химически очень активны: при обычных условиях окисляются на воздухе, реагируют с водой и т. д.

А теперь рассмотрим *ион натрия*:



Ионы натрия не отдают электроны, поэтому не могут окисляться и с водой не реагируют.

3. В растворе и расплаве электролита ионы движутся хаотически (рис. 5). При пропускании постоянного электрического тока через этот раствор или расплав положительно заряженные ионы (катионы) движутся к катоду, а отрицательно заряженные ионы (анионы) — к аноду (рис. 6).

Растворение как физико-химический процесс. Присоединение воды к ионам, атомам или молекулам (*гидратация*) может сопровождаться как выделением, так и поглощением энергии.

Аррениус Сванте Август (1859—1927). Шведский учёный.

В 1887 г. сформулировал основные положения теории электролитической диссоциации. В 1903 г. был награждён Нобелевской премией «в знак признания особого значения теории электролитической диссоциации для развития химии». Проводил исследования во многих других областях науки.

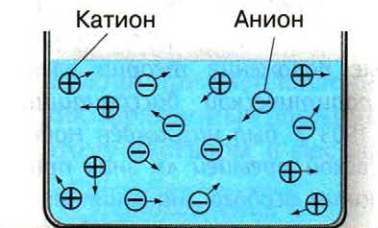


Рис. 5. Хаотическое движение ионов в растворах и расплавах

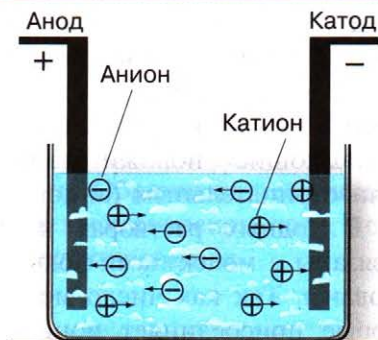


Рис. 6. Движение ионов при пропускании постоянного тока через раствор или расплав электролита

Так, при растворении в воде концентрированной серной кислоты H_2SO_4 происходит сильное разогревание (рис. 7, а). Из-за повышения температуры часть воды может превратиться в пар и под его давлением выбросить кислоту из сосуда. Чтобы этого избежать, серную кислоту тонкой струёй наливают в лёд или воду (но не наоборот!) при постоянном помешивании.

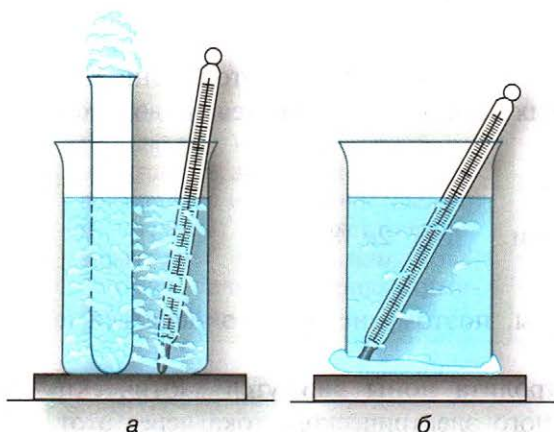


Рис. 7. Разогревание раствора при растворении серной кислоты в воде (а); охлаждение раствора при растворении в воде нитрата аммония (б)

Если же, например, растворять в воде аммиачную селитру (нитрат аммония NH_4NO_3) в тонкостенном стакане, поставленном на мокрую дощечку, то охладившийся стакан примерзает к дощечке (рис. 7, б).

Тепловые явления при растворении свидетельствуют о протекании химической реакции, т. е. о взаимодействии растворяемого вещества с водой. Таким образом, растворение — это не просто механическое распределение частиц растворённого вещества между молекулами растворителя, а физико-химический процесс.

Гидратированные ионы могут отличаться по окраске от негидратированных. Например, гидратированные ионы меди(II) имеют голубой цвет, поэтому при растворении в воде сульфата меди(II) CuSO_4 (порошок белого цвета) раствор приобретает голубую окраску. При выпаривании такого раствора образуются голубые кристаллы медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

В 8 классе вы узнали, что подобные кристаллические вещества, содержащие в своём составе химически связанную воду, называют *кристаллогидратами*. Кристаллогидраты образуют многие вещества. Примеры кристаллогидратов — это $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — кристаллогидрат сульфата железа(II) (железный купорос), $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — кристаллогидрат сульфата кальция (гипс), $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — кристаллогидрат карбоната натрия (кристаллическая сода).

Электролиты. Неэлектролиты. Электролитическая диссоциация. Гидратация. Кристаллогидраты



Подумай, ответь, выполни...

1. Поясните, почему раствор сахара не проводит электрический ток, а раствор хлорида натрия проводит.
2. Перечислите основные причины, вызывающие распад некоторых веществ на ионы при растворении их в воде или расплавлении.
3. Укажите различия в строении и свойствах ионов и атомов, например, для кальция и фтора.
4. Определите массу сульфида меди(II), образовавшегося в результате взаимодействия 5 моль сульфата меди(II) с сероводородной кислотой, взятой в избытке.



Используя электронное приложение (§ 6), ознакомьтесь с разделами «Анимации», «Видеофрагменты», «Биографии», «Это интересно».



Прочитайте о теории электролитической диссоциации в книге М. М. Колтуна «Мир химии» из серии «Твой кругозор» (М.: Просвещение, 2009).

Личный результат

Я умею объяснять причину электропроводности водных растворов солей, кислот, щелочей и иллюстрировать примерами изученные понятия.

§ 7

Диссоциация кислот, оснований и солей

- Вспомните состав кислот, оснований и солей.
- Какую химическую связь называют ковалентной?

Рассмотрим процессы диссоциации кислот, оснований и солей в водных растворах.

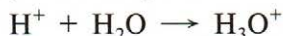
Важная информация

Все растворимые кислоты в водных растворах диссоциируют на ионы водорода и кислотных остатков.

Например, соляная кислота диссоциирует на ионы водорода и хлорид-ионы:



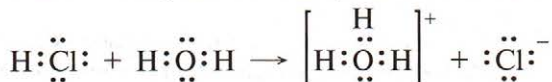
Установлено, что при диссоциации молекул кислот образуются не свободные ионы водорода, а их гидраты — *ионы гидроксония*:



Образование ионов гидроксония можно объяснить возникновением дополнительной ковалентной связи между ионом водорода кислоты и атомом кислорода в молекуле воды. В этом случае электроны для общей электронной пары предоставляют не оба атома, а только один из них. Атом, который предоставляет общую электронную пару, называют *донором*; атом, который её приобретает, — *акцептором*. Механизм этой реакции называют *донорно-акцепторным*.

По этому механизму образуется ион аммония (см. § 14).

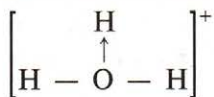
Образование иона гидроксония при диссоциации молекул соляной кислоты схематически изображают так (точками обозначены электроны):



или



Из схемы видно, что в ионе гидроксония атом кислорода предоставляет общую электронную пару, т. е. является её донором, а ион H^+ — её акцептором. Этот вид ковалентной связи иногда изображают стрелкой:



Учитывая гидратацию ионов, процесс диссоциации, например, азотной кислоты следовало бы изобразить так:

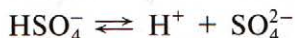


Однако этот процесс принято изображать упрощённо:



Так же упрощённо изображают процесс диссоциации всех электролитов. Пользуясь такими схемами, нужно помнить, что в водных растворах электролитов ионы гидратированы.

Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:



Ионы HSO_4^- диссоциируют не полностью, поэтому ставят знак \rightleftharpoons , который указывает, что образовавшиеся ионы H^+ и SO_4^{2-} могут соединяться и образовывать исходные ионы HSO_4^- . Вы уже знаете, что такие процессы называют обратимыми. Если скорость распада на ионы больше, чем скорость образования исходных ионов, то принято говорить, что процесс диссоциации смещается вправо, а если наоборот — то влево.



С точки зрения теории электролитической диссоциации кислоты можно определить так:



Определение

КИСЛОТЫ — это сложные вещества, при диссоциации которых в водных растворах в качестве катионов отщепляются только ионы водорода.

Именно ионы водорода придают кислотам характерные для них общие свойства.



Важная информация

Все растворимые основания в водных растворах диссоциируют на отрицательно заряженные гидроксид-ионы и положительно заряженные ионы металлов.

Например, гидроксид натрия распадается на ионы натрия и гидроксид-ионы:



✓ Определение

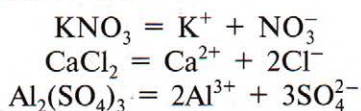
ОСНОВАНИЯ — это сложные вещества, при диссоциации которых в водных растворах в качестве анионов отщепляются только гидроксид-ионы.

Присутствием в растворах гидроксид-ионов объясняются характерные общие свойства оснований.

! Важная информация

Все растворимые соли в водных растворах диссоциируют на катионы металлов и анионы кислотных остатков.

Примеры диссоциации солей:



✓ Определение

СОЛИ — это сложные вещества, которые в водных растворах диссоциируют на катионы металлов и анионы кислотных остатков.

Характерные химические свойства электролитов показаны в таблице 2.

Таблица 2

Свойства кислот, оснований и солей с точки зрения теории электролитической диссоциации

Электролиты	Характерные общие ионы	Характерные свойства
Кислоты	H^+	Действуют на индикаторы и реагируют с ионами OH^- с образованием воды: $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
Основания	OH^-	Действуют на индикаторы и реагируют с ионами H^+ с образованием воды: $\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$
Соли	Общих ионов нет	Отсутствуют общие свойства, обусловленные наличием общих ионов

Кислоты, основания, соли с точки зрения теории электролитической диссоциации. Ступенчатая диссоциация. Ион гидроксония. Донор. Акцептор



Подумай, ответь, выполни...

1. Что такое ион гидроксония и как он образуется? Какой вид связи в этом ионе?
2. Напишите уравнения процессов диссоциации фосфорной кислоты, гидроксида калия и сульфата алюминия.
3. Вычислите количество гидроксида калия (в молях), вступившего в реакцию с серной кислотой, если в результате образовалось 174 г соли.

Тестовые задания

1. При растворении в воде гидроксид-ионы образует вещество, формула которого

- 1) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 2) CH_3OH 3) LiOH 4) H_2SO_4

2. Вещества, которые относятся к разным классам неорганических соединений, но образуют при диссоциации в водных растворах одинаковые катионы, — это

- 1) KOH и LiOH 3) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и BaCl_2
2) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и BaSO_4 4) CaCO_3 и $\text{Ca}(\text{OH})_2$

3. Вещества, которые относятся к разным классам неорганических соединений, но образуют при диссоциации в водных растворах одинаковые анионы, — это

- 1) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ 3) BaSO_4 и Na_2SO_4
2) LiOH и $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 4) HNO_3 и $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$



Используя электронное приложение, выполните тесты к § 7.

Личный результат

Я могу объяснить, чем обусловлены общие свойства растворов кислот и растворов оснований.

Я умею составлять уравнения электролитической диссоциации кислот, оснований и солей.

§ 8

Слабые и сильные электролиты. Степень диссоциации

- Сколько структурных единиц содержит 1 моль любого вещества?

До сих пор мы рассматривали электролиты, которые в водных растворах полностью распадаются на ионы. Возникают вопросы: все ли электролиты в одинаковой степени распадаются на ионы? Какова доля диссоциированных молекул у различных электролитов? При каких условиях процесс диссоциации смещается вправо, а при каких — влево?

Ответы на эти вопросы дают следующие эксперименты.

Если опустить в концентрированный раствор хлорида натрия электрода прибора для определения электрической проводимости (см. рис. 3), то лампочка в нём засветится ярко, а в концентрированном растворе уксусной кислоты — неярко. При добавлении воды к раствору уксусной кислоты лампочка начинает светиться всё ярче. Разбавление же раствора хлорида натрия почти не влияет на яркость свечения лампочки. Так как электрическая проводимость зависит от числа ионов в растворе, то, следовательно, хлорид натрия даже в концентрированных растворах диссоциирует на ионы полностью, молекулы же уксусной кислоты в концентрированных растворах почти не диссоциируют. При разбавлении раствора уксусной кислоты число диссоциированных молекул увеличивается.

На основании эксперимента можно сделать следующие выводы:

Некоторые электролиты независимо от их концентрации в водных растворах полностью диссоциируют на ионы. К таким электролитам относятся вещества с ионной кристаллической решёткой, например хлорид натрия.

Известны электролиты, которые диссоциируют частично. При разбавлении растворов этих веществ равновесие диссоциации смещается вправо, а при увеличении концентрации — влево.

Отношение числа диссоциированных молекул к общему числу молекул, находящихся в растворе, называют *степенью диссоциации* α (альфа).

Под названием «уксусная эссенция» продаётся концентрированная (70—80 %-ная) уксусная кислота, а столовый уксус — это обычно 9 %-ный раствор уксусной кислоты. С уксусной эссенцией надо обращаться очень осторожно — она может вызвать ожоги! Без разбавления использовать её для приготовления пищи нельзя.

Если число диссоциированных молекул обозначить буквой n , а общее число растворённых молекул — N , то степень диссоциации α можно вычислить по формуле

$$\alpha = \frac{n}{N}$$

Допустим, что при растворении в воде 1 моль азотной кислоты половина всех молекул распалась на ионы. Пользуясь вышеприведённой формулой, вычисляем степень диссоциации:

$$\alpha = \frac{n}{N}; \quad \alpha = 3,01 \cdot 10^{23} : 6,02 \cdot 10^{23} = 0,5$$

Иногда требуется выразить степень диссоциации в процентах:

$$0,5 \cdot 100 = 50, \text{ или } \alpha = 50 \%$$

Величина n может принимать значения от 0 до N . Соответственно с этим может изменяться величина α : 1) от 0 (диссоциации нет) до 1 (диссоциация полная); 2) в процентах от 0 (диссоциации нет) до 100 % (диссоциация полная).

Классификация электролитов в зависимости от степени диссоциации приведена в таблице 3.

Таблица 3

Условная классификация электролитов в зависимости от степени диссоциации

Классификация электролитов и их характерные свойства	Примеры
<i>Сильные электролиты</i> — это химические соединения, которые при растворении в воде полностью распадаются на ионы	Почти все растворимые соли, кислоты — соляная, азотная, серная и др.; растворимые основания (щёлочи) — гидроксиды щелочных металлов, гидроксиды бария и кальция
<i>Слабые электролиты</i> — это химические соединения, которые незначительно диссоциируют на ионы	Уксусная, угольная, борная кислоты и др. Следует учесть, что вода тоже слабый электролит и диссоциирует (хотя и незначительно) на ионы: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$

Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты



Подумай, ответь, выполни...

1. Что означает выражение: «Степень диссоциации уксусной кислоты в данном растворе равна 0,3»?
2. Используя понятие «степень диссоциации», объясните смысл понятий «сильная кислота» и «слабая кислота».
3. Приведите примеры сильных и слабых электролитов. Где на практике необходимо учитывать силу электролитов?
4. Дан раствор слабого электролита. Как увеличить степень его диссоциации?

Тестовые задания

1. Среди перечисленных электролитов сильным электролитом является
 - 1) сульфат меди(II)
 - 2) сероводородная кислота
 - 3) фосфорная кислота
 - 4) гидроксид цинка
2. При полной диссоциации 1 моль нитрата меди(II) в растворе образуется
 - 1) 3 моль катионов меди и 1 моль нитрат-ионов
 - 2) 2 моль катионов меди и 3 моль нитрат-ионов
 - 3) 1 моль катионов меди и 2 моль нитрат-ионов
 - 4) 1 моль катионов меди и 3 моль нитрат-ионов
3. Выберите верную запись правой части уравнения диссоциации карбоната натрия.
 - 1) $= \text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$
 - 2) $= \text{Na}^+ + 2\text{CO}_3^{2-}$
 - 3) $= 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$
 - 4) $= 2\text{Na}^+ + \text{HCO}_3^-$



Используя электронное приложение, выполните тесты к § 8; прочитайте биографии Ивана Алексеевича Каблукова и Владимира Александровича Кистяковского.

Личный результат

Я могу объяснить, чем различаются слабые и сильные электролиты.
Я умею рассчитывать степень диссоциации электролита.

Реакции ионного обмена

- Какие ионы образуют при диссоциации кислоты, основания и соли?
- Какие реакции называют реакциями обмена?
- При каких условиях реакции обмена протекают до конца?

Реакции ионного обмена. Вам известно, что в водных растворах все электролиты в той или иной степени распадаются на ионы и реакции происходят между ионами.



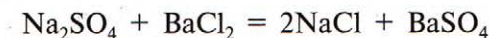
Определение

Реакции между ионами в растворе называют ИОННЫМИ РЕАКЦИЯМИ.

Уравнения ионных реакций можно записывать в полном и сокращённом виде — в виде *полных ионных* и *сокращённых ионных уравнений* (табл. 4). (Для ионных реакций выражение «в молекулярном виде», как и сама запись, является условным.) В ионных уравнениях в виде ионов записывают все вещества, кроме нерастворимых, газообразных и малодиссоциирующих. В качестве примера рассмотрим реакцию между растворами сульфата натрия и хлорида бария.

Академик П.-Т. Клеве при защите диссертации С. Аррениуса о диссоциации веществ воскликнул: «Это чистая фантазия! Возможно ли, чтобы калий самостоятельно существовал в растворе? Ведь любой ученик знает, что калий бурно реагирует с водой...»

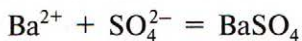
Молекулярное уравнение:



Полное ионное уравнение:



Сокращённое ионное уравнение:



Важная информация

Сокращённое ионное уравнение показывает, какие именно ионы участвуют в реакции.

С условиями протекания ионных реакций можно познакомиться опытным путём.

Лабораторный опыт. Реакции между растворами электролитов

1) В пробирку с раствором хлорида натрия прилейте раствор нитрата серебра(I) или нитрата свинца(II). Выпадает осадок.

2) В пробирку с раствором карбоната натрия прилейте соляной кислоты. В результате реакции выделяется газ.

3) В пробирку с раствором азотной кислоты прилейте раствор гидроксида калия. В результате реакции выделяется теплота.

4) К раствору хлорида магния прилейте раствор сульфата натрия. Признаков химической реакции не наблюдается.

● Запишите уравнения проведённых реакций.


На основании проведённых опытов можно сделать вывод, что *реакции ионного обмена протекают до конца в следующих случаях:*

1) если выпадает осадок;

2) если выделяется газ;

3) если образуется малодиссоциирующее вещество, например вода.

Если в растворе нет таких ионов, которые могут связываться между собой, реакция обмена не протекает до конца, т. е. является обратимой (табл. 4).

 **Посмотрите на форзац II учебника.**

Чтобы сделать вывод о протекании реакции ионного обмена до конца, надо использовать данные *таблицы растворимости солей, оснований и кислот в воде.*

Например, чтобы составить уравнения всех возможных реакций, в которых участвует хлорид магния, рассуждают так:

1. Убеждаются, что хлорид магния $MgCl_2$ растворим в воде.

2. $MgCl_2$ будет реагировать только с такими растворимыми в воде веществами, которые способны осадить либо ионы Mg^{2+} , либо хлорид-ионы Cl^- .

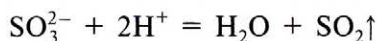
3. Ионы Mg^{2+} можно осадить: а) ионами OH^- , т. е. нужно подействовать любой щёлочью, что приведёт к образованию малорастворимого гидроксида магния $Mg(OH)_2$; б) при действии растворимыми в воде солями, содержащими один из следующих анионов: CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , S^{2-} . Можно воспользоваться солями натрия, калия и аммония, содержащими указанные анионы, так как эти соли растворимы в воде.

4. Хлорид-ионы Cl^- можно осадить катионами Ag^+ и Pb^{2+} , поэтому для проведения реакции нужно выбрать растворимые соли, содержащие эти катионы.

Уравнения ионных реакций

Молекулярное уравнение реакции	Ионное уравнение реакции	
	полное	сокращённое
1. В результате реакции выпадает осадок		
$2\text{NaCl} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{PbCl}_2\downarrow + 2\text{NaNO}_3$	$2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{Pb}^{2+} + 2\text{NO}_3^- = \text{PbCl}_2\downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{NO}_3^-$	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{Cl}^- = \text{PbCl}_2\downarrow$
2. В результате реакции выделяется газ		
$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{CO}_3$ $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- = 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
3. В результате реакции образуется малодиссоциирующее вещество		
$\text{KOH} + \text{HNO}_3 = \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{K}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{NO}_3^- = \text{K}^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ (вода — малодиссоциирующее вещество)
4. Реакция не происходит		
$\text{MgCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \nrightarrow$	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} \nrightarrow$	

При составлении уравнений реакций ионного обмена, в которых образуются газообразные вещества, следует учесть, что анионы CO_3^{2-} , SO_3^{2-} и S^{2-} способны реагировать с кислотами с образованием соответствующего газа, например:



В свете представлений об электролитической диссоциации кислот, оснований и солей общие свойства этих веществ определяются наличием общих ионов, которые входят в их состав (см. табл. 2).

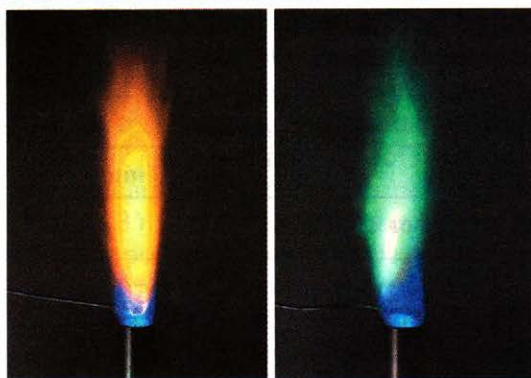


Рис. 8. Окрашивание пламени ионами натрия (слева) и ионами меди

Обнаружение ионов. Вам уже известно, что ионы отличаются от нейтральных атомов строением и свойствами. Некоторые ионы бесцветны (например, ионы натрия и калия), а другие окрашены (например, ионы меди). Для каждого из ионов характерны специфические химические свойства, которые используют для обнаружения этих ионов в растворе.

Вещество, с помощью которого обнаруживают тот или иной ион, называют *реактивом* на этот ион.

✓ **Определение**

Реакцию, с помощью которой определяют наличие того или иного иона, называют **КАЧЕСТВЕННОЙ РЕАКЦИЕЙ** на этот ион.

Для обнаружения ионов используют также их способность окрашивать пламя в характерные цвета (рис. 8).

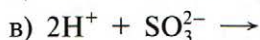
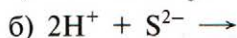
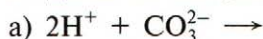
Качественные реакции на различные ионы вы найдёте в Приложении 2 «Определение ионов» (с. 202—203).

Реакции ионного обмена. Качественные реакции. Реактив. Полные и сокращённые ионные уравнения

🔄 **Подумай, ответь, выполни...**

1. Какие реакции называют качественными?
2. Даны растворы, содержащие ионы Ag^+ , SO_4^{2-} , H^+ , I^- . Используя Приложение 1 (с. 202—203), определите, с помощью каких реактивов можно определить эти растворы. Напишите уравнения соответствующих реакций.
3. Даны растворы: а) сульфата цинка и нитрата бария; б) сульфата меди(II) и гидроксида калия; в) сульфата цинка, хлорида магния и фосфата натрия; г) хлорида железа(III) и сульфата магния. При сливании каких растворов реакции обмена пойдут до конца и почему? Составьте уравнения этих реакций в молекулярном, полном и сокращённом ионном виде.

4. Даны схемы реакций:



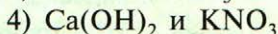
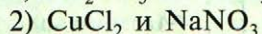
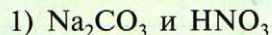
Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярном виде.

5. В раствор, содержащий 40 г сульфата меди(II), поместили железные опилки. Какие вещества образуются в результате реакции и какова их масса?

6. К 20 г раствора, содержащего 5% сульфата меди(II), добавили гидроксид натрия. Вычислите массу образовавшегося осадка.

Тестовые задания

1. Реакция ионного обмена возможна между растворами веществ



2. При добавлении раствора хлорида калия к раствору нитрата серебра

1) выпадает осадок

3) выпадает осадок и выделяется газ

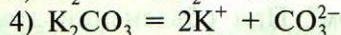
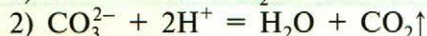
2) выделяется газ

4) видимых изменений не происходит

3. Реакции, схема которой



соответствует сокращённое ионное уравнение



Используя электронное приложение, рассмотрите видеофрагменты к § 9.

Личный результат

Я знаю условия протекания реакций ионного обмена.

Я могу составлять полные и сокращённые ионные уравнения реакций.

§ 10

Гидролиз солей

- Какие катионы образуются при диссоциации кислот?
- Какие анионы образуются при диссоциации щелочей?
- Какие соли называют кислыми, а какие — основными?

При растворении некоторых солей в воде среда раствора может изменяться. Проанализируем водные растворы разных солей с помощью индикаторов (табл. 5).

Таблица 5

Изменение цвета различных индикаторов при действии растворов солей

Соль (раствор)	Цвет индикатора		
	Лакмус	Фенолфталеин	Метиловый оранжевый
Хлорид натрия	Не меняется	Не меняется	Не меняется
Хлорид алюминия	Становится красным	Не меняется	Становится розовым
Карбонат натрия	Становится синим	Становится малиновым	Становится жёлтым

По изменению цвета индикаторов можно сделать вывод, что некоторые соли реагируют с водой. Каким образом? При объяснении этого явления нужно учитывать, что молекула воды хотя и незначительно, но всё же диссоциирует на ионы H^+ и OH^- . Эти ионы и вступают во взаимодействие с ионами, образовавшимися при растворении соли. Если в составе соли имеются ионы, которые могут связываться с ионами H^+ или OH^- , то соль будет реагировать с водой. Процесс взаимодействия солей с водой получил название гидролиза (от греч. «гидро» — вода, «лизис» — разложение).



Определение

ГИДРОЛИЗ СОЛИ — это взаимодействие ионов соли с водой с образованием малодиссоциирующих электролитов.

С водой реагируют соли, образованные или слабым основанием и сильной кислотой, или сильным основанием и слабой кислотой. Это объясняется тем, что в составе таких солей имеются ионы, которые могут связываться с ионами H^+ или OH^- (табл. 6).

Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, не реагируют с водой. Это связано с тем, что ионы таких солей не могут связываться с ионами H^+ и OH^- (см. табл. 6).

Таблица 6

Взаимодействие солей с водой

Растворённая соль	Пояснения	Уравнения реакции (полное ионное и сокращённое ионное)
Хлорид натрия NaCl	Реакция не происходит, так как в растворе нет ионов, которые могут связываться с ионами H^+ или OH^-	$\text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \nrightarrow$
Хлорид алюминия AlCl_3	Происходит гидролиз соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием: гидроксид-ионы и ионы алюминия образуют устойчивые ионы AlOH^{2+} . Накапливаются ионы H^+ , поэтому среда становится кислой	$\begin{array}{c} \text{OH}^- + \text{H}^+ \\ \downarrow \quad \updownarrow \\ \text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \\ \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + 3\text{Cl}^- + \text{H}^+ \\ \\ \text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \\ \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+ \end{array}$
Карбонат натрия Na_2CO_3	Происходит гидролиз соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием: ионы H^+ и ионы CO_3^{2-} образуют устойчивые ионы HCO_3^- . Накапливаются ионы OH^- , поэтому среда становится щелочной	$\begin{array}{c} \text{H}^+ + \text{OH}^- \\ \downarrow \quad \updownarrow \\ 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \\ \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{OH}^- \\ \\ \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \\ \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^- \end{array}$

Некоторые соли нельзя получить реакцией обмена из растворов других солей. При попытке получить сульфид алюминия при взаимодейст-

вии растворов хлорида алюминия и сульфида калия выделяется сероводород и выпадает осадок гидроксида алюминия:



Важная информация

Гидролиз соли — обратимая реакция. Гидролиз усиливается при нагревании и разбавлении раствора.

Гидролиз солей



Подумай, ответь, выполни...

1. Какие соли подвергаются гидролизу и почему? Объясните это на примерах нитрата цинка, сульфата калия и сульфида натрия.
2. Напишите уравнения гидролиза солей: карбоната калия, хлорида меди(II), нитрата свинца(II), фосфата натрия.
3. Техническую соду, массовая доля примесей в которой составляет 10 %, обработали соляной кислотой. При этом выделилось 4 моль оксида углерода(IV). Вычислите массу технической соды, вступившей в реакцию с кислотой.

Тестовые задания

1. Фиолетовый лакмус окрасится в красный цвет в водном растворе
 - 1) сульфида калия
 - 2) нитрата меди(II)
 - 3) сульфата натрия
 - 4) сульфата лития
2. Щелочную среду имеет раствор
 - 1) сульфита калия
 - 2) нитрата натрия
 - 3) сульфата алюминия
 - 4) хлорида магния



Используя электронное приложение, ознакомьтесь с видеофрагментом к § 10.

Личный результат

Я умею определять характер среды растворов солей по их составу.

Практическая работа 2

Решение экспериментальных задач по теме «Свойства кислот, оснований и солей как электролитов»

- **Вспомните правила техники безопасности при работе в химическом кабинете.**
- **Составьте план работы.**
- **Определите перечень необходимых реактивов и оборудования.**

Для решения задачи берите не всё вещество, а порцию (пробу) — примерно 1 см³.

Чтобы не перепутать пробы, ставьте пробирки с растворами одну за другой в штатив для пробирок и нумеруйте с помощью специального карандаша.

Задание 1

Вариант 1. Налейте в пробирку 1—2 мл разбавленной 1 : 4 серной кислоты и опустите в неё кусочек цинка. Составьте уравнение реакции в молекулярном, ионном и сокращённом ионном виде, покажите переход электронов и объясните, что в этой реакции является окислителем.

Вариант 2. Налейте в пробирку 1—2 мл соляной кислоты и опустите в неё несколько стружек магния. Составьте уравнение реакции в молекулярном, ионном и сокращённом ионном виде, покажите переход электронов и объясните, что в этой реакции является окислителем.

Задание 2

Вариант 1. В трёх пробирках дан раствор хлорида магния. В первую пробирку прилейте раствор гидроксида натрия, во вторую — карбоната натрия, в третью — нитрата цинка. Составьте уравнения реакций, идущих до конца, в молекулярном, ионном и сокращённом ионном виде.

Вариант 2. В трёх пробирках дан раствор хлорида магния. В первую пробирку прилейте раствор фосфата калия, во вторую — сульфида натрия, в третью — нитрата калия. Составьте уравнения реакций, идущих до конца, в молекулярном, ионном и сокращённом ионном виде.

Задание 3

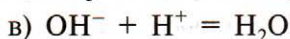
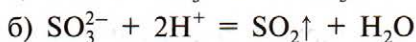
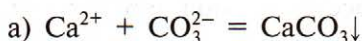
Вариант 1. Даны растворы: а) карбоната калия и соляной кислоты; б) сульфида натрия и серной кислоты; в) хлорида цинка и азотной кислоты. Слейте попарно эти растворы, осторожно понюхайте и опре-

делите, в каких случаях реакции идут до конца и почему. Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращённом ионном виде.

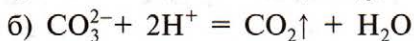
Вариант 2. Даны растворы: а) сульфита натрия и соляной кислоты; б) сульфата меди(II) и азотной кислоты; в) карбоната натрия и серной кислоты. Слейте попарно эти растворы, осторожно понюхайте и определите, в каких случаях реакции идут до конца и почему. Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращённом ионном виде.

Задание 4

Вариант 1. Осуществите реакции, соответствующие сокращённым ионным уравнениям:



Вариант 2. Осуществите реакции, соответствующие сокращённым ионным уравнениям:



Задание 5

Вариант 1. Пользуясь растворами, находящимися на столе, получите: а) гидроксид железа(III); б) сульфид меди(II). Составьте молекулярные, ионные и сокращённые ионные уравнения соответствующих реакций.

Вариант 2. Пользуясь растворами, находящимися на столе, получите: а) оксид серы(IV); б) карбонат кальция. Составьте молекулярные, ионные и сокращённые ионные уравнения соответствующих реакций.

Отчёт о работе выполните в произвольной форме.

Личный результат

Я умею проводить качественные реакции на ионы.

Я могу записывать ионные уравнения реакций в полном и сокращённом виде.

ГЛАВА III

ГАЛОГЕНЫ

§ 12

Характеристика галогенов

- Какие естественные семейства элементов вы знаете?
- Как с увеличением порядковых номеров изменяются свойства химических элементов в А-группах периодической таблицы?

Положение галогенов в периодической таблице и строение их атомов. Галогены (от греч. «халос» — *соль* и «генес» — *рождающий, рождённый*) находятся в VIIA-группе периодической таблицы. Это элементы фтор, хлор, бром, йод и не имеющий стабильных изотопов радиоактивный астат. Схемы строения их атомов даны в таблице 7.

Таблица 7

Строение атомов галогенов

Элемент	Период	Размещение электронов по энергетическим уровням
${}^{19}_{9}\text{F}$	2-й	${}_9\text{F } 2e, 7e$
${}^{35}_{17}\text{Cl}$	3-й	${}_{17}\text{Cl } 2e, 8e, 7e$
${}^{80}_{35}\text{Br}$	4-й	${}_{35}\text{Br } 2e, 8e, 18e, 7e$
${}^{127}_{53}\text{I}$	5-й	${}_{53}\text{I } 2e, 8e, 18e, 18e, 7e$

На наружном энергетическом уровне атомов галогенов находится семь электронов. До восьми электронов (октета) на наружном энергетическом уровне, т. е. до устойчивого состояния атомов, характерного для благородных газов, атомам галогенов недостаёт одного электрона. К тому же атомы галогенов по сравнению с атомами металлов того же периода обладают бóльшим зарядом ядра, меньшим атомным радиусом и имеют один неспаренный электрон. Поэтому атомы всех галогенов (особенно фтора и хлора) энергично присоединяют недостающий электрон:

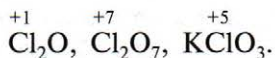




Важная информация

Галогены — сильные окислители. Чем меньше атомный радиус галогена, тем выше его окислительная активность. Для галогенов характерна степень окисления -1 .

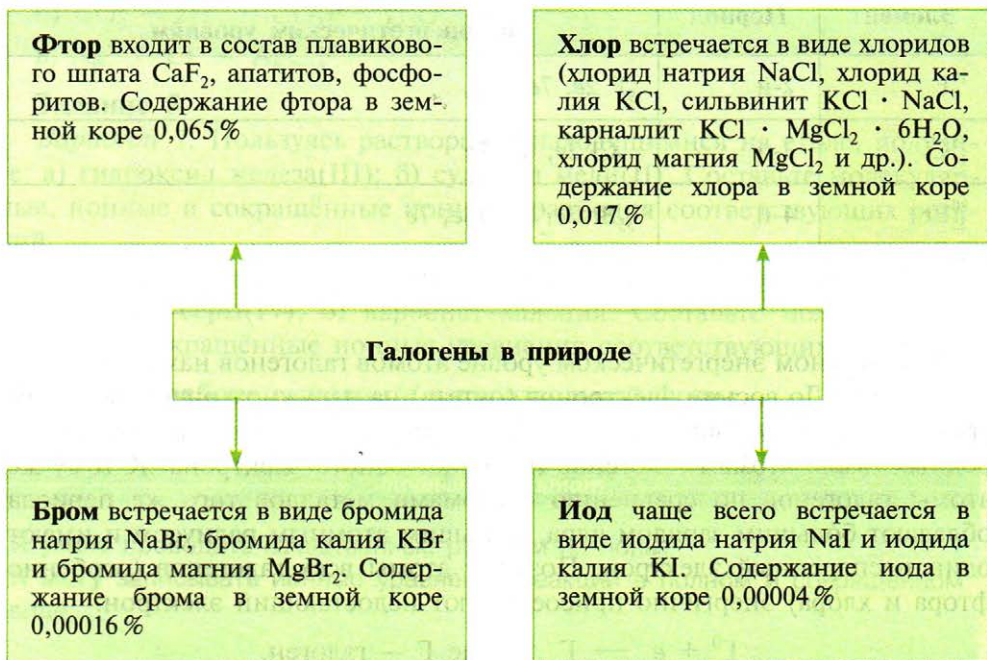
Галогены могут образовывать соединения с кислородом, в которых их атомы проявляют положительную степень окисления, например



Но фтор в соединениях всегда проявляет степень окисления -1 , даже в соединении с кислородом OF_2 ; фтор более электроотрицательный элемент, чем кислород. Фтор — самый активный из галогенов. Он самый активный и среди всех неметаллов.

Нахождение в природе. Из-за высокой окислительной активности галогены в природе в свободном состоянии не встречаются. Важнейшие природные соединения галогенов показаны на схеме 2.

Схема 2



Физические свойства. Молекулы галогенов состоят из двух атомов: F_2 , Cl_2 , I_2 , Br_2 . С увеличением относительных атомных масс возрастают температуры кипения галогенов и сгущается их окраска (табл. 8).

Таблица 8

Физические свойства галогенов

Простое вещество	Температура кипения (°C)	Агрегатное состояние при обычных условиях	Цвет
Фтор F_2 ($M_r = 38$)	-188,13	Газ	Светло-зелёный
Хлор Cl_2 ($M_r = 71$)	-34,1	Газ	Жёлто-зелёный
Бром Br_2 ($M_r = 160$)	59,2	Жидкость	Красно-бурый
Иод I_2 ($M_r = 254$)	185,5	Кристаллический	Тёмно-фиолетовый, почти чёрный

Галогены сравнительно малорастворимы в воде. Например, при обычных условиях в одном литре воды растворяется 7,8 г хлора, а иода — всего только 0,02 г. Раствор хлора в воде называют *хлорной водой*, раствор брома в воде — *бромной водой*, раствор иода в воде — *иодной водой*. Фтор уже при обычных условиях бурно реагирует с водой, и поэтому его раствор в воде получить нельзя.

В органических растворителях (бензине, керосине, спирте и др.) галогены растворяются лучше, чем в воде. Например, если к иодной воде прилить бензин и встряхнуть, то после отстаивания видно, что весь иод перешёл в бензин.

При нагревании иода он превращается в фиолетовые пары, которые постепенно конденсируются в виде блестящих кристалликов.



Определение

Переход вещества из твёрдого состояния (без плавления) в газообразное называют ВОЗГОНКОЙ (СУБЛИМАЦИЕЙ).



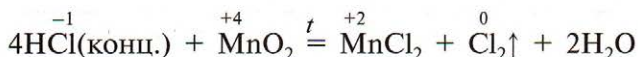
Определение

Переход вещества из газообразного состояния в жидкое или твёрдое называют КОНДЕНСАЦИЕЙ.

Возгонкой и конденсацией часто пользуются для получения иода и других веществ в чистом виде.

Получение. Галогены в природных соединениях проявляют степень окисления -1 , поэтому для получения в свободном состоянии надо окислить их ионы: $\Gamma^- - e \rightarrow \Gamma^0$. С этой целью в промышленности используют пропускание электрического тока через раствор или расплав электролита (совокупность протекающих при этом реакций называют электролизом), а в лабораториях применяют различные окислители.

Чтобы понять, как можно получить в свободном состоянии галогены, надо выяснить способность галогенид-ионов удерживать электроны. Оказывается, *слабее всего удерживают избыточные электроны те ионы, радиус которых больше*, т. е. иодид-ионы Γ^- . В этом можно убедиться на практике. Фторид-ионы F^- можно окислить (получить свободный фтор) только в процессе электролиза. Хлорид-ионы Cl^- можно окислить не только в процессе электролиза, но и соединениями марганца, в которых он находится в степени окисления $+4$ или $+7$, например:



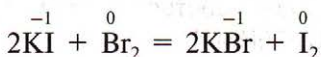
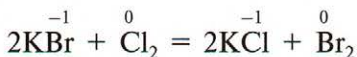
Бромид-ионы Br^- и иодид-ионы Γ^- можно окислить не только упомянутыми выше соединениями марганца, но и свободным хлором, а иодид-ионы Γ^- также и бромом.



Важная информация

Более активные галогены вытесняют менее активные галогены из их соединений.

Так, если к растворам бромида калия и иодида калия прилить раствор хлора в воде (хлорную воду) и к раствору иодида калия прилить раствор брома в воде (бромную воду), то по изменению цвета можно обнаружить выделение свободных брома и иода согласно уравнениям



Лабораторный опыт. Вытеснение галогенами друг друга из растворов их соединений

1) В первую пробирку налейте 3—4 мл водного раствора бромида калия или бромида натрия, а во вторую и третью — столько же йодида калия или йодида натрия.

2) В первую и вторую пробирки добавьте 1—2 мл хлорной воды, а в третью — столько же бромной воды.

- О чём свидетельствует изменение цвета раствора в пробирках?
- Напишите уравнения соответствующих химических реакций и поясните, в какой последовательности галогены вытесняют друг друга из соединений.

Способность более активных галогенов вытеснять менее активные галогены из их соединений используют на практике. Так, например, бром и йод получают при действии хлора на их соединения.

Химические свойства. Химическая активность галогенов объясняется способностью их атомов присоединять электроны и превращаться в отрицательно заряженные ионы. Так как атомные радиусы галогенов возрастают от фтора к йоду, то наиболее сильно притягивать к себе электроны должен атом фтора, т. е. фтор химически наиболее активен, а йод наименее активен. В этом мы уже убедились, наблюдая вытеснение галогенами друг друга из их солей: химическая активность, т. е. окислительная способность, галогенов в ряду F , Cl , Br , I закономерно уменьшается. Химическая же активность ионов в ряду F^- , Cl^- , Br^- , I^- увеличивается, так как она связана не с присоединением, а с отдачей электронов. Другие химические свойства галогенов сходны с химическими свойствами хлора (см. схему 3, § 13).

Применение. Наиболее широкое применение имеет хлор и его соединения (см. § 13). Второе место по применению занимает фтор. Его используют для получения фторсодержащих органических веществ (тефлон и др.).

Соединения йода используют в медицине. Например, йодная настойка (раствор йода в спирте) служит для дезинфекции ран, а йодид калия используют для профилактики и лечения заболеваний щитовидной железы.

Человек в течение суток потребляет примерно 10 г, а за год — 3,5 кг хлорида натрия. Жители нашей планеты в год расходуют примерно 17,5 млн т хлорида натрия, который можно перевезти поездом длиной примерно 5000 км.

Галогены. Хлорная вода. Бромная вода. Иодная вода. Возгонка (сублимация). Конденсация



Подумай, ответь, выполни...

1. Начертите схемы распределения электронов по энергетическим уровням в атомах галогенов. Поясните, какой из галогенов и почему должен быть самым сильным окислителем.

2. Изобразите строение молекул фтора и фтороводорода с помощью структурных и электронных формул. Укажите вид химической связи в молекулах этих веществ.

3. Чем различаются вещества фтор, фтороводород, фторид натрия:
а) по виду химической связи; б) по строению кристаллической решётки; в) по химическим свойствам?

4. Охарактеризуйте способы получения галогенов. Какие из галогенов труднее, а какие легче выделить в свободном состоянии?

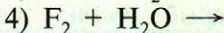
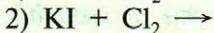
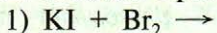
5. К водному раствору иодида калия добавили раствор крахмального клейстера. Затем через этот раствор пропустили хлор. Как изменился цвет раствора и почему?

Тестовые задания

1. Наиболее сильным окислителем является галоген

- 1) фтор 2) хлор 3) бром 4) иод

2. Нельзя практически осуществить химическую реакцию



Прочитайте рассказ «Загадка Вултонской тюрьмы» в книге Т. Уоддела, Т. Райболта «Химические приключения Шерлока Холмса» из серии «Твой кругозор» (М.: Просвещение, 2010).

Личный результат

Я могу характеризовать галогены по их положению в периодической системе Д. И. Менделеева.

Хлор

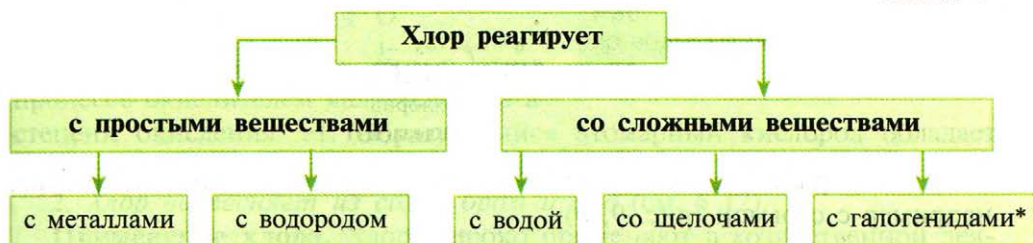
- Как можно получить хлор?
- Что такое хлорная вода?

Физические свойства. Хлор при обычных условиях — газ жёлто-зелёного цвета с резким удушливым запахом, почти в 2,5 раза тяжелее воздуха. При комнатной температуре в одном объёме воды растворяется 2,5 объёма хлора с образованием так называемой хлорной воды. Хлор ядовит!

Под давлением около 0,6 МПа хлор уже при комнатной температуре превращается в жидкость. В таком виде хлор обычно хранят и транспортируют в стальных баллонах или цистернах.

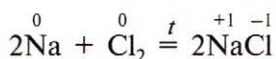
Химические свойства. Основные химические свойства хлора показаны на схеме 3.

Схема 3

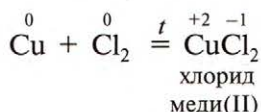


I. Взаимодействие хлора с простыми веществами

1. *Хлор реагирует почти со всеми металлами* с образованием солей. Эти реакции являются окислительно-восстановительными. Так, например, хлор реагирует с натрием (**опыт проводят в вытяжном шкафу!**):



При повышенной температуре хлор реагирует также с медью, железом и некоторыми другими металлами (рис. 9, а, б):



*К галогенидам относят соединения галогенов с металлами.

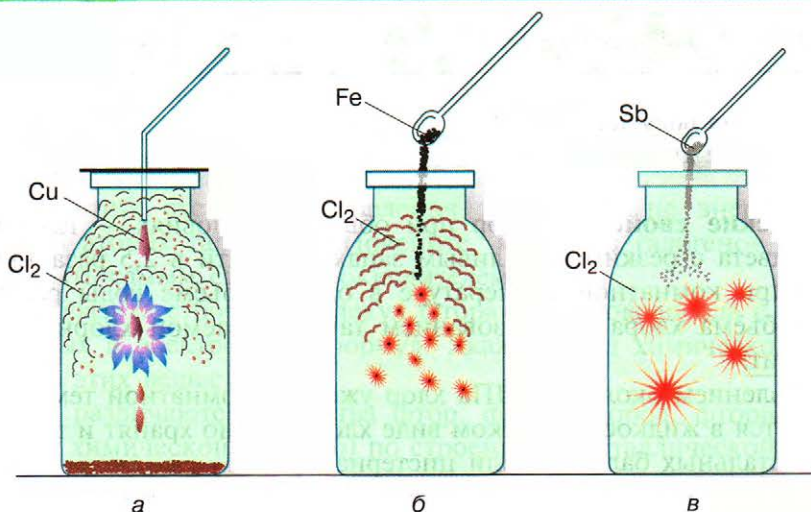
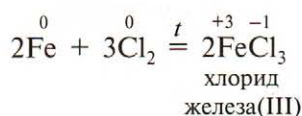
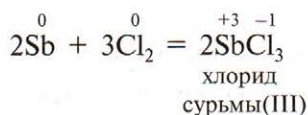


Рис. 9. Горение в хлоре: а — меди; б — железа; в — сурьмы



С некоторыми металлами хлор реагирует при обычной температуре, например с сурьмой (рис. 9, в):



2. *Хлор реагирует с водородом.* Реакция с водородом начинается только при нагревании или освещении:

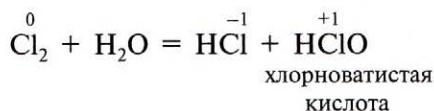


При взаимодействии хлора с водородом образуется хлороводород HCl — газ с резким запахом, хорошо растворимый в воде. Водный раствор хлороводорода обладает кислотными свойствами. Его называют *соляной кислотой*.

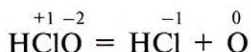
II. Взаимодействие хлора со сложными веществами

1. *Хлор реагирует с водой.* Эту реакцию можно наблюдать, если вы-

ставить на свет колбу, наполненную хлорной водой (рис. 10). Через некоторое время можно заметить выделение пузырьков газа — это кислород. Раствор постепенно утрачивает зеленоватый цвет, а синий лакмус в нём приобретает красный цвет. Происходит реакция, в которой образуются две кислоты:



Хлороватистая кислота — сильный окислитель. Она легко разлагается:



Из уравнения видно, что в этом процессе окислителем является хлор в степени окисления +1. Образующийся атомарный кислород обладает сильными окислительными свойствами.

2. *Хлор вытесняет из солей бром и иод* (см. § 12).

Применение хлора. Хлор широко применяют в хозяйственной деятельности. Благодаря тому что при взаимодействии хлора с водой образуется сильный окислитель — хлороватистая кислота, хлор применяют для обеззараживания питьевой воды, для отбеливания ткани и бумаги. Процесс отбеливания объясняется тем, что большинство красящих веществ при взаимодействии с хлороватистой кислотой разрушаются и превращаются в бесцветные соединения.

Способность хлора реагировать со сложными веществами используют для получения пластмасс, красителей, медикаментов и других продуктов путём присоединения атомов хлора к органическим соединениям — хлорирования.

Хлор применяют также для синтеза соляной кислоты. Хлорная вода используется как сильный окислитель в химических лабораториях (рис. 11).

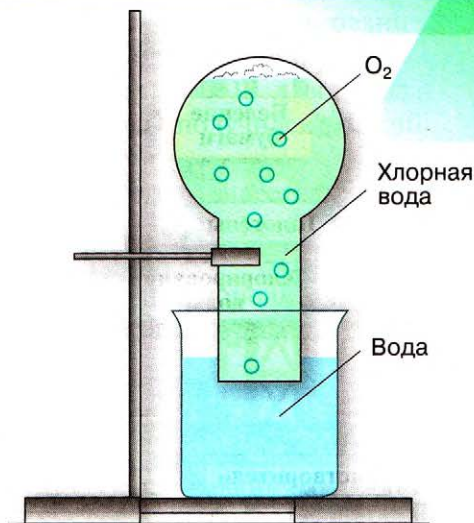


Рис. 10. Вытеснение кислорода из воды хлором

Впервые ядовитый газ (хлор) в качестве боевого отравляющего вещества был использован в 1915 г. Н. Д. Зелинский изобрёл противогаз, в котором помещается активированный уголь, поглощающий хлор. Таким образом вдыхаемый воздух очищается.



Рис. 11. Применение хлора и его соединений (на белом фоне помещён материал, который вы будете изучать позже)

Хлор. Хлороватистая кислота



Подумай, ответь, выполни...

1. В виде каких соединений хлор встречается в природе? Назовите наиболее важные из них и покажите их месторождения на карте. Почему хлор в природе не встречается в свободном состоянии? Оцените выполнение этого задания у соседа по парте.

2. Охарактеризуйте основные химические свойства хлора. Составьте уравнения химических реакций: а) лития с хлором; б) сгорания порошка железа в хлоре; в) горения водорода в хлоре; г) взаимодействия хлора с водой. Над знаками химических элементов проставьте степени окисления. Укажите окислитель и восстановитель.

3. Почему синяя лакмусовая бумага в свежеприготовленной хлорной воде обесцвечивается, а в хлорной воде, которая длительное время находилась на свету, краснеет?

4. На каких химических свойствах хлора основано его использование на практике? Напишите уравнения соответствующих реакций.

5. В закрытом прочном сосуде смешали 8 л хлора с 12 л водорода (н. у.) и смесь взорвали. Какой объём хлороводорода получился? Какой газ и в каком объёме остался в избытке?

6. Рассчитайте объём (н. у.), массу и количество вещества хлора, выделившегося при взаимодействии оксида марганца(IV) MnO_2 массой 17,4 г с соляной кислотой, взятой в избытке.

7. Рассмотрите рисунок 11. Используя Интернет или дополнительную литературу, узнайте, какое применение находят хлориды свинца и титана.

Тестовые задания

1. Реакция окисления железа хлором относится к реакциям

- | | |
|---------------|---------------|
| 1) замещения | 3) соединения |
| 2) разложения | 4) обмена |

2. Степень окисления хлора в хлорной кислоте HClO_4 равна

- | | | | |
|------|-------|-------|-------|
| 1) 0 | 2) -1 | 3) +7 | 4) +1 |
|------|-------|-------|-------|

3. Определите вещество по описанию: газ жёлто-зелёного цвета с резким удушливым запахом, почти в 2,5 раза тяжелее воздуха.

- | | | | |
|-------------|---------|------------|----------|
| 1) кислород | 2) хлор | 3) водород | 4) аргон |
|-------------|---------|------------|----------|



Используя Интернет, ознакомьтесь с устройством противогаса.

Личный результат

Я знаю физические и химические свойства хлора как наиболее значимого вещества среди галогенов.

Я могу доказать, что хлор — сильный окислитель.

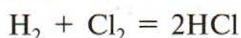
Хлороводород: получение и свойства

- В чём сходство и различие химической связи в молекуле хлора и в молекуле хлороводорода?
- Какой тип кристаллической решётки будет иметь хлороводород в твёрдом состоянии?

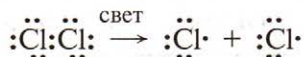
Из всех *галогеноводородов* (соединений галогенов с водородом) особенно большое значение имеют хлороводород и его раствор в воде — хлороводородная, или соляная, кислота.

Химическая формула и строение молекулы. Химическая формула хлороводорода HCl . Химическая связь в молекуле ковалентная полярная.

Получение. В промышленности хлороводород получают сжиганием водорода в хлоре. Чтобы ознакомиться с этой реакцией на практике, получают водород, проверяют его на чистоту, поджигают у конца газотводной трубки и вносят в сосуд с хлором. Водород продолжает гореть в хлоре с образованием хлороводорода:



Механизм этой реакции следующий. При действии, например, прямого солнечного света происходит разрыв ковалентной связи в молекуле хлора:



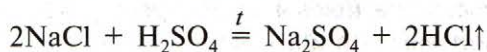
В результате разрыва ковалентной связи образуются атомы хлора, имеющие по одному неспаренному электрону. Эти атомы химически чрезвычайно активны; они реагируют с молекулами водорода:



Образуется *атомарный водород*, который тоже химически очень активен. Он, в свою очередь, действует на молекулу хлора и т. д. Подобные реакции, в результате которых происходит цепь последовательных превращений, относят к *цепным реакциям*.

Водород необходимо сжигать до полного удаления хлора. Затем в сосуд наливают немного воды и раствора синего лакмуса. Покраснение последнего свидетельствует об образовании кислоты.

В лаборатории хлороводород получают нагреванием хлорида натрия с концентрированной серной кислотой H_2SO_4 (см. рис. 13):



Физические свойства. Хлороводород — бесцветный газ, немного тяжелее воздуха, с резким запахом, во влажном воздухе дымит. Наиболее характерным свойством хлороводорода является его большая растворимость в воде. При 0°C в одном объёме воды растворяется около 500 объёмов газа (рис. 12).

Химические свойства. В отличие от соляной кислоты хлороводород при обычных условиях не реагирует ни с металлами, ни с их оксидами.

Применение. Основная масса хлороводорода используется для производства соляной кислоты, а также в производстве пластмасс и каучука.



Рис. 12. Растворение хлороводорода в воде

Галогеноводороды. Ценные реакции



Подумай, ответь, выполни...

1. Какими двумя способами можно получить хлороводород? Составьте уравнения соответствующих химических реакций.
2. Охарактеризуйте физические и химические свойства хлороводорода и поясните, для каких целей этот газ используется.
3. Через раствор иодида калия пропустили 100 мл газовой смеси (н. у.), предназначенной для синтеза хлороводорода. В результате выделилось 0,508 г иода. Каков был состав газовой смеси в процентах (по объёму)?



Найдите в Интернете примеры цепных реакций.

Личный результат

Я знаю способ получения хлороводорода в лаборатории.

Я могу объяснить механизм цепной реакции.

- Как можно получить хлороводород в школьной лаборатории?
- Какие общие свойства характерны для кислот?
- Повторите свойства кислот и солей с позиций теории электролитической диссоциации.

Получение. Соляную кислоту получают растворением хлороводорода в воде.

В лаборатории соляную кислоту можно получить в приборе, изображённом на рисунке 13. При выполнении этого опыта следят, чтобы конец газоотводной трубки находился над водой на расстоянии примерно 0,5 см. В противном случае из-за большой растворимости хлороводорода вода попадёт в пробирку с серной кислотой, произойдёт сильное разогревание и пробирка может лопнуть.

В промышленности соляную кислоту получают сжиганием водорода в хлоре и растворением продукта реакции в воде.

Физические свойства.

Растворяя хлороводород в воде, можно получить 40 %-ный раствор соляной кислоты с плотностью $1,19 \text{ г/см}^3$. Однако в поступающей в продажу концентрированной соляной кислоте массовая доля хлороводорода составляет около 0,37, или 37 %.

Концентрированная соляная кислота — это бесцветный раствор, сильно дымящий во влажном воздухе, с резким запахом хлороводорода.

Химические свойства. Соляная кислота имеет ряд свойств, характерных для большинства кислот. Кроме того, она обладает и некоторыми особыми свойствами (табл. 9).

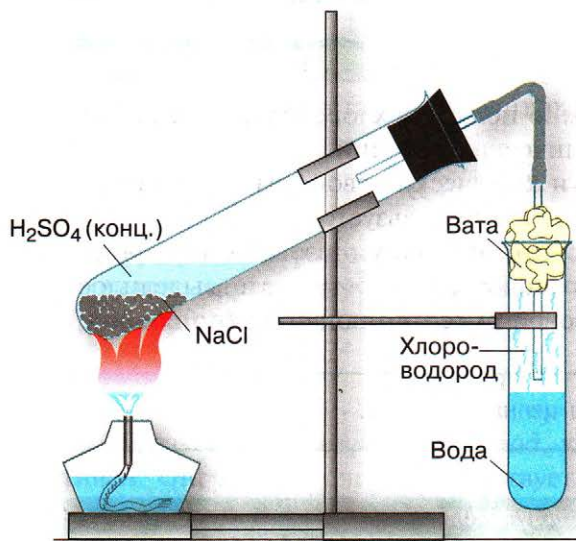


Рис. 13. Получение соляной кислоты в лаборатории

Химические свойства соляной кислоты

Свойства, общие с другими кислотами	Специфические свойства
1. Изменение окраски индикаторов	1. Взаимодействие с нитратом серебра (нитрат серебра — реактив на соляную кислоту и её соли); выпадает осадок белого цвета, который не растворяется ни в воде, ни в кислотах: $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl}\downarrow + \text{HNO}_3$
2. Взаимодействие с металлами: $2\text{HCl} + \text{Zn} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$	
3. Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами: $2\text{HCl} + \text{CaO} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{HCl} + \text{ZnO} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	
4. Взаимодействие с основаниями: $2\text{HCl} + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	2. Взаимодействие с окислителями (MnO_2 , KMnO_4 , KClO_3 и др.): $6\text{HCl} + \text{KClO}_3 = \text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{Cl}_2\uparrow$
5. Взаимодействие с солями: $2\text{HCl} + \text{CaCO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow + \text{CaCl}_2$	



Важная информация

Взаимодействие соляной кислоты и её солей с нитратом серебра(I) — качественная реакция на хлорид-ионы:



Как распознать другие галогениды (бромиды, иодиды), можно узнать в Приложении 2 «Определение ионов» (с. 202—203).

Применение. Большие количества соляной кислоты расходуются для удаления оксидов железа перед покрытием изделий из этого металла другими металлами (оловом, хромом, никелем). Чтобы соляная кислота реагировала только с оксидами, но не с металлом, к ней добавляют особые вещества, называемые ингибиторами.

Соляную кислоту применяют для получения различных хлоридов, для получения хлора в лабораториях.

Соляная кислота, выделяющаяся в желудке, обеспечивает процесс пищеварения. Раствор соляной кислоты (массовая доля хлороводорода 0,5 %) прописывают больным с пониженной кислотностью желудочного сока.

О катализе
и ингибировании
рассказано в § 3.

Соляная кислота. Качественная реакция на хлорид-ионы



Подумай, ответь, выполни...

1. Как в лабораторных условиях и в промышленности получают соляную кислоту? Составьте уравнения соответствующих реакций.

2. Даны следующие вещества: Zn, Cu, Al, CaO, SiO₂, Fe₂O₃, NaOH, Al(OH)₃, Fe₂(SO₄)₃, CaCO₃, Fe(NO₃)₃. Какие из этих веществ реагируют с соляной кислотой? Составьте уравнения соответствующих реакций.

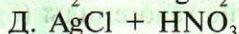
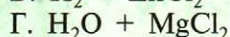
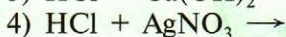
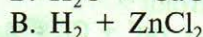
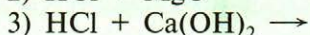
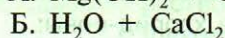
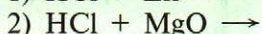
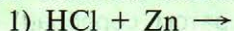
3. Хлороводород, который получили при взаимодействии избытка концентрированной серной кислоты с 58,5 г хлорида натрия, растворили в 146 г воды. Определите массовую долю хлороводорода (в процентах) в полученном растворе.

4. В одном объёме воды при комнатной температуре растворяется примерно 500 объёмов хлороводорода. Вычислите массовую долю хлороводорода (в процентах) в полученном растворе.

5. С помощью компьютера подготовьте реферат на тему «Применение соляной кислоты и её солей».

Тестовые задания

1. Установите соответствие между исходными и полученными веществами в уравнениях химических реакций, характеризующих свойства соляной кислоты.



2. Различить галогеноводородные кислоты и их соли можно с помощью одного реактива. Этот реактив —

1) хлорная вода

3) крахмальный клейстер

2) нитрат серебра

4) медь



Используя электронное приложение (§ 15), просмотрите разделы «Это интересно» и «Видео».

Личный результат

Я знаю общие с другими кислотами и индивидуальные свойства соляной кислоты.

Я могу отличить соляную кислоту и её соли от других кислот и солей.

Практическая работа 3

Получение соляной кислоты и изучение её свойств

- Вспомните правила техники безопасности при работе в химическом кабинете.
- Вспомните правила безопасного обращения с кислотами.

1. Получение соляной кислоты

Соберите прибор, как показано на рисунке 13 (см. с. 56).

В пробирку насыпьте 2—3 г поваренной соли и прилейте концентрированную серную кислоту (2 : 1), чтобы она смочила всю соль. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. *Конец газоотводной трубки опустите в пробирку с водой так, чтобы он находился на расстоянии примерно 0,5—1,0 см от поверхности воды.* Затем осторожно нагревайте смесь в первой пробирке в течение 5—6 мин. Следите, чтобы кислоту не перебросило в пробирку с водой!

Напишите уравнения химических реакций, протекающих между концентрированной серной кислотой и хлоридом натрия при обычных условиях (образуется гидрокарбонат натрия) и при сильном нагревании.

- Чем вызвано появление во второй пробирке тонких струек, опускающихся вниз?
- Почему конец газоотводной трубки должен находиться на расстоянии 0,5—1,0 см от поверхности воды?

2. Химические свойства соляной кислоты

Полученную при растворении хлороводорода в воде соляную кислоту разлейте поровну в шесть пробирок. В первую пробирку опустите лакмусовую бумагу, во вторую пробирку положите кусочек цинка или магниевые стружки, а в третью — кусочек меди. В четвёртую пробирку поместите немного оксида меди(II) и нагрейте раствор. В пятую пробирку поместите немного свежеприготовленного гидроксида меди(II), в шестую — немного мела или другого карбоната.

- Со всеми ли металлами реагирует соляная кислота? Составьте уравнения реакций, протекающих между соляной кислотой и указанными металлами.
- Как объяснить образование в четвёртой и пятой пробирках растворов синего цвета, а в шестой — выделение газа? Составьте уравнения соответствующих реакций.

3. Распознавание соляной кислоты и её солей

В одну пробирку налейте 1—2 мл разбавленной соляной кислоты, во вторую — столько же раствора хлорида натрия, а в третью — раствор хлорида кальция. Во все пробирки добавьте по несколько капель раствора нитрата серебра(I) или нитрата свинца(II) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Проверьте, растворяется ли выпавший осадок в концентрированной азотной кислоте.

- Напишите уравнения соответствующих реакций и подумайте, как можно отличить: а) соляную кислоту от других кислот; б) хлориды от других солей; в) растворы хлоридов от соляной кислоты.
- Почему вместо раствора нитрата серебра(I) можно также использовать раствор нитрата свинца(II)?
- Напишите уравнения проведённых реакций и ответьте на вопрос, что является реактивом на соляную кислоту и её соли.

4. Отчёт о работе оформите в виде таблицы.

Что сделали (название опыта, рисунок прибора с обозначениями)	Что наблюдали (уравнения* и признаки реакций)	Вывод

Личный результат

Я умею растворять хлороводород в воде.

Я могу отличить соляную кислоту и её соли от других кислот и солей на практике.

* Не забывайте записывать молекулярные, полные ионные и сокращённые ионные уравнения химических реакций.

ГЛАВА IV

КИСЛОРОД И СЕРА

§ 17

Характеристика кислорода и серы

- Что такое электроотрицательность?
- Что такое аллотропия? Приведите примеры.
- Что называют кристаллической решёткой?

Положение кислорода и серы в периодической таблице, строение их атомов. Кислород и сера располагаются в VIA-группе (главной подгруппе VI группы) периодической таблицы. Схемы строения их атомов приведены в таблице 10.

Таблица 10

Строение атомов кислорода и серы

Элемент	Период	Размещение электронов по энергетическим уровням
${}_8\text{O}$	2-й	${}_8\text{O} \quad 2e, 6e$
${}_{16}\text{S}$	3-й	${}_{16}\text{S} \quad 2e, 8e, 6e$

Кроме кислорода и серы, в VIA-группе имеется ещё два сходных с ними элемента — селен Se и теллур Te. На наружном энергетическом уровне атомов всех этих элементов находится по шесть электронов. До устойчивого энергетического состояния атома, характерного для благородных газов, недостаёт двух электронов.



Важная информация

Атомы элементов VIA-группы способны присоединять недостающие два электрона и проявлять окислительные свойства.

Самый сильный окислитель среди них — кислород:

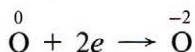


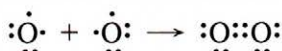


Рис. 14. Месторождение самородной серы на острове Ява

В соединениях кислород обычно проявляет степень окисления -2 . Он может проявлять и степень окисления -1 (когда входит в состав пероксидов, например $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$). В соединениях с фтором кислород имеет степень окисления $+1$ (O_2F_2) и $+2$ (OF_2), так как фтор является более электроотрицательным элементом.

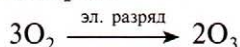
Сера в соединениях проявляет степени окисления -2 , $+4$ и $+6$.

Нахождение в природе. Кислород встречается в природе в виде двух простых веществ — газов кислорода и озона. Молекулы кислорода состоят из двух атомов, связанных ковалентной неполярной связью:



Некоторые свойства кислорода нельзя объяснить с помощью приведённой электронной формулы. Подробно вопрос о строении молекулы кислорода рассматривают в курсах высшей школы.

Кислород O_2 может превратиться в озон, молекула которого состоит из трёх атомов кислорода — O_3 . Озон термически неустойчив и при нагревании превращается в кислород:



Кислород и озон — это *аллотропные видоизменения* одного и того же химического элемента — кислорода.

Сера в природе встречается как в свободном состоянии, так и в виде различных соединений (схема 4). В свободном состоянии она обычно сопутствует другим горным породам (рис. 14).

Схема 4



* Химической формулой обозначена основная составная часть руды.

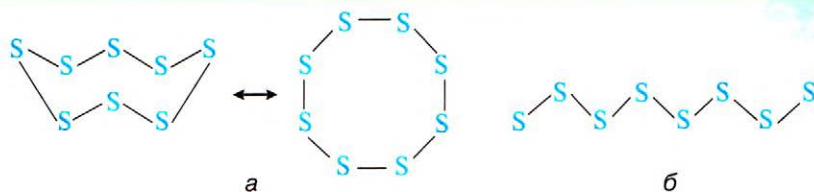


Рис. 15. Кольцевые молекулы кристаллической серы (а); разрыв кольцевых молекул при нагревании и образование длинных цепей пластической серы (б)

Лабораторный опыт. Ознакомление с образцами серы и её природных соединений.

Рассмотрите выданные вам образцы серы и её природных соединений.

● Охарактеризуйте выданные образцы по плану:

1. Название
2. Химическая формула
3. Агрегатное состояние
4. Цвет
5. Твёрдость

Для серы, как и для кислорода, характерна аллотропия. *Кристаллическая сера* — твёрдое вещество жёлтого цвета. При температуре 112,8 °С сера плавится, превращаясь в легкоподвижную жёлтую жидкость. При дальнейшем нагревании она темнеет и густеет, при температуре 444,6 °С закипает. Если нагретую до кипения серу вылить в холодную воду, то образуется *пластическая сера*, которая растягивается подобно резине.

Кристаллическая и пластическая сера — это аллотропные видоизменения химического элемента серы.

Кристаллическая сера легко плавится: это свидетельствует о том, что её кристаллическая решётка должна быть молекулярной. Рентгенографические и другие исследования подтверждают, что кристаллическая решётка серы действительно состоит из кольцевых молекул (рис. 15, а). При нагревании восьмичленные кольца молекул серы разрываются, превращаясь в длинные цепи (рис. 15, б), которые могут растягиваться и сокращаться. Это пластическая сера. (При составлении уравнений химических реакций допускается запись одноатомных молекул серы.)

Кристаллическая сера. Пластическая сера



Подумай, ответь, выполни...

1. Нарисуйте схемы строения атомов химических элементов VIA-группы и объясните, как изменяются окислительные свойства в ряду O, S, Se, Te.

2. Сравните свойства кислорода и озона, кристаллической и пластической серы. На этих примерах поясните сущность явления аллотропии.

3. Перечислите природные соединения серы, напишите их химические формулы и определите в них степени окисления серы.

4. Известно соединение, содержащее 0,27928 массовых долей, или 27,928 %, фосфора и 0,72072 массовых долей, или 72,072 %, серы. Найдите его простейшую формулу.

Тестовые задания

1. Среди перечисленных химических элементов наибольшую электроотрицательность имеет

- 1) кислород
- 2) селен
- 3) теллур
- 4) сера

2. Кислород проявляет положительную степень окисления в соединении

- | | | | |
|------------------|-----------------|------------------|-------------------------|
| 1) SO_3 | 2) CaO | 3) OF_2 | 4) H_2O |
|------------------|-----------------|------------------|-------------------------|

3. Степень окисления кислорода равна -1 в соединении

- | | | | |
|--------------------------|----------------------------|------------------|-----------------------------|
| 1) Na_2O | 2) Na_2O_2 | 3) NaOH | 4) Na_2CO_3 |
|--------------------------|----------------------------|------------------|-----------------------------|



Используя электронное приложение (§ 17), ознакомьтесь с анимацией, таблицей «Аллотропные модификации кислорода и серы» и фотоизображениями.



Используя Интернет и другие источники информации, узнайте, где находятся важнейшие месторождения серы. Найдите их на карте.

Личный результат

Я знаю, как изменяется химическая активность элементов VIA-группы с увеличением атомного номера.

Я могу давать общую характеристику элементам A-групп.

Свойства и применение серы

- В виде каких минералов сера встречается в природе?
- Как зависят окислительные свойства элементов А-групп от радиуса атома?
- Какие химические свойства характерны для кислорода?

Физические свойства. Кристаллы серы имеют жёлтый цвет (рис. 16). Как и все неметаллы, сера плохо проводит теплоту и не проводит электрический ток. Кусочки серы тонут в воде (её плотность около 2 г/см^3), а порошок серы всплывает, так как не смачивается водой.

Подобно сере, в измельчённом состоянии водой не смачиваются многие её природные соединения. Этим свойством пользуются для отделения сернистых руд от пустой породы. Такой метод обогащения руд называют *флотацией* и широко используют на практике.

Для отделения серы в свободном состоянии от других горных пород пользуются её легкоплавкостью. Так, например, если нагреть смесь песка с серой, то последняя легко расплавится. Песок осаждается, а расплавленную серу можно слить.

В воде сера практически не растворяется.

Химические свойства. В связи с большим, чем у кислорода, атомным радиусом окислительные свойства серы выражены гораздо слабее. Поэтому в реакциях с кислородом сера играет роль восстановителя и приобретает степени окисления +4 и +6.

Окислительные свойства серы проявляются, например, в реакциях с металлами и водородом, а восстановительные — в реакциях с кислородом и галогенами (с иодом сера не соединяется) (табл. 11).



Рис. 16. Кристаллы серы

Тонкоизмельчённая сера может самовозгораться. Она горит слабосветящимся голубым пламенем, которое трудно увидеть или обнаружить видеокамерой. Спектр пламени серы лежит в основном в ультрафиолетовом диапазоне; такое пламя не могут обнаружить инфракрасные датчики, реагирующие на тепло. Для обнаружения горения серы используют специальные ультрафиолетовые извещатели.

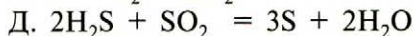
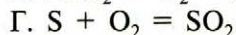
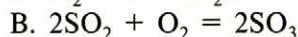
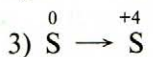
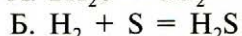
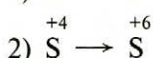
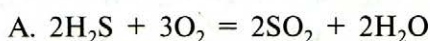
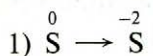


Подумай, ответь, выполни...

1. Объясните, в каких случаях сера может проявлять свойства окислителя, а в каких — восстановителя. Приведите примеры.
2. Составьте уравнения реакций, при которых из простых веществ образуются сложные вещества: Li_2S , ZnS , SO_2 , SF_6 . Поясните, какие свойства (окислительные или восстановительные) проявляет сера в этих реакциях.
3. При образовании из простых веществ 1 моль оксида серы(IV) выделяется теплота в количестве 332,8 кДж. Сколько выделится теплоты при сгорании 1 г серы?

Тестовые задания

1. Установите соответствие между приведённой схемой химической реакции и примером, иллюстрирующим её.



2. Бинарные соединения серы с металлами называют

- | | |
|---------------|-------------------------|
| 1) сульфатами | 3) сульфидами |
| 2) сульфитами | 4) сернистыми металлами |



Используя электронное приложение, ознакомьтесь с видеофрагментом к § 8.

Личный результат

Я знаю физические и химические свойства серы.

Я умею составлять уравнения реакций, подтверждающих окислительные и восстановительные свойства серы.

Я могу сравнивать свойства простых веществ серы и кислорода, разъяснять эти свойства в свете представлений об окислительно-восстановительных процессах.

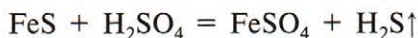
- Какими свойствами обладают водные растворы галогеноводородов?
- Чем обусловлены общие свойства кислот?
- Что такое качественная реакция?

Физические свойства. Сероводород — бесцветный газ, тяжелее воздуха, с неприятным запахом тухлых яиц. Сероводород очень ядовит. Уже 0,1 % объёма сероводорода в воздухе вызывает тяжёлые отравления. Однако в малых количествах сероводород полезен: при некоторых заболеваниях в медицине используют сероводородные ванны.

Нахождение в природе. Сероводород образуется при разложении без доступа воздуха многих природных органических веществ, содержится в вулканических газах, в воде минеральных источников (например, источников Мацесты и Пятигорска на Кавказе).

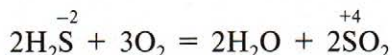
Все опыты с сероводородом нужно проводить в вытяжном шкафу!

Получение. Сероводород легко можно получить в лаборатории действием разбавленной серной кислоты на сульфид железа(II):

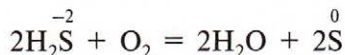


Эта реакция проводится в аппарате Киппа, который используют для получения водорода.

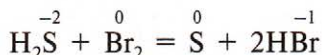
Химические свойства. Сероводород *горит на воздухе* голубым пламенем, при этом образуется сернистый газ, или оксид серы(IV):



При недостатке кислорода образуются пары воды и сера:



Сероводород *обладает свойствами восстановителя*. Если в пробирку с небольшим количеством сероводородной воды прилить бромную воду, то раствор обесцветится. На поверхности раствора появится сера:



Сероводород малорастворим в воде. При 20 °С в одном объёме воды растворяется 2,4 объёма сероводорода (сравните: в одном объёме воды растворяется 500 объёмов хлороводорода).



Важная информация

Водный раствор сероводорода проявляет свойства слабой кислоты.

Сероводородная кислота двухосновная, диссоциирует в водном растворе ступенчато:

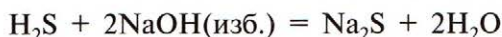


$\text{HS} \rightleftharpoons \text{S}^{2-} + \text{H}^+$ (диссоциация по второй ступени практически не протекает)

Сероводородная кислота вступает со щелочами в реакцию нейтрализации, образуя кислые или средние соли:



гидросульфид
натрия

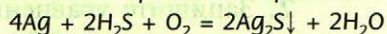


сульфид
натрия

Средние соли сероводородной кислоты называют *сульфидами*, а кислые — *гидросульфидами*. В воде растворимы сульфиды щелочных металлов и большинство гидросульфидов.

Обнаружить сульфид-ионы в растворе можно при помощи качественной реакции.

Изделия из серебра при длительном хранении чернеют:



Потемневшим предметам можно вернуть блеск. Для этого в эмалированной посуде их кипятят с раствором соды и алюминиевой фольгой. Алюминий восстанавливает окисленное серебро до металла, а раствор соды удерживает ионы серы.

Лабораторный опыт. Качественная реакция на сульфид-ионы

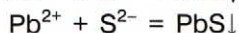
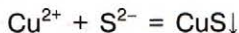
В пробирку с раствором сульфида натрия добавьте несколько капель нитрата меди(II) или нитрата свинца(II).

- Отметьте признаки проведённой химической реакции.
- Составьте молекулярное, ионное и сокращённое ионное уравнения реакции.



Важная информация

Образование чёрного осадка при взаимодействии сероводородной кислоты и её солей с нитратом меди(II) или нитратом свинца(II) — качественная реакция на сульфид-ионы:





Подумай, ответь, выполни...

1. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций полного и неполного сгорания сероводорода. Укажите окислитель и восстановитель.

2. Запишите уравнение химической реакции сероводорода с раствором нитрата свинца(II) в молекулярном, полном и сокращённом ионном виде. Отметьте признаки этой реакции.

3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



4. Сероводород пропустили через 200 г раствора сульфата меди(II) (массовая доля CuSO_4 равна 18%). Вычислите массу осадка, выпавшего в результате этой реакции.

Тестовые задания

1. Летучие водородные соединения элементов VIA-группы имеют кристаллическую решётку

- 1) ионную
- 2) атомную
- 3) молекулярную
- 4) металлическую

2. Сероводород проявляет свойства восстановителя в химических реакциях

- 1) $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{H}_2\text{S} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{H}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbS} + \text{HNO}_3$
- 5) $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$



Прочитайте главу «Газ тухлых яиц» в книге В. В. Рюмина «Занимательная химия» из серии «Твой кругозор» (М.: Просвещение, 2011).

Личный результат

Я знаю свойства сероводорода и способ его получения в лаборатории.

Я умею проводить качественную реакцию на сульфид-ионы.

Оксид серы(IV). Сернистая кислота

- Какие вещества называют оксидами?
- Как классифицируют оксиды?

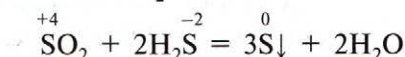
Оксид серы(IV) SO_2 (диоксид серы, сернистый газ) образуется при горении серы на воздухе.

Физические свойства. SO_2 — бесцветный газ с резким характерным запахом, более чем в 2 раза тяжелее воздуха, хорошо растворяется в воде.

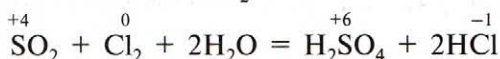
Диоксид серы ядовит.

Химические свойства. Сера, входящая в состав оксида серы(IV), имеет степень окисления +4. Это промежуточное значение степени окисления ($\overset{-2}{\text{S}}$, $\overset{0}{\text{S}}$, $\overset{+4}{\text{S}}$, $\overset{+6}{\text{S}}$), поэтому сернистый газ проявляет свойства и окислителя, и восстановителя.

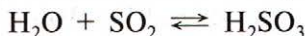
Окислительные свойства SO_2 :



Восстановительные свойства SO_2 :

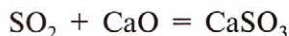
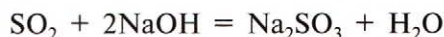


Сернистый газ обладает свойствами *кислотного оксида*. Если пропустить его через фиолетовый раствор лакмуса, раствор становится красным — образовалась *сернистая кислота* H_2SO_3 :



Эта реакция обратима.

Сернистый газ как кислотный оксид взаимодействует с щелочами и основными оксидами:



Применение. Сернистый газ обладает дезинфицирующими и отбеливающими свойствами. Его используют для окулирования овощехранилищ и складов с целью уничтожения микробов, а также для консервирования плодов и фруктов. Сернистый газ широко применяют для отбеливания бумаги, соломы, шерсти и шёлка. Главная область использования сернистого газа — производство серной кислоты H_2SO_4 .

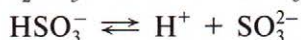
Из-за широкого использования оксид серы(IV) является одним из основных газов, загрязняющих атмосферу. Попадая в атмосферу, он



Рис. 17. Скульптура со следами кислотного дождя

реагирует с парами воды и кислородом воздуха, образуя кислый раствор, содержащий сернистую и серную кислоты. (Всего в атмосферу за год поступает около 150 млн т SO_2 !) Это причина так называемых *кислотных дождей*, которые губительно действуют на природу, здоровье человека, а также на произведения искусства, выполненные из известняка и мрамора (рис. 17).

Сернистая кислота H_2SO_3 — неустойчивое соединение, легко распадается на оксид серы(IV) и воду, поэтому существует только в водных растворах. Это кислота средней силы:



Сернистая кислота образует два ряда солей: средние — *сульфиты* (например, K_2SO_3) и кислые — *гидросульфиты* (например, KHSO_3).

Распознать соли сернистой кислоты можно с помощью качественной реакции.

Лабораторный опыт. Качественная реакция на сульфит-ионы

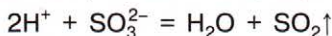
В пробирку с раствором сульфита натрия добавьте 1 мл раствора серной кислоты.

- Отметьте признаки проведённой вами химической реакции.
- Составьте молекулярное, ионное и сокращённое ионное уравнения реакции.



Важная информация

Выделение газа с резким запахом (SO_2) при взаимодействии соли с сильной кислотой — качественная реакция на сульфит-ионы:



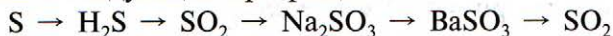
Оксид серы(IV) — сернистый газ. Сернистая кислота. Сульфиты. Гидросульфиты. Кислотные дожди. Качественная реакция на сульфит-ионы



Подумай, ответь, выполни...

1. Составьте схему применения сернистого газа. Обсудите её с соседом по парте.

2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



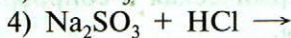
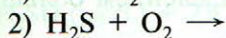
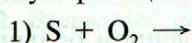
Уравнения реакций ионного обмена напишите в полном и сокращённом ионном виде.

3. Используя Интернет и дополнительную литературу, подготовьте презентацию из шести-семи слайдов на тему «Кислотные дожди».

4. Определите объём сероводорода (н. у.), образовавшегося при реакции соляной кислоты с 2 кг сульфида железа(II), содержащего 10 % примесей.

Тестовые задания

1. Для получения оксида серы(IV) **невозможно** использовать химическую реакцию



2. В техническом хлориде натрия содержится примесь сульфата натрия. Обнаружить эту примесь можно с помощью раствора

1) гидроксида калия

3) серной кислоты

2) сульфида калия

4) карбоната калия



Используя электронное приложение (§ 20), ознакомьтесь с видеофрагментом.



Прочитайте главу «Вредные газы, приносящие пользу» в книге В. В. Рюмина «Занимательная химия» из серии «Твой кругозор» (М.: Просвещение, 2011).

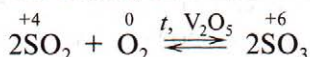
Личный результат

Я могу составлять уравнения реакций, характеризующих свойства сернистого газа и сернистой кислоты.

Я умею проводить качественную реакцию на сульфит-ионы.

- Как составляют структурные формулы кислородсодержащих кислот?
- Почему растворение — это физико-химический процесс?
- Какие вещества называют кристаллогидратами?

Оксид серы(VI). Для практических целей большое значение имеет другой кислотный оксид серы — оксид серы(VI) SO_3 . Его называют также *серным ангидридом*. Он образуется при окислении сернистого газа:



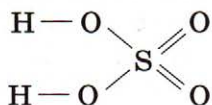
Оксид серы(VI) — бесцветная маслянистая жидкость. При длительном хранении превращается в твёрдое вещество, состоящее из длинных игольчатых кристаллов. Температура плавления серного ангидрида около 17°C , температура кипения 45°C .

Серный ангидрид жадно поглощает влагу, образуя серную кислоту:



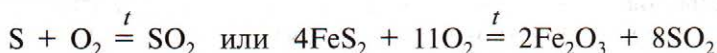
Эта реакция экзотермическая и сопровождается выделением большого количества теплоты.

Серная кислота — один из основных продуктов химической промышленности. Структурная формула серной кислоты следующая:

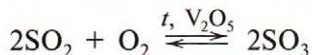


Получение. Серную кислоту в промышленности получают из серы или сульфидов металлов (например, пирита FeS_2) контактным способом.

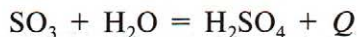
Первая стадия:



Вторая стадия:



Третья стадия:



Для поглощения серного ангидрида используют не чистую воду, а концентрированную серную кислоту (97—98%). Если берут 100%-ную серную кислоту, то оксид серы(VI) в ней растворяется и образуется *олеум*.

Физические свойства. Серная кислота — бесцветная, тяжёлая ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$), нелетучая жидкость. При растворении её в воде выделяется большое количество теплоты. Помните, что нельзя вливать воду в концентрированную серную кислоту!

Концентрированная серная кислота поглощает из воздуха водяные пары. В этом можно убедиться, если открытый сосуд с ней уравновесить на весах: через некоторое время чашка с сосудом опустится. Это свойство серной кислоты используют для осушения газов.

Химические свойства серной кислоты представлены в таблице 12.

Таблица 12

Свойства серной кислоты, общие с другими кислотами	Специфические свойства
<p>1. Водный раствор изменяет окраску индикаторов:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$ $\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	<p>1. Взаимодействие с растворимыми солями бария (эти соли — реактив на серную кислоту и её соли); выпадает белый осадок, который не растворяется ни в воде, ни в концентрированной азотной кислоте:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$
<p>2. Взаимодействие с металлами:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + \text{Zn} = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$	
<p>3. Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MgO} = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	<p>2. Концентрированная серная кислота — сильный окислитель: при нагревании она реагирует почти со всеми металлами (исключение Au, Pt и некоторые другие). В зависимости от активности металла и условий выделяются SO_2, H_2S или S:</p> $\overset{0}{\text{Cu}} + 2\overset{+6}{\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.})} \xrightarrow{t} \overset{+2}{\text{CuSO}_4} + \overset{+4}{\text{SO}_2} + 2\text{H}_2\text{O}$
<p>4. Взаимодействует с основаниями:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>Если кислота взята в избытке, то образуется кислая соль:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	
<p>5. Взаимодействие с солями (вытесняет из них другие кислоты):</p> $3\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 3\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_3\text{PO}_4$	<p>3. Концентрированная серная кислота энергично реагирует с водой с образованием гидратов:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + n\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O} + Q$
	<p>4. Концентрированная серная кислота отщепляет от органических веществ водород и кислород в виде воды, обугливая их</p>

Серная кислота образует два ряда солей: средние — *сульфаты* (например, Na_2SO_4) и кислые — *гидросульфаты* (например, NaHSO_4).

Лабораторный опыт. Распознавание сульфат-ионов в растворе

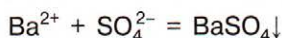
В одну пробирку налейте 1–2 мл раствора сульфата натрия, в другую — столько же раствора сульфата цинка, а в третью — столько же разбавленного раствора серной кислоты. Во все пробирки поместите по грануле цинка, а затем добавьте несколько капель раствора хлорида бария или нитрата бария.

- Как отличить сульфаты от других солей?
- Составьте молекулярные, ионные и сокращённые ионные уравнения осуществлённых реакций.



Важная информация

Образование белого осадка, нерастворимого в воде и в кислотах, при взаимодействии с растворимыми солями бария — качественная реакция на сульфат-ионы:



Применение. Широкое применение серной кислоты основано на её свойствах (способность поглощать воду, окислительные свойства, нелетучесть) (рис. 18). Мировое производство серной кислоты составляет около 160 млн т в год. Большая часть полученной кислоты расходуется на производство минеральных удобрений.



В заливе Кара-Богаз-Гол в воде содержится 30 % глауберовой соли. При температуре 5°C эта соль выпадает в виде белого осадка, как снег, а с наступлением тепла снова растворяется. Так как в этом заливе глауберова соль то появляется, то исчезает, она была названа мирабилитом, что означает «удивительная соль».

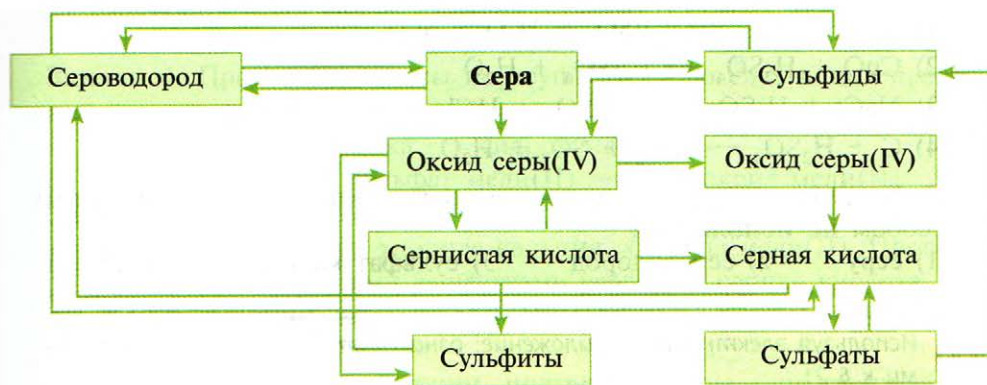
Широко используют и кристаллогидраты солей серной кислоты. Например, глауберову соль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ применяют в производстве соды, стекла, в медицине и ветеринарии, природный гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ применяют для получения полуводного гипса, необходимого в строительстве, а в медицине — для накладывания гипсовых повязок. Кристаллогидрат сульфата меди(II) (медный купорос) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ используют для борьбы с вредителями и болезнями растений.

Генетическая связь между серой и её важнейшими соединениями показана на схеме 6.



Рис. 18. Применение серной кислоты (на белом фоне помещён материал, который вы будете изучать позже)

Схема 6



Оксид серы(VI) — серный ангидрид. Олеум. Сульфаты. Гидросульфаты.
Качественная реакция на сульфат-ионы



Подумай, ответь, выполни...

1. Концентрированная серная кислота при нагревании реагирует с ртутью и серебром, подобно тому как она реагирует с медью. Составьте уравнения этих реакций и укажите окислитель и восстановитель.

2. Составьте уравнения практически осуществимых реакций.



Укажите условия осуществления реакций. В тех случаях, где это возможно, составьте полные и сокращённые ионные уравнения.

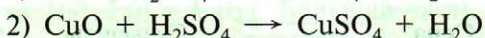
3. Назовите окислитель в реакциях: а) разбавленной серной кислоты с металлами; б) концентрированной серной кислоты с металлами.

4. Составьте уравнения реакций согласно схеме 6. Результаты работы обсудите с соседом по парте.

5. Рассчитайте массу раствора, содержащего 0,2 массовой доли серной кислоты, который израсходуется на реакцию с 4,5 г алюминия.

Тестовые задания

1. Концентрированная серная кислота является окислителем в химических реакциях



2. В качестве сырья для получения серной кислоты промышленным способом **не используют**

- 1) серу 2) сероводород 3) сульфат кальция 4) пирит



Используя электронное приложение, ознакомьтесь с видеофрагментами к § 21.

Личный результат

Я знаю качественную реакцию на сульфат-ионы и правила разбавления водой концентрированной серной кислоты.

Я могу отличить концентрированную серную кислоту от разбавленной на основании химических свойств.

Практическая работа 4

Решение экспериментальных задач по теме «Кислород и сера»

- **Вспомните правила техники безопасности при работе в химическом кабинете.**
- **Составьте план работы.**
- **Определите перечень необходимых реактивов и оборудования.**

Для решения задачи берите не всё вещество, а порцию (пробу) — примерно 1 см³.

Чтобы не перепутать пробы, ставьте пробирки с растворами одну за другой в штатив для пробирок и нумеруйте с помощью специального карандаша.

Задача 1. Даны пробирки с растворами: а) сульфата натрия; б) хлорида натрия; в) серной кислоты. Опытным путём определите, в какой пробирке находится каждое из указанных веществ.

Задача 2. Дан раствор сульфата меди(II). Получите из него раствор хлорида меди(II).

Задача 3. Даны четыре пронумерованные пробирки, в которых находятся следующие соли калия: сульфид, сульфат, сульфит, бромид. Определите при помощи характерных реакций каждое из данных веществ.

Задача 4. Проведите опыты по осуществлению следующих превращений:

а) $\text{цинк} \rightarrow \text{сульфат цинка} \rightarrow \text{гидроксид цинка}$

б) $\text{оксид меди(II)} \rightarrow \text{сульфат меди(II)} \rightarrow \text{гидроксид меди(II)}$

Задача 5. Даны вещества: серная кислота, цинк, растворы нитрата стронция, хлорида натрия, хлорида кальция, хлорида меди(II). Проверьте опытным путём, с какими веществами реагирует серная кислота. Почему? Какие реакции относятся к окислительно-восстановительным? Ответ мотивируйте.

Задача 6. Проведите реакции, подтверждающие качественный состав серной и соляной кислот.

4. Отчёт о работе оформите в виде таблицы (см. § 16).

Личный результат

Я умею распознавать сульфиды, сульфиты и сульфаты.

§ 23

ГЛАВА V АЗОТ И ФОСФОР

Характеристика азота и фосфора. Физические и химические свойства азота

- Как определить число электронов на внешнем энергетическом уровне атома?
- Как изменяются свойства элементов в А-группах?
- Что такое структурная формула?

Положение азота и фосфора в периодической таблице химических элементов, строение их атомов. К элементам VA-группы (главной подгруппы V группы) относятся азот N, фосфор P, мышьяк As, сурьма Sb и висмут Bi. Особенно большое значение имеют *азот* и *фосфор*. Схемы строения их атомов даны в таблице 13.

Таблица 13

Строение атомов азота и фосфора

Элемент	Период	Размещение электронов по энергетическим уровням
${}_7\text{N}$	2-й	${}_7\text{N } 2e, 5e$
${}_{15}\text{P}$	3-й	${}_{15}\text{P } 2e, 8e, 5e$



Важная информация

На последнем энергетическом уровне атомов азота, фосфора и других элементов VA-группы находится по пять электронов.

До устойчивого состояния атомов, характерного для инертных элементов, атомам элементов VA-группы недостаёт трёх электронов. Атомы этих элементов могут присоединить недостающие три электрона. Устойчивое состояние атомы этих элементов приобретают и при отдаче пяти

электронов. Поэтому для элементов подгруппы азота характерны высшая положительная степень окисления +5, отрицательная степень окисления -3, оксиды с общей формулой $R_2O_5^{+5-2}$ и водородные соединения с общей формулой RH_3^{-3+1} . Высший оксид фосфора образуется при горении фосфора; высший оксид азота можно получить только косвенным путём.

Строение молекулы азота. Молекула азота состоит из двух атомов:

N_2
химическая формула

$N \equiv N$
структурная формула

$:N::N:$
электронная формула

Важная информация

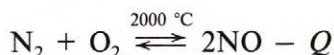
В атоме азота три неспаренных электрона, поэтому связь между атомами в молекуле азота осуществляется посредством трёх общих электронных пар.

Нахождение в природе. Азот находится в воздухе в свободном виде (приблизительно 78 % по объёму). В небольших количествах азот в виде нитратов содержится в почве. Он является составной частью белков.

Получение. Для технических целей азот выделяют из сжиженного воздуха. При испарении жидкого воздуха азот улетучивается первым ($t_{\text{кип}}$ азота равна -196°C , а $t_{\text{кип}}$ кислорода равна -183°C). Чистый азот получают при разложении некоторых его соединений.

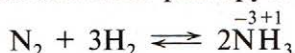
Физические свойства. Азот — газ без цвета и запаха, немного легче воздуха. Растворимость его в воде незначительна (меньше, чем у кислорода). Азот в твёрдом состоянии имеет молекулярную кристаллическую решётку, поэтому у него низкие температуры плавления и кипения.

Химические свойства. При обычных условиях азот малоактивен. Это объясняется прочностью химических связей в его молекуле. При высоких температурах связи между атомами ослабевают и азот становится реакционно-способным. Так, например, при температуре электрической дуги азот реагирует с кислородом:



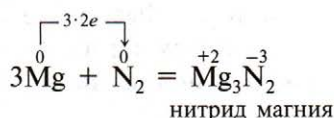
Такая же реакция происходит и при электрических разрядах в атмосфере во время грозы. Образующийся оксид азота(II) относят к *несолеобразующим оксидам*, так как он не реагирует ни с кислотами, ни со щелочами.

При определённых условиях азот реагирует с водородом (см. § 24):



Свойства азота исследовали Д. Резерфорд, К. Шееле, Г. Кавендиш, Дж. Пристли и А. Лавуазье. В 1787 г. Лавуазье предложил термин «азот», что в переводе с греческого означает «безжизненный». Но не прошло и полувек, как выяснилось, что «безжизненный» азот — один из элементов жизни: он входит в состав белков и нуклеиновых кислот.

При повышенной температуре азот реагирует с некоторыми металлами, образуя *нитриды* металлов, например:



Применение. Азот в основном применяют для синтеза аммиака NH_3 , а последний — для производства азотной кислоты и других азотсодержащих соединений. Жидкий азот ис-

пользуют для создания инертной среды при проведении химических процессов, а также в охлаждающих системах.

Азот. Фосфор. Нитриды. Несолеобразующие оксиды



Подумай, ответь, выполни...

1. На основе представлений о строении атомов поясните: а) в чём проявляется сходство элементов азота и фосфора; б) чем эти элементы отличаются один от другого.
2. В одном цилиндре находится азот, в другом — кислород, а в третьем — углекислый газ. Как различить эти газы?
3. К 300 г раствора, содержащего 0,1 массовой доли гидроксида калия, прилили азотную кислоту. Сколько граммов соли образовалось?



Прочитайте рассказ об азоте в книге М. М. Колтуна «Мир химии» из серии «Твой кругозор» (М.: Просвещение, 2011).

Личный результат

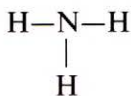
Я могу объяснить причину химической инертности азота.

Я умею составлять уравнения реакций, характеризующих химические свойства азота, и разъяснять их с точки зрения представлений об окислительно-восстановительных процессах.

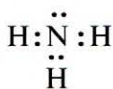
Аммиак

- Какие виды химической связи вам известны?
- Как образуется ковалентная химическая связь?
- Наличие каких ионов обуславливает щелочную среду раствора?

Строение молекулы. Химическая формула аммиака NH_3 . Так как азот более электроотрицательный элемент, чем водород, то химическая связь в молекуле аммиака ковалентная полярная.



структурная формула



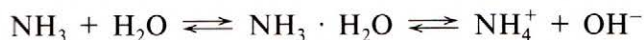
электронная формула

Физические свойства. Аммиак — бесцветный газ с характерным резким запахом, почти в 2 раза легче воздуха, очень хорошо растворим в воде. При обычных условиях в одном объёме воды растворяется около 700 объёмов аммиака (рис. 19).

При повышенном давлении аммиак сжижается. Жидкий аммиак имеет большую теплоту испарения, поэтому его применяют в холодильных устройствах.

Химические свойства. Аммиак — химически активное вещество (табл. 14).

При растворении аммиака в воде небольшая часть его молекул реагирует с водой. В результате образуются ионы аммония NH_4^+ и гидроксид-ионы OH^- :



Раствор аммиака в воде называют *аммиачной водой* (в быту — *нашатырным спиртом*). Аммиачная вода имеет щелочную среду за счёт наличия гидроксид-ионов OH^- .

Образование иона аммония происходит аналогично образованию иона гидроксония H_3O^+ (см. § 7). При взаимодействии аммиака с ионом водорода атом азота является донором своей неподелённой электронной пары,

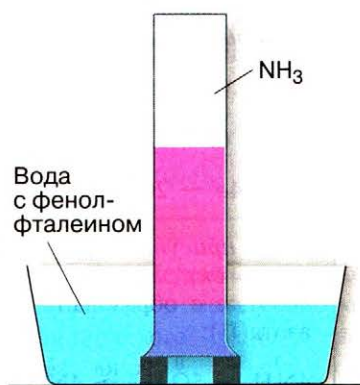
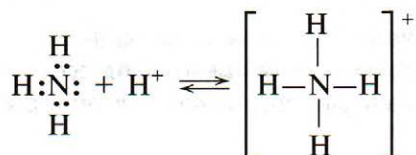


Рис. 19. Растворение аммиака в воде

а ион водорода — её акцептором; так по *донорно-акцепторному механизму* образуется четвёртая ковалентная связь между азотом и водородом:



Так как в ионе аммония четвёртая ковалентная связь не отличается от остальных трёх, то их изображают одинаково.

В аммиаке и в ионе аммония степень окисления азота одинакова и равна -3 . Однако валентность азота в молекуле аммиака равна трём, а в ионе аммония — четырем.

Таблица 14

Основные химические свойства аммиака

Реакции, связанные	
с изменением степени окисления азота	с образованием ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму
<p>1. Аммиак — непрочное соединение и при нагревании разлагается:</p> $2\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_3 \xrightleftharpoons{t} \overset{0}{\text{N}}_2 + 3\overset{0}{\text{H}}_2$	<p>1. Реагирует с водой:</p> $\text{H}:\ddot{\text{N}}:\text{H} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \left[\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}:\ddot{\text{N}}:\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array} \right]^+ + \text{OH}^-$ <p>или</p> $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
<p>2. Горит в кислороде:</p> $4\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_3 + 3\overset{0}{\text{O}}_2 \xrightarrow{t} 2\overset{0}{\text{N}}_2 + 6\overset{-2}{\text{H}}_2\text{O}$ $\overset{-3}{\text{N}} - 6e \rightarrow \overset{0}{\text{N}}_2 \quad \quad 2$ $\overset{0}{\text{O}}_2 + 4e \rightarrow \overset{-2}{\text{O}} \quad \quad 3$	<p>2. Реагирует с кислотами:</p> $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$ <p style="text-align: center;">хлорид аммония</p> <p>С многоосновными кислотами аммиак реагирует двояко:</p> $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NH}_4\text{HSO}_4$ <p style="text-align: center;">гидросульфат аммония</p> $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ <p style="text-align: center;">сульфат аммония</p>
<p>3. В присутствии катализатора окисляется кислородом воздуха с образованием оксида азота(II):</p> $4\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_3 + 5\overset{0}{\text{O}}_2 \xrightarrow{\text{Pt, Rh}} 4\overset{+2}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}} + 6\overset{-2}{\text{H}}_2\text{O}$ $\overset{-3}{\text{N}} - 5e \rightarrow \overset{+2}{\text{N}} \quad \quad 4$ $\overset{0}{\text{O}}_2 + 4e \rightarrow \overset{-2}{\text{O}} \quad \quad 5$	

Получение. Из курса биологии вам известно, что азот входит в состав белков и нуклеиновых кислот, благодаря которым осуществляются важнейшие жизненные процессы во всех живых организмах. Однако непосредственно связывать атмосферный азот могут только бактерии. Растения усваивают азот из его соединений (соли азотной кислоты, соли аммония), а животные — из растительной пищи.

Долгое время потребность сельскохозяйственных растений в связанном азоте восполнялась внесением в почву чилийской селитры (нитрата натрия), запасы которой ограничены. Поэтому перед учёными встала проблема найти экономически наиболее выгодный способ *промышленного связывания* атмосферного азота. Таким способом оказался синтез аммиака из азота и водорода:



Эта реакция обратима; она протекает при температуре примерно 300 °С, давлении 20—30 МПа и в присутствии катализатора — пористого железа.

В *лаборатории* аммиак получают при нагревании смеси солей аммония (см. § 25) со щелочами. Чаще всего для этих целей используют хлорид аммония NH_4Cl и гашёную известь $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (в избытке). Эти вещества тщательно смешивают, помещают в колбу и нагревают (рис. 20). Происходит реакция



Применение. *Каталитическое окисление аммиака* — основа производства азотной кислоты и азотных удобрений. Аммиак используют также для получения аммиачной воды, которую применяют в качестве удобрения, в медицине и в повседневной жизни (рис. 21).

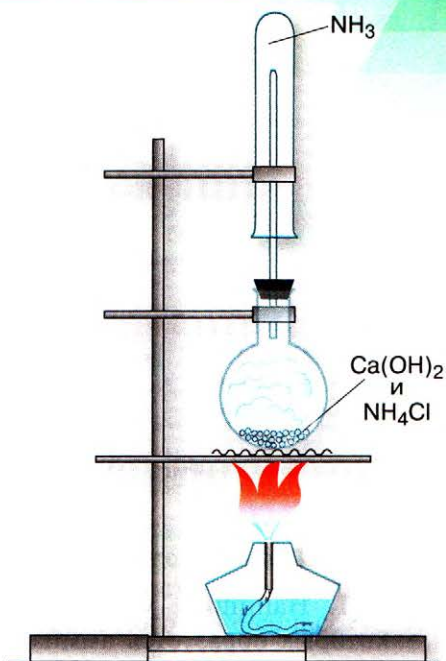


Рис. 20. Получение аммиака в лаборатории

В 1913 г. в Германии был создан первый в мире завод каталитического синтеза аммиака.

Ион аммония. Аммиачная вода. Каталитическое окисление аммиака



Рис. 21. Применение аммиака



Подумай, ответь, выполни...

1. Напишите уравнения четырёх химических реакций, в результате которых образуется аммиак.
2. При пропускании аммиака через трубку с накалившимся оксидом меди(II) образуется медь. Напишите уравнение этой реакции, укажите окислитель и восстановитель. Покажите переход электронов.
3. Поясните, какие химические свойства аммиака используют при получении продуктов, указанных на рисунке 21.

Тестовые задания

1. Аммиак **не вступает** в химическую реакцию

- 1) с кислородом
- 2) с водородом
- 3) с соляной кислотой
- 4) с водой

2. Схеме превращения $\overset{-3}{\text{N}} \rightarrow \overset{0}{\text{N}}$ соответствует уравнение реакции

- 1) $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- 2) $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$
- 3) $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$

Личный результат

Я умею составлять уравнения реакций, характеризующих химические свойства аммиака.

Практическая работа 5

Получение аммиака и изучение его свойств

- Вспомните правила техники безопасности при работе в химическом кабинете

1. Получение аммиака и растворение его в воде

1) В фарфоровой ступке хорошо перемешайте приблизительно равные объёмы кристаллического хлорида аммония NH_4Cl и порошка гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (опыт удаётся лучше, если известь слегка влажная). Приготовленную смесь насыпьте в пробирку на $\frac{1}{3}$ её объёма. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой; конец которой опущен в другую сухую пробирку, закреплённую в штативе открытым концом вниз (рис. 22). Нагрейте смесь в пробирке.

2) Как только почувствуете острый запах (нюхать осторожно!), пробирку с газом, не переворачивая, закройте пробкой, погрузите её в сосуд с водой и откройте пробку.

3) После заполнения пробирки водой закройте её отверстие пробкой и выньте пробирку из воды. Половину полученного раствора перелейте в другую пробирку. В одну пробирку поместите красную лакмусовую бумагу. В другую пробирку добавьте несколько капель раствора фенол-

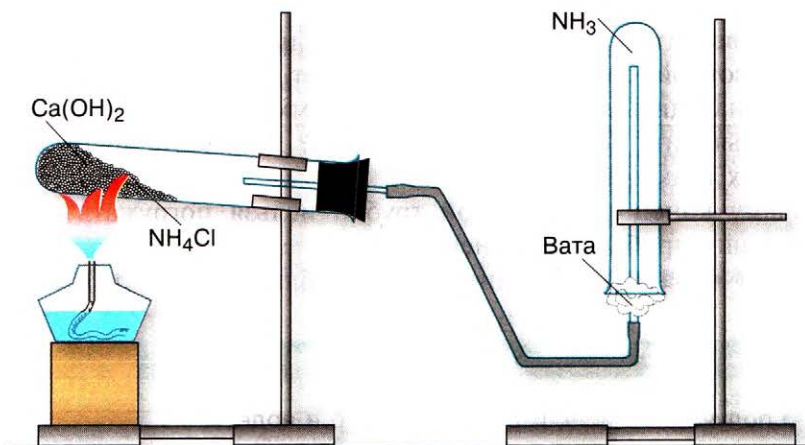


Рис. 22. Получение аммиака

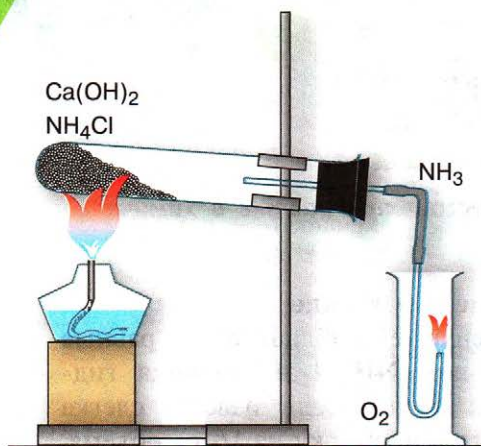


Рис. 23. Горение аммиака в кислороде

фталейна, а затем немного разбавленной соляной кислоты.

- О каких свойствах водного раствора аммиака свидетельствует его действие на индикаторы? Как это можно объяснить с позиций теории электролитической диссоциации?

- Что происходит при действии кислоты на водный раствор аммиака? Составьте уравнение соответствующей химической реакции.

2. Горение аммиака в кислороде

Снова слегка нагрейте пробирку со смесью хлорида аммония и гидроксида кальция. Газоотводную трубку введите в стеклянный цилиндр с кислородом и при помощи лучинки подожгите газ (рис. 23).

- Какие вещества образуются в процессе горения аммиака? Напишите уравнение соответствующей реакции. Подчеркните в уравнении одной чертой окислитель, а двумя — восстановитель.

3. Взаимодействие аммиака с кислотами

В приборе для получения газов замените пробирку с использованной смесью хлорида аммония и гидроксида кальция на пробирку со свежей порцией смеси. Пробирку слегка нагрейте. Газоотводную трубку последовательно введите в пробирки, в которых налито по 1 мл концентрированных азотной, соляной и серной кислот. Конец газоотводной трубки должен находиться на расстоянии 5—6 мм от поверхности кислоты.

- Как объяснить появление белого дыма? Напишите уравнения соответствующих реакций.

- Почему конец газоотводной трубки нельзя погружать в кислоту, а можно лишь приближать к ней?

4. Отчёт о работе оформите в виде таблицы (см. § 16).

Личный результат

Я умею получать аммиак и растворять его в воде.

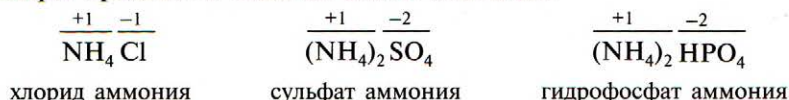
Соли аммония

- Повторите общие свойства солей.
- Какие соли называют кислыми?

 **Определение**

СОЛИ АММОНИЯ — это сложные вещества, в состав которых входят ионы аммония NH_4^+ , соединённые с кислотными остатками.

Примеры средних и кислых солей аммония:



Физические свойства. Все соли аммония — твёрдые кристаллические вещества и, подобно солям щелочных металлов, хорошо растворимы в воде.

Химические свойства солей аммония приведены в таблице 15.

Таблица 15

Химические свойства солей аммония

Свойства, общие с другими солями	Специфические свойства
<p>1. <i>Сильные электролиты</i>, в водном растворе диссоциируют на ионы:</p> $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^-$	<p>1. <i>При высокой температуре разлагаются:</i></p> $\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{t} \text{NH}_3\uparrow + \text{HCl}\uparrow$ <p>При охлаждении аммиак снова реагирует с хлороводородом, и на холодных стенках пробирки осаждается хлорид аммония (рис. 24)</p>
<p>2. <i>Реагируют с кислотами:</i></p> $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} =$ $= \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$ $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}\uparrow$	<p>2. <i>Реагируют со щелочами:</i></p> $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \xrightarrow{t} =$ $= \text{NaCl} + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ <p>Эту реакцию используют для распознавания солей аммония</p>
<p>3. <i>Реагируют с другими солями:</i></p> $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$	
<p>4. <i>Подвергаются гидролизу</i> (см. § 10)</p>	

Лабораторный опыт. Распознавание солей аммония

1) В одну пробирку поместите немного кристаллического сульфата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, в другую — нитрата аммония NH_4NO_3 . В обе пробирки прилейте по 1–2 мл раствора гидроксида натрия и слегка нагрейте.

2) В струю выделяющегося газа поместите красную лакмусовую бумагу, смоченную дистиллированной водой.

- Какой газ выделяется в данном опыте? Напишите уравнения соответствующих реакций.

- Как можно отличить соли аммония от других солей?



Важная информация

Выделение аммиака при взаимодействии соли со щёлочью — качественная реакция на ионы аммония:

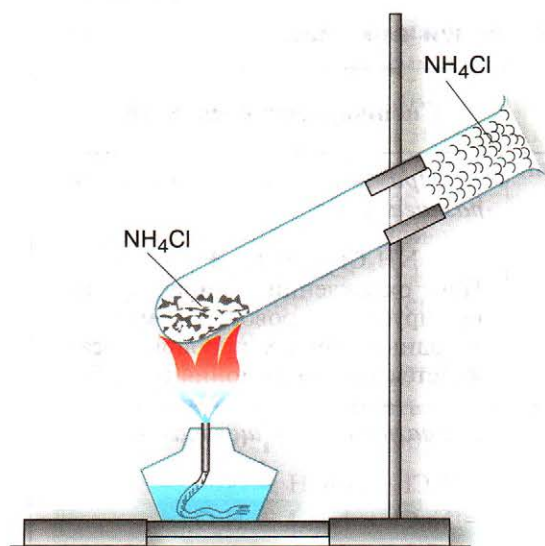
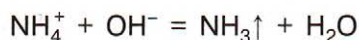


Рис. 24. Разложение хлорида аммония

Получение. Соли аммония получают:

1) при взаимодействии аммиака с кислотами;

2) при нейтрализации аммиачной воды кислотами.

В том и другом случае при избытке многоосновных кислот образуются кислые соли.

Применение. Сульфат аммония и нитрат аммония применяют в основном в качестве минеральных удобрений (см. § 28). Гидрокарбонат аммония используют в качестве разрыхлителя теста при выпечке кондитерских изделий. Бромидом аммония обрабатывают дерево для защиты от возгорания.

Соли аммония. Качественная реакция на ионы аммония

**Подумай, ответь, выполни...**

1. Составьте уравнения реакций, при которых образуются: а) дигидрофосфат аммония; б) гидрофосфат аммония; в) фосфат аммония.

2. Какие свойства гидрокарбоната аммония используют при выпечке кондитерских изделий? Напишите уравнение реакции.

3. Начертите в тетради таблицу. В соответствующих графах запишите молекулярные и ионные уравнения реакций, поясняющих химические свойства указанных солей. Проверьте выполнение задания у соседа по парте.

Соль	Химические свойства, общие с другими солями	Специфические свойства
NH_4Cl $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$		

4. 10,7 г хлорида аммония смешали с гидроксидом кальция и смесь нагрели. Какой газ выделился? Рассчитайте его массу и объём (н. у.).

5. Рассчитайте объём (н. у.) и массу аммиака, требующегося для получения 5 т нитрата аммония.

Тестовые задания

1. Установите соответствие между исходными и полученными веществами.

- | | |
|--|---|
| 1) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow$ | А. $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$ |
| 2) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | Б. $\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{BaSO}_4$ |
| 3) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$ | В. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ |
| 4) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$ | Г. $\text{NH}_3 + \text{CO}_2$ |
| | Д. $\text{NH}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |

2. Отрицательную степень окисления азот проявляет в соединении

- 1) NO 2) N_2O_3 3) HNO_3 4) NH_3

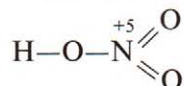
Личный результат

Я знаю качественную реакцию на ион аммония.

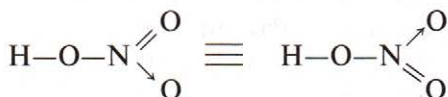
Я умею составлять уравнения реакций, характеризующих химические свойства солей аммония.

- Вспомните механизм образования ковалентной химической связи.
- Какие реакции называют обратимыми?
- Какие общие свойства характерны для кислот?

Строение молекулы. Согласно представлениям о ковалентной связи структурную формулу азотной кислоты следовало бы изобразить так:

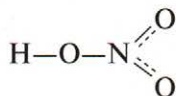


Но при таком изображении вокруг атома азота оказывается вместо устойчивого восьмиэлектронного слоя десятиэлектронный слой (каждая общая электронная пара изображена валентным штрихом). Это противоречие устраняется, если допустить, что между атомом азота и одним из атомов кислорода существует связь, которая образуется по донорно-акцепторному механизму (см. § 7). Тогда структурную формулу азотной кислоты можно было бы изобразить так:



(Между формулами стоит математический знак тождества.)

Однако опытным путём доказано, что в молекуле азотной кислоты между атомом азота и двумя атомами кислорода химические связи совершенно одинаковые, т. е. нет двойных и одинарных связей. Поэтому строение молекулы азотной кислоты следует изобразить так:



Оба атома кислорода, связанные только с азотом, равноценны; они находятся на одинаковом расстоянии от атома азота, т. е. четвёртая связь разделена поровну между двумя атомами кислорода.



Важная информация

Степень окисления азота в молекуле азотной кислоты равна +5 (от атома азота в сторону атомов кислорода смещено пять электронов). Валентность же азота равна четырём (имеются четыре общие электронные пары).

Физические свойства. Чистая азотная кислота — бесцветная дымящаяся жидкость с резким раздражающим запахом. Концентрированная азотная кислота обычно окрашена в жёлтый цвет. Такой цвет придаёт ей оксид азота(IV), который образуется вследствие частичного разложения азотной кислоты и растворяется в ней.

Химические свойства. Как и серная кислота, азотная кислота — сильный окислитель. Это связано с тем, что атом азота в её молекуле находится в степени окисления +5. Он легко принимает электроны и может восстанавливаться до степени окисления +4, +2, 0 и –3. Химические свойства азотной кислоты представлены в таблице 16.

Таблица 16

Химические свойства азотной кислоты

Свойства, общие с другими кислотами	Специфические свойства
<p>1. Азотная кислота является <i>сильной кислотой</i> (аналогично соляной и серной), поэтому она диссоциирует полностью:</p> $\text{HNO}_3 = \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$	<p>1. При нагревании и под действием света концентрированная азотная кислота разлагается:</p> $4\text{HNO}_3 \xrightarrow{t, \text{ свет}} 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ <p>Азотная кислота является <i>сильным окислителем</i>: тлеющая лучинка в нагретой концентрированной азотной кислоте загорается, скипидар и древесные опилки в концентрированной азотной кислоте воспламеняются (рис. 25)</p>
<p>2. Реагирует с основными оксидами:</p> $\text{CuO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$	<p>2. При взаимодействии концентрированной азотной кислоты с белками образуются вещества ярко-жёлтого цвета. Поэтому если на кожу попадает азотная кислота, то появляются жёлтые пятна</p>
<p>3. Реагирует с основаниями:</p> $\text{NaOH} + \text{HNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	<p>3. Азотная кислота <i>по-разному реагирует с металлами</i>. В этих реакциях в зависимости от концентрации кислоты и восстановительной способности металла выделяются различные оксиды азота, иногда азот и даже аммиак</p>
<p>4. Реагирует с солями более слабых и более летучих кислот (см. ряд активности металлов на форзаце II):</p> $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HNO}_3 = 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$	

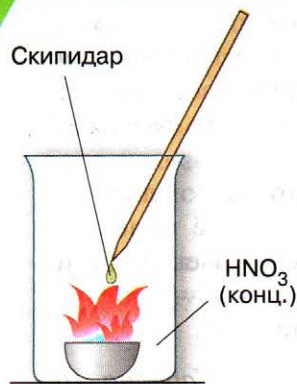
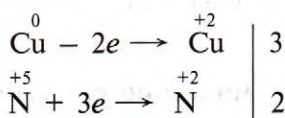
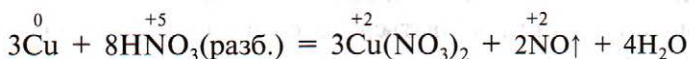
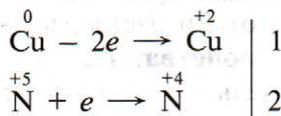
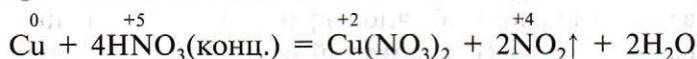


Рис. 25. Воспламенение скипидара в концентрированной азотной кислоте

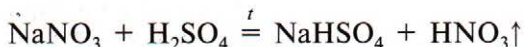
Весьма характерны реакции концентрированной и разбавленной азотной кислоты с медью:



С серебром и ртутью азотная кислота реагирует так же, как и с медью. Золото, платина, осмий, иридий и некоторые другие металлы с азотной кислотой не реагируют ни при каких условиях.

При работе с концентрированной азотной кислотой необходимо соблюдать крайнюю осторожность: не допускать её попадания на кожу и одежду!

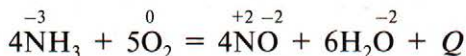
Получение. В лаборатории азотную кислоту получают действием концентрированной серной кислоты на кристаллический нитрат натрия или калия при небольшом нагревании:



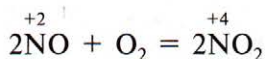
При более сильном нагревании образуется сульфат натрия, но в этих условиях азотная кислота разлагается.

В промышленности азотную кислоту получают окислением аммиака кислородом воздуха в присутствии катализатора (платины).

Первая стадия:



Вторая стадия:



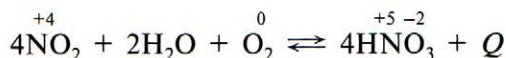
Третья стадия:





Рис. 26. Применение азотной кислоты (на белом фоне помещён материал, который вы будете изучать позже)

При избытке кислорода реакция протекает без выделения оксида азота(II):



Реакция оксида азота(IV) с водой экзотермическая и обратимая. Это объясняется тем, что азотная кислота при нагревании разлагается. Чтобы сместить равновесие вправо, увеличивают давление.



Применение азотной кислоты показано на рисунке 26.

Разбавленная азотная кислота. Концентрированная азотная кислота



Подумай, ответь, выполни...

1. Объясните, почему азотную кислоту относят к кислотам-окислителям. Какие ещё кислоты-окислители вам известны? Можно ли отнести к подобным кислотам соляную кислоту? Обсудите этот вопрос с соседом по парте.

2. При взаимодействии разбавленной азотной кислоты с некоторыми металлами (Mg, Zn) может выделяться оксид азота(I) или азот. Напишите соответствующие уравнения окислительно-восстановительных реакций.

3. Напишите молекулярные, полные ионные и сокращённые ионные уравнения реакций, с помощью которых можно различить соляную, серную и азотную кислоты.

4. Приведите уравнения реакций: а) характерных только для азотной кислоты; б) общих для азотной и других кислот.

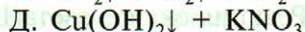
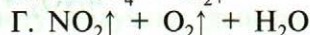
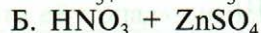
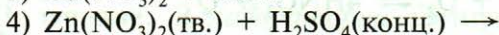
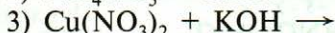
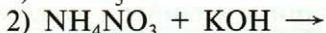
5. Напишите уравнения реакций, протекающих между серебром и разбавленной, а также концентрированной азотной кислотой. Покажите переход электронов и подчеркните окислитель одной чертой, а восстановитель двумя.

6. Используя рисунок 26, подготовьте компьютерную презентацию на тему «Применение азотной кислоты».

7*. Какой объём аммиака (н. у.) потребуется для получения 50 т раствора с массовой долей азотной кислоты 0,5?

Тестовые задания

1. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами реакции.



2. Азотная кислота **не взаимодействует**

1) с оксидом углерода(IV)

2) с оксидом меди(II)

3) с карбонатом натрия

4) с гидроксидом алюминия



Используя электронное приложение, ознакомьтесь с видеофрагментами к § 27.

Личный результат

Я умею составлять уравнения химических реакций, лежащих в основе получения азотной кислоты, и разъяснять закономерности их протекания.

Я могу объяснить окислительные свойства разбавленной и концентрированной азотной кислоты.

Соли азотной кислоты

- Что такое ряд активности металлов?
- Вспомните из курса биологии, что такое макроэлементы и микроэлементы.

Соли азотной кислоты называют *нитратами*. Нитраты щелочных металлов, кальция и аммония имеют ещё название *селитры*, например: NH_4NO_3 — аммиачная селитра, NaNO_3 — натриевая селитра.

Получение. Нитраты образуются при взаимодействии:

1) металлов, основных оксидов, оснований, аммиака и некоторых солей с азотной кислотой;

2) оксида азота(IV) со щелочами.

В промышленности нитраты (селитры) главным образом получают в результате взаимодействия азотной кислоты или оксида азота(IV) с карбонатами щелочных и щелочноземельных металлов. Нитрат аммония получают в результате реакции концентрированной азотной кислоты с аммиаком:

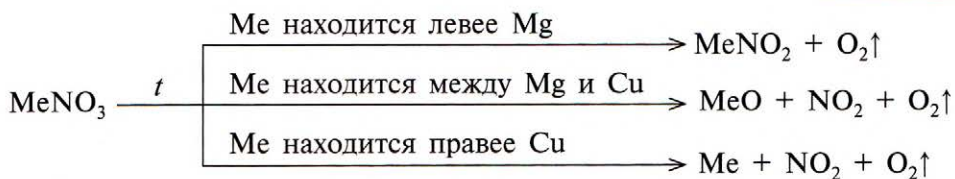


Физические свойства. Все нитраты — твёрдые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде.

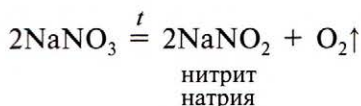
Химические свойства. Подобно азотной кислоте, нитраты при нагревании разлагаются с выделением кислорода.

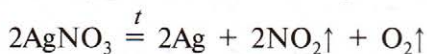
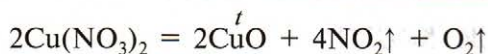
В зависимости от химической активности металла, входящего в состав соли, разложение нитратов происходит по-разному. Если обозначить атом одно- или двухвалентного металла Me, то процесс разложения нитратов при нагревании с учётом ряда активности металлов можно изобразить так:

См. ряд активности металлов на форзаце II.

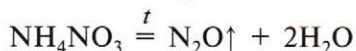


Примеры:

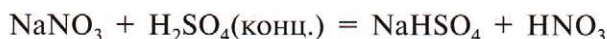




Нитрат аммония разлагается с образованием оксида азота(I) и воды:



Азотная кислота и её соли содержат нитрат-ионы NO_3^- . Для качественного определения нитрат-ионов NO_3^- в пробирку помещают немного исследуемого вещества, добавляют медных стружек, приливают концентрированную серную кислоту и нагревают:



Важная информация

Выделение газообразного оксида азота(IV) NO_2 бурого цвета при взаимодействии соли с медью и серной кислотой — качественная реакция на нитрат-ионы NO_3^- .

Применение. Азот относится к макроэлементам, т. е. элементам, которые необходимы живым организмам в больших количествах. Помимо азота, к важнейшим макроэлементам относятся фосфор и калий. Удовлетворить потребность сельскохозяйственных растений в этих элементах можно с помощью минеральных удобрений.



Определение

В качестве МИНЕРАЛЬНЫХ УДОБРЕНИЙ используют вещества, содержащие три важнейших питательных элемента — азот, фосфор и калий — и способные в почвенном растворе диссоциировать на ионы.

Буссенго Жан Батист (1802—1887). Французский учёный, академик, один из основоположников научной агрохимии. Его основные научные работы посвящены изучению круговорота веществ в природе. Он установил, что все растения извлекают азот из почвы, а бобовые обогащают почву азотом.

Азот входит в состав белков и нуклеиновых кислот. При его недостатке задерживается образование зелёной массы, растения плохо растут, их листья становятся бледно-зелёными и даже желтеют. Азотные удобрения особенно нужны растениям в весенний период. *Именно в качестве азотных удобрений нитраты находят основное применение.*

Как азотные удобрения используют также соли аммония и некоторые другие соединения азота (табл. 17). Нитрат калия служит и важнейшим калийным удобрением.

Удобрения, содержащие азот, фосфор и калий, получают в промышленных масштабах.

При правильном использовании минеральные удобрения — это наиболее эффективное средство повышения урожайности сельскохозяйственных культур и качества получаемой продукции.

Таблица 17

Азотные удобрения

Химический состав	Цвет и внешний вид	Получение в промышленности
<i>Нитрат натрия</i> (натриевая селитра)		
NaNO ₃ (15—16 % N)	Белое или серое кристаллическое вещество с гигроскопическими свойствами (серый цвет придают примеси)	Получают при производстве азотной кислоты. Газы NO и NO ₂ , не поглощённые водой, пропускают через раствор соды: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{NO}_2 = \text{NaNO}_3 + \text{NaNO}_2 + \text{CO}_2\uparrow$ NaNO ₂ окисляется в NaNO ₃
<i>Нитрат калия</i> (калийная селитра)		
KNO ₃ (12,5—13 % N)	Белое кристаллическое вещество	$\text{KCl} + \text{NaNO}_3 \xrightleftharpoons{100\text{ }^\circ\text{C}} \text{NaCl} + \text{KNO}_3$ Из-за меньшей растворимости NaCl равновесие удаётся сместить вправо
<i>Нитрат аммония</i> (аммиачная селитра)		
NH ₄ NO ₃ (15—16 % N)	Белое кристаллическое гигроскопическое вещество	Получают при нейтрализации 48—60 %-ной азотной кислоты аммиаком: $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 = \text{NH}_4\text{NO}_3$ Полученный раствор концентрируют и кристаллизуют в специальных башнях
<i>Сульфат аммония</i>		
(NH ₄) ₂ SO ₄ (20,5—21 % N)	Белый или серый кристаллический порошок, слабо гигроскопичен	Получают при взаимодействии аммиака с серной кислотой: $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

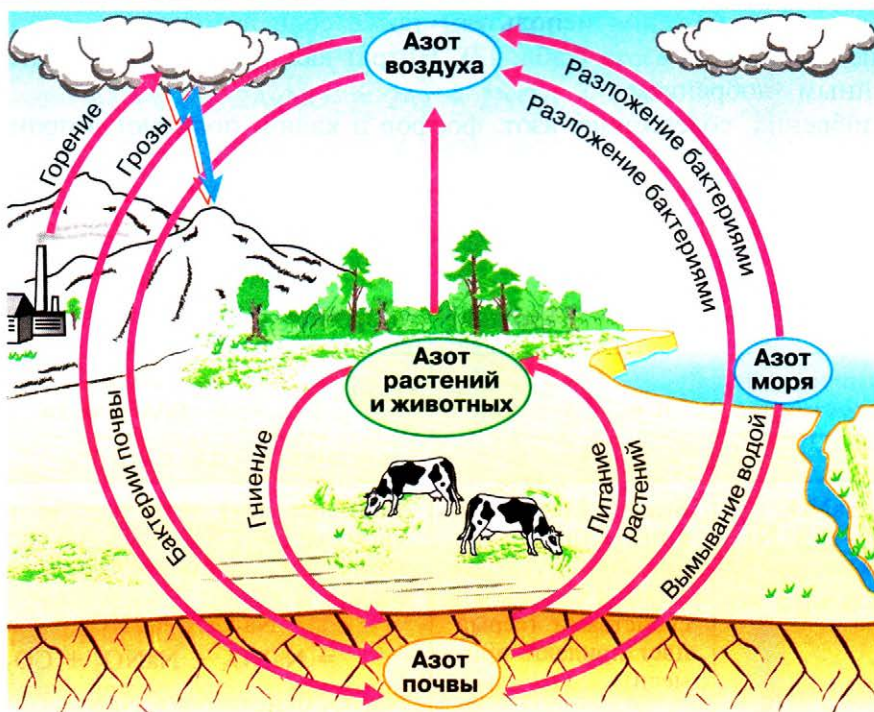


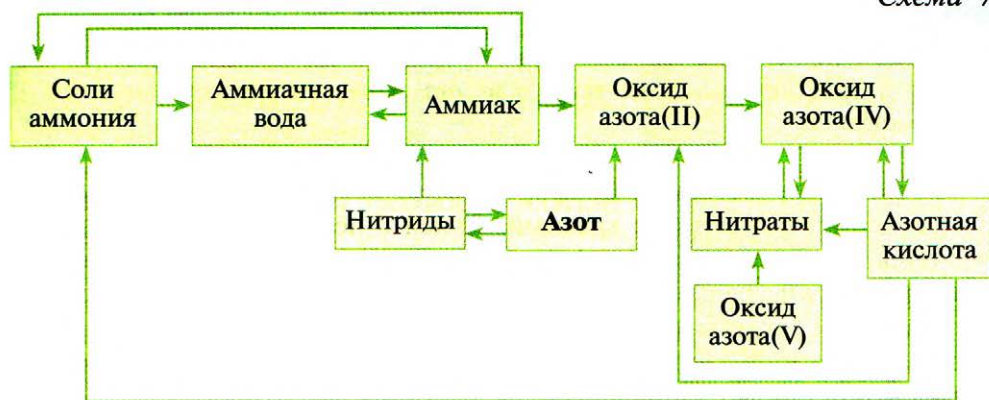
Рис. 27. Круговорот азота в природе

Круговорот азота в природе. При гниении и горении органических веществ часть связанного азота освобождается и уходит в атмосферу. Однако в естественных условиях содержание связанного азота в почве не уменьшается. Масса свободного азота в атмосфере также не увеличивается. Чем это можно объяснить?

Оказывается, существуют бактерии, как свободно живущие в почве, так и поселяющиеся на корнях бобовых растений, которые усваивают атмосферный азот, переводя его в состав органических соединений. (В морях и океанах подобную фиксацию азота осуществляют цианобактерии.) Небольшие количества атмосферного азота связываются при грозовых разрядах: образуется оксид азота(II), а из него — оксид азота(IV). При реакции последнего с водой получается азотная кислота, которая превращается в почве в нитраты. В результате этих процессов происходит непрерывный круговорот азота в природе (рис. 27). При уборке урожая с полей выносятся значительная часть азота. Внесением удобрений, содержащих азот, восполняют эту убыль.

Генетическая связь между азотом и его важнейшими соединениями показана на схеме 7.

Схема 7



Нитраты. Селитры. Качественная реакция на нитрат-ионы. Минеральные удобрения. Круговорот азота в природе



Подумай, ответь, выполни...

1. При грозовых разрядах в почве иногда может образовываться нитрат кальция. Напишите уравнения соответствующих реакций.

2. Составьте уравнения реакций согласно схеме 7. Обсудите выполнение задания с соседом по парте.

3. Вычислите массовую долю (в процентах) азотной кислоты, если в результате проведения химической реакции между 200 г раствора этой кислоты и карбонатом магния было получено 11,2 л (н. у.) оксида углерода(IV).



Используя электронное приложение, рассмотрите фотоизображения к § 28.



В Интернете найдите информацию о чилийской селитре и её применении.

Личный результат

Я могу отличить нитраты от солей других кислот.

Я умею составлять уравнения реакций разложения нитратов.

Я знаю, как осуществляется круговорот азота в природе.

- Что такое аллотропия?
- Какие типы кристаллических решёток вам известны?
- Как зависят свойства вещества от типа его кристаллической решётки?

В свободном состоянии фосфор образует несколько аллотропных видоизменений, в том числе красный, белый и чёрный фосфор. Это объясняется тем, что атомы фосфора способны, соединяясь, образовывать кристаллические решётки различного типа. Как и атомы азота в молекуле азота N_2 , атомы фосфора образуют три ковалентные связи. Но в отличие от атомов азота атомы фосфора попарно связаны только одной ковалентной связью. Оставшиеся две единицы валентности используются для присоединения третьего и четвёртого атомов фосфора. В зависимости от того, как происходит присоединение третьего и четвёртого атомов фосфора, образуется либо молекулярная, либо атомная кристаллическая решётка (рис. 28).

Фосфор в природе. Из-за большой химической активности фосфор в природе встречается только в соединениях. Важнейшие минералы, содержащие фосфор, — это фосфориты и апатиты, в состав которых

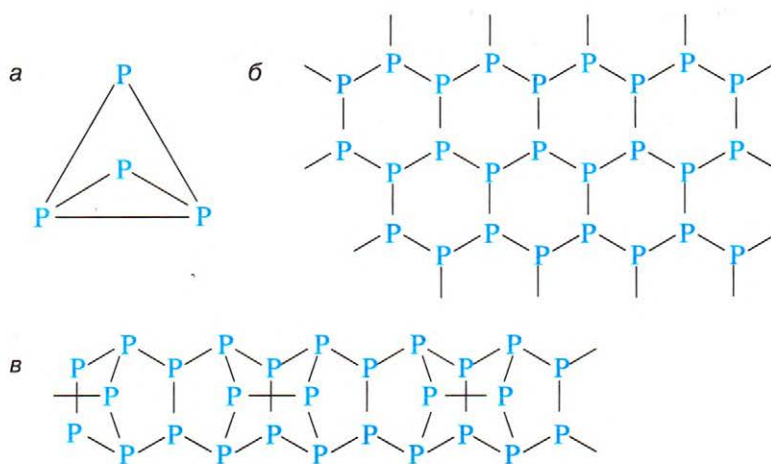
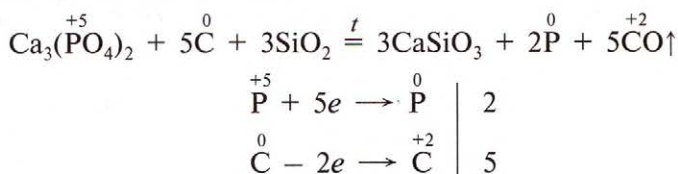


Рис. 28. Схема строения: а — молекулы белого фосфора; б — кристаллической решётки чёрного фосфора; в — кристаллической решётки красного фосфора

входит фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Крупнейшее месторождение апатитов находится на Кольском полуострове, в районе Хибинских гор. Залежи фосфоритов есть, например, в Московской, Калужской, Брянской областях.

Фосфор входит в состав нуклеиновых кислот и клеточных мембран. Соединения фосфора составляют основу костной ткани животных. Очень богаты фосфором клетки мозга.

Получение. Фосфор получают из фосфоритов и апатитов, нагревая их в электрической печи без доступа воздуха в присутствии оксида кремния(IV) и угля:



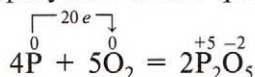
Пары фосфора конденсируются под водой, и при этом образуется белый фосфор, в узлах кристаллической решётки которого находятся молекулы P_4 (см. рис. 28, а).

Физические свойства. Аллотропные видоизменения фосфора резко различаются по физическим свойствам (табл. 18).

При высоком давлении белый и красный фосфор превращаются в чёрный фосфор, состоящий из слоёв, образованных атомами этого элемента. Структура чёрного фосфора похожа на структуру графита, только слои атомов в чёрном фосфоре как бы гофрированы. Чёрный фосфор имеет едва заметный металлический блеск и является полупроводником; его плотность $2,85 \text{ г/см}^3$. Он с трудом вступает в химические реакции.

Химические свойства. При длительном нагревании белого фосфора без доступа воздуха он желтеет и постепенно превращается в красный фосфор. При нагревании красного фосфора в тех же условиях он превращается в пар, при конденсации которого образуется белый фосфор.

Белый фосфор отличается исключительной химической активностью. Он вступает в реакцию с кислородом уже при температуре 40°C (воспламеняется), при этом образуется *оксид фосфора(V)*:



В поисках философского камня, якобы способного превратить неблагородные металлы в золото, гамбургский алхимик Х. Бранд в 1669 г. при перегонке сухого остатка от выпаривания мочи впервые получил белый фосфор. Поначалу алхимик думал, что это искомый философский камень, так как полученное вещество в темноте светилось.

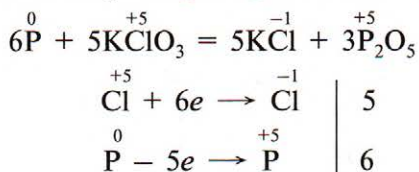
Физические свойства фосфора

Характеристика вещества	Свойства фосфора	
	белого	красного
Физическое состояние	Кристаллическое вещество	Аморфное или кристаллическое вещество
Твёрдость	Небольшая — можно резать ножом (под водой)	—
Цвет	Бесцветный / желтоватый	Тёмно-красный
Плотность	1,8 г/см ³	2,3 г/см ³
Растворимость в воде	Не растворяется	Не растворяется
Температура плавления	44 °С	При сильном нагревании превращается в пары белого фосфора
Температура воспламенения	40 °С. В измельчённом состоянии воспламеняется при обычной температуре	Примерно 260 °С
Свечение	В темноте светится	Не светится
Действие на организм	Сильный яд	Неядовит

Красный фосфор реагирует с кислородом аналогично, но реакция начинается только при температуре 260 °С.

Фосфор образует также соединение с водородом — газ *фосфин* PH_3 . Фосфор реагирует со многими металлами и образует *фосфиды*, например фосфид кальция Ca_3P_2 .

Применение. Красный фосфор применяют в производстве спичек. Его вместе с тонко измельчённым стеклом и клеем наносят на боковую поверхность коробка. При трении спичечной головки, в состав которой входят хлорат калия KClO_3 и сера, происходит воспламенение:



Белый фосфор в военное время использовали в зажигательных бомбах и для создания дымовых завес.

Белый, красный, чёрный фосфор. Фосфин. Фосфиды металлов



Подумай, ответь, выполни...

1. Азот встречается в природе в соединениях и в свободном состоянии, а фосфор — только в соединениях. Чем это объясняется?
2. Охарактеризуйте свойства белого и красного фосфора. Какими опытами можно доказать, что белый и красный фосфор — видоизменения одного и того же элемента?
3. Вычислите массовую долю (в процентах) азотной кислоты в растворе, если известно, что 200 г этого раствора полностью прореагировали с 4 г гидроксида натрия.
4. Рассчитайте массу раствора азотной кислоты (массовая доля HNO_3 в нём равна 14 %), требующегося на реакцию с 2 моль карбоната натрия.

Тестовые задания

1. Положительную степень окисления фосфор **не проявляет** в соединении
1) P_2O_5 2) PCl_5 3) PH_3 4) P_2O_3
2. Фосфор **не вступает** в реакцию
1) с кислородом 3) с водой
2) с водородом 4) с кальцием



Используя электронное приложение, изучите разделы «Это интересно» и «Фотоизображения» к § 29.

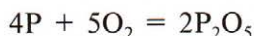
Личный результат

Я знаю аллотропные модификации фосфора, свойства белого и красного фосфора.

Я могу составлять уравнения химических реакций, характеризующих свойства фосфора, и объяснять их с позиций окисления-восстановления.

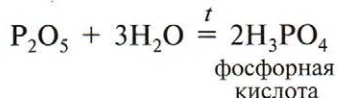
- Какие вещества называют гигроскопичными? Приведите примеры.
- Повторите общие свойства кислот.
- Какие кислоты и почему относят к кислотам-окислителям?

Химическую формулу **оксида фосфора(V)** обычно изображают в виде P_2O_5 , но в действительности его состав более сложный и выражается формулой P_4O_{10} . Образуется оксид фосфора(V) при сгорании фосфора в избытке воздуха:



Физические свойства. Оксид фосфора(V) — белый рыхлый порошок, чрезвычайно гигроскопичный. Поэтому его следует хранить в герметично закрытых сосудах.

Химические свойства. Оксид фосфора(V) по химическим свойствам сходен с другими кислотными оксидами. Он реагирует с водой с образованием различных кислот, в частности, фосфорной кислоты:

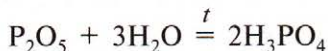


Применение. Оксид фосфора(V) широко используют в качестве водоотнимающего средства, например для осушки газов.

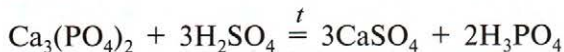
Фосфорная кислота. Известно несколько кислот, содержащих фосфор. Важнейшая из них — фосфорная кислота H_3PO_4 .

Получение. Фосфорную кислоту получают:

- 1) взаимодействием оксида фосфора(V) с водой при нагревании:



- 2) взаимодействием природной соли — фосфата кальция — с серной кислотой при нагревании:



Физические свойства. Фосфорная кислота — твёрдое кристаллическое вещество, бесцветное, хорошо растворимое в воде.

Химические свойства фосфорной кислоты представлены в таблице 19. Фосфорная кислота проявляет все свойства кислот.

Химические свойства фосфорной кислоты

Свойства, общие с другими кислотами	Специфические свойства
<p>1. Водный раствор кислоты изменяет окраску индикаторов. Диссоциация происходит ступенчато:</p> $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ $\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ <p>Легче всего идёт диссоциация по первой ступени и труднее всего — по третьей</p>	<p>1. При действии раствора нитрата серебра(I) появляется жёлтый осадок:</p> $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{AgNO}_3 =$ $= \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow + 3\text{HNO}_3$ <p style="text-align: center;">жёлтый осадок</p> $3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-} + 3\text{Ag}^+ + 3\text{NO}_3^- =$ $= \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow + 3\text{H}^+ + 3\text{NO}_3^-$ $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow$ <p>Это качественная реакция на фосфат-ионы</p>
<p>2. Реагирует с металлами, расположенными в ряду активности металлов до водорода:</p> $3\text{Mg} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\uparrow$	<p>2. Фосфорная кислота играет большую роль в жизнедеятельности животных и растений. Её остатки входят в состав аденозинтрифосфорной кислоты АТФ (при разложении которой выделяется большое количество энергии) и нуклеиновых кислот. (Строение и функции АТФ изучают в курсах общей биологии и органической химии.)</p>
<p>3. Реагирует с основными оксидами:</p> $3\text{CaO} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	
<p>4. Реагирует с основаниями и аммиаком; если кислота взята в избытке, то образуются кислые соли:</p> $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NaOH} = \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{NH}_3 = (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} = \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	
<p>5. Реагирует с солями слабых кислот:</p> $2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 =$ $= 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{CO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$	



Важная информация

В отличие от азотной кислоты и её солей, фосфорная кислота и фосфаты не проявляют окислительных свойств.

Применение. Фосфорную кислоту используют в основном для производства минеральных удобрений.

Фосфаты. Фосфорная кислота образует три ряда солей. Если обозначить атомы металлов Me , то можно изобразить в общем виде состав её солей (табл. 20).

Таблица 20

Химические формулы фосфатов

Фосфаты, содержащие металлы		
одновалентные	двухвалентные	трёхвалентные
Me_3PO_4 Me_2HPO_4 MeH_2PO_4	Фосфаты $Me_3(PO_4)_2$ Гидрофосфаты $MeHPO_4$ Дигидрофосфаты $Me(H_2PO_4)_2$	$MePO_4$ $Me_2(HPO_4)_3$ $Me(H_2PO_4)_3$

Вместо иона одновалентного металла в состав фосфатов может входить ион аммония: $(NH_4)_3PO_4$ — фосфат аммония; $(NH_4)_2HPO_4$ — гидрофосфат аммония; $NH_4H_2PO_4$ — дигидрофосфат аммония.

Фосфаты используют в производстве строительных материалов, лаков, красок, а также зубных паст и стоматологических цемента. Фосфат и гидрофосфат натрия используют для осаждения из воды солей кальция и магния. С этой целью их добавляют в синтетические моющие средства. Фосфаты и смеси фосфатов включают в рецептуры колбасных изделий, так как они снижают в них скорость окислительных процессов, обладают слабым антимикробным действием и придают продуктам приятный цвет.

Фосфаты и гидрофосфаты кальция и аммония широко используют в качестве минеральных удобрений, в том числе и комбинированных (содержащих наряду с фосфором азот и/или калий) (табл. 21).

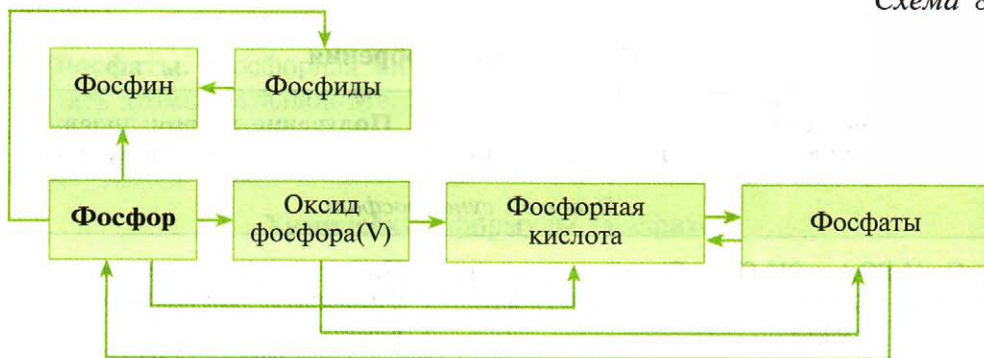
Необходимость обеспечения растений соединениями фосфора связана с тем, что атомы фосфора входят в состав нуклеиновых кислот — важнейших органических молекул, хранителей наследственной информации. Фосфор особенно необходим при росте и развитии репродуктивных органов растений (цветки, плоды).

Фосфорная кислота входит в состав сладких газированных напитков. Она ухудшает всасывание кальция и вымывает его из организма, что особенно опасно для детей и подростков.

Фосфорные удобрения

Химический состав	Цвет и внешний вид	Получение в промышленности и нахождение в природе
<i>Простой суперфосфат</i>		
$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (до 20 % P_2O_5)	Серый мелкозернистый порошок	Получают при взаимодействии фосфоритов или апатитов с серной кислотой: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4$
<i>Двойной суперфосфат</i>		
$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (40 % P_2O_5)	Сходен с простым суперфосфатом	Производство осуществляют в две стадии: а) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{CaSO}_4$ CaSO_4 оседает, и его отделяют фильтрованием. б) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 4\text{H}_3\text{PO}_4 =$ $= 3\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
Комбинированные удобрения		
<i>Дигидрофосфат аммония</i>		
$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ (с примесями)	Белый (из-за примесей сероватый) кристаллический порошок	Получают при взаимодействии фосфорной кислоты с аммиаком: $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$
<i>Гидрофосфат аммония</i>		
$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ с $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ и другими примесями	Такой же, как дигидрофосфат аммония	Получают аналогично дигидрофосфату аммония: $2\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$

Генетическая связь между фосфором и его важнейшими соединениями показана на схеме 8.



Фосфорная кислота. Фосфаты



Подумай, ответь, выполни...

1. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций фосфорной кислоты: а) с кальцием; б) с оксидом кальция; в) с гидроксидом кальция, взятым в избытке; в недостатке. Под формулами запишите названия соответствующих веществ.

2. Составьте уравнения реакций согласно схеме 8. Обсудите выполнение задания с соседом по парте.

3. Сколько фосфорной кислоты можно получить из 31 т фосфата кальция, содержащего 20 % примесей?

4. Раствор фосфорной кислоты массой 49 кг с массовой долей H_3PO_4 50 % нейтрализовали гидроксидом кальция. Определите массу образовавшегося фосфата кальция.



Используя электронное приложение, просмотрите видеофрагменты к § 30.

Личный результат

Я знаю качественную реакцию на фосфат-ионы.

Я могу составлять уравнения химических реакций, характеризующих свойства оксида фосфора(V) и фосфорной кислоты, и разьяснять их в свете представлений об электролитической диссоциации.

ГЛАВА VI

УГЛЕРОД И КРЕМНИЙ

§ 31

Характеристика углерода и кремния. Аллотропия углерода

- Вспомните строение кристаллических решёток алмаза и графита.
- Что такое аллотропия?

Положение углерода и кремния в периодической таблице химических элементов, строение их атомов. В главной подгруппе IV группы (IVA-группе) периодической таблицы Д. И. Менделеева находятся углерод C, кремний Si, германий Ge, олово Sn и свинец Pb. Предсказанный Д. И. Менделеевым германий в настоящее время широко применяют как полупроводник.

Среди элементов IVA-группы наибольшее значение имеют углерод, входящий в состав всех живых организмов, и кремний — важнейший элемент земной коры. С этими элементами ознакомимся более подробно. Схемы строения их атомов даны в таблице 22.

Таблица 22

Схемы строения атомов углерода и кремния

Химический знак	Период	Размещение электронов по энергетическим уровням
${}^{12}_{6}\text{C}$	2-й	${}_6\text{C } 2e, 4e$
${}^{28}_{14}\text{Si}$	3-й	${}_{14}\text{Si } 2e, 8e, 4e$



Важная информация

На внешнем энергетическом уровне атомов элементов IVA-группы находится четыре электрона.

В связи с этим углерод и кремний проявляют степень окисления +4 или -4. В соединениях с кислородом эти элементы приобретают положительную степень окисления; в соединениях же с водородом углерод и кремний приобретают отрицательную степень окисления:

$\overset{+4-2}{\text{C}}\text{O}_2$, $\overset{+4-2}{\text{Si}}\text{O}_2$, $\overset{-4+1}{\text{C}}\text{H}_4$ (метан), $\overset{-4+1}{\text{Si}}\text{H}_4$ (силан).

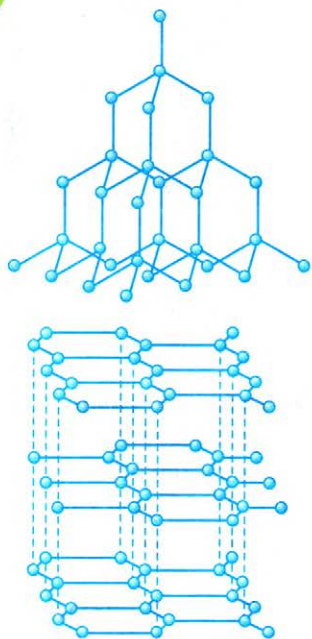


Рис. 29. Кристаллические решётки алмаза (вверху) и графита

Углерод в природе встречается как в свободном виде, так и в виде соединений. В свободном виде углерод встречается в форме графита и алмаза. Соединения углерода весьма распространены: все живые организмы, а также каменный уголь, торф, нефть и т. п. содержат углерод. Древесный уголь — это тоже в основном углерод. Углерод входит в состав многих неорганических веществ (известняк, мел, мрамор, доломит, оксид углерода(IV) и др.).

Аллотропия углерода. Алмаз и графит — два важнейших аллотропных видоизменения углерода. Алмаз обладает особой твёрдостью, а графит — вещество мягкое. Как же объяснить, что элемент углерод может образовывать вещества с совершенно противоположными свойствами?

Особая твёрдость алмаза обусловлена его строением: в его кристаллической решётке каждый атом углерода связан ковалентными связями с четырьмя другими атомами, находящимися на одинаковых расстояниях от него. Эти связи по всем направлениям одинаково прочные (рис. 29). В графите же атомы располагаются как бы слоями и расстояние между атомами, расположенными в разных слоях, гораздо больше, чем между атомами в одном слое.

Соответственно и связи между атомами, находящимися в разных слоях, непрочные (см. рис. 29). Этим и объясняется резкое отличие физических свойств графита от физических свойств алмаза.

В том, что графит и алмаз состоят из атомов одного и того же элемента — углерода, можно убедиться при сжигании обоих веществ.

В результате сгорания образуется только оксид углерода(IV). Доказано также, что при определённых условиях алмаз превращается в графит, а графит — в алмаз. Так, например, если алмаз без доступа воздуха нагревают выше 1000°C , то он постепенно превращается в графит. Наоборот, если графит в присутствии катализаторов нагревают от 1200 до 1600°C под давлением 104 МПа, то он превращается в алмаз. Это способ получения искусственных алмазов.

Самый большой из всех известных алмазов «Куллинан» найден в 1905 г. в Южной Африке. Его масса 621 г, а размер $10 \times 6,5 \times 5$ см. В Алмазном фонде нашей страны хранится один из самых больших и красивых алмазов в мире — «Орлов» ($37,92$ г).

Физические свойства алмаза и графита обусловлены их строением; основные из них показаны в таблице 23.

Таблица 23

Физические свойства алмаза и графита

Алмаз	Графит
Очень твёрдый	Мягкий. Легко расслаивается на отдельные мельчайшие пластинки
Прозрачный, бесцветный	Непрозрачный, серого цвета с металлическим блеском
Электрический ток не проводит	Электрический ток проводит относительно хорошо

Помимо алмаза и графита, известны искусственно полученные аллотропные видоизменения углерода — *карбин*, *фуллерены* и *графен*.

Карбин имеет линейное строение, атомы углерода в нём связаны в цепи либо двойными связями ($=C=C=C=C=C=$), либо чередующимися тройными и одинарными связями ($-C\equiv C-C\equiv C-$). Карбин обладает особым свойством — совместимостью с тканями человеческого организма. Это свойство используют в медицине: из волокна с карбиновым покрытием изготавливают искусственные кровеносные сосуды.

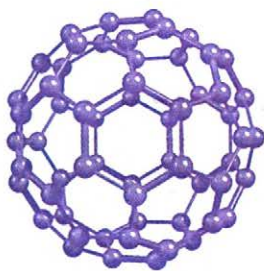
В конце 80-х гг. XX в. было обнаружено ещё одно аллотропное видоизменение углерода — фуллерены. Это полые сферические или эллипсоидные молекулы, состоящие из атомов углерода. Наиболее устойчивы молекулы C_{60} и C_{70} (рис. 30, а).

Графен представляет собой слой атомов углерода толщиной в один атом (рис. 30, б).

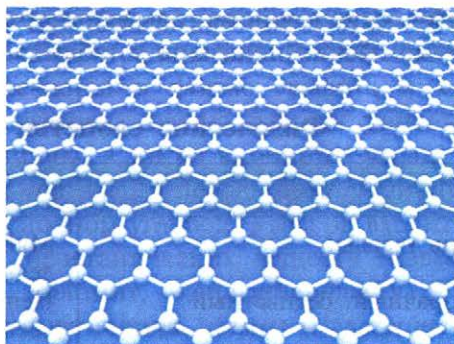
В настоящее время фуллерены и графен привлекают внимание физиков, химиков, энергетиков, материаловедов, медиков и биологов в качестве возможной основы для технологий будущего.

Фуллерены были открыты учёными Ричардом Смолли и Робертом Керлом (США) и Гарольдом Крото (Великобритания). За это открытие в 1996 г. они были награждены Нобелевской премией. Первооткрыватели назвали новый вид аллотропных видоизменений углерода фуллереном в честь американского архитектора Ричарда Бакминстера Фуллера, который разработал конструкцию куполообразной крыши из пяти- и шестиугольников наподобие футбольного мяча («геодезический купол»).

За «передовые опыты с двумерным материалом — графеном» физикам Андрею Гейму и Константину Новосёлову из университета Манчестера (Великобритания) была присуждена Нобелевская премия по физике за 2010 год.



а



б

Рис. 30. Молекула фуллерена C_{60} (а) и графен (б)

Алмаз. Графит. Карбин. Фуллерены. Графен



Подумай, ответь, выполни...

1. Перечислите химические элементы IVA-группы периодической системы Д. И. Менделеева. Найдите общие и отличительные черты в строении атомов этих элементов.

2. Как доказать, что графит и алмаз являются аллотропными видоизменениями одного и того же химического элемента? Почему их свойства столь различны?

3. Для каких целей применяют алмаз и графит?

4. Подготовьте компьютерную презентацию на одну из тем: «В мире алмазов», «Искусственные алмазы», «Аллотропные модификации углерода».



Используя электронное приложение, ознакомьтесь с разделами «Это интересно», «Рисунки» и «Фотоизображения» к § 31.



Найдите в Интернете информацию о получении и областях применения фуллеренов и графена.

Личный результат

Я знаю закономерности изменения свойств элементов в IVA-группе периодической системы Д. И. Менделеева.

Я могу объяснить причину различия свойств алмаза и графита.

Химические свойства углерода.

Адсорбция

- Зная общие свойства неметаллов, постарайтесь охарактеризовать химические свойства углерода.

Химические свойства. При обычных условиях алмаз, графит и углерод в древесном угле химически инертны, но при высоких температурах эти вещества становятся активными. В химических реакциях углерод может проявлять как восстановительные, так и окислительные свойства. Характерные реакции, в которых участвует углерод, показаны в таблице 24.

Таблица 24

Химические свойства углерода

Восстановительные свойства	Окислительные свойства
$\begin{array}{c} \downarrow 4e^- \\ \overset{0}{\text{C}} + \overset{0}{\text{O}_2} = \overset{+4-2}{\text{CO}_2} + Q \end{array}$ $\begin{array}{c} \downarrow 4e^- \\ \overset{0}{\text{C}} + \overset{+2}{2\text{CuO}} = \overset{+4}{\text{CO}_2} + \overset{0}{2\text{Cu}} \end{array}$ $\begin{array}{c} \downarrow 4e^- \\ \overset{0}{\text{C}} + \overset{+4}{\text{CO}_2} = \overset{+2}{2\text{CO}} \end{array}$ $\begin{array}{c} \downarrow 2e^- \\ \overset{0}{\text{C}} + \overset{+1}{\text{H}_2\text{O}} = \overset{+2}{\text{CO}} + \overset{0}{\text{H}_2} \end{array}$	$\begin{array}{c} \downarrow 4e^- \\ \overset{0}{\text{C}} + \overset{0}{2\text{H}_2} = \overset{-4+1}{\text{CH}_4} \\ \text{метан} \end{array}$ $\begin{array}{c} \downarrow 2e^- \\ \overset{0}{2\text{C}} + \overset{0}{\text{Ca}} = \overset{+2-1}{\text{CaC}_2} \\ \text{карбид} \\ \text{кальция} \end{array}$ $\begin{array}{c} \downarrow 12e^- \\ \overset{0}{3\text{C}} + \overset{0}{4\text{Al}} = \overset{+3-4}{\text{Al}_4\text{C}_3} \\ \text{карбид} \\ \text{алюминия} \end{array}$

С водородом углерод образует *углеводороды*, которые рассматривают в курсе органической химии. Простейшие их представители — метан CH_4 и этан C_2H_6 (см. § 52).

Адсорбция. Древесный уголь после нагревания без доступа воздуха сохраняет тонкопористое строение древесины (рис. 31) и имеет большую поверхность. Благодаря этому он обладает особыми свойствами, с которыми можно познакомиться на опыте.

Если бросить кусочки угля в колбу, наполненную бурым газом — оксидом азота(IV), то происходит обесцвечивание. То же самое можно

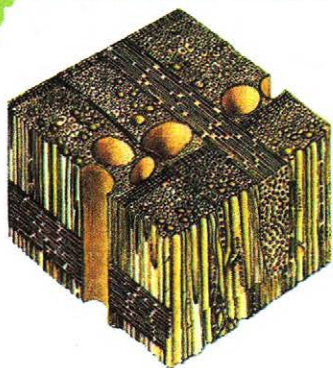


Рис. 31. Тонкопористое строение древесины

наблюдать, если раствор лакмуса или чернила взболтать с порошком угля. Эти опыты свидетельствуют о том, что древесный уголь при обычных условиях поглощает различные газы и растворённые вещества. Чем больше относительная молекулярная масса газа, тем лучше он поглощается. При нагревании происходит обратный процесс.

Определение

Поглощение твёрдым телом или жидкостью вещества из окружающей среды называют **СОРБЦИЕЙ**.

Поглощение газообразных или растворённых веществ поверхностью твёрдого вещества называют *адсорбцией*, а выделение этих поглощённых веществ — *десорбцией*. Чем больше пористость угля, тем больше его поверхность и тем лучше происходит адсорбция. Для увеличения поглотительной способности уголь повторно нагревают, пропуская через него водяной пар. Так получают *активированный уголь*.

Применение углерода схематически показано на рисунке 32.

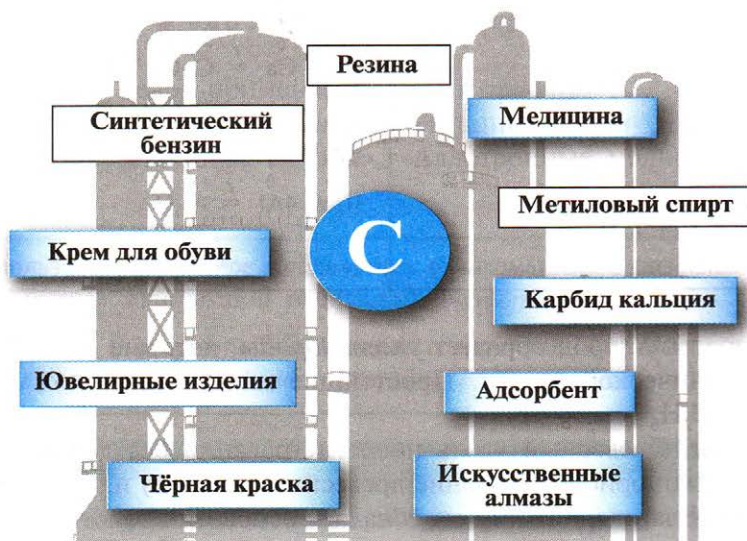


Рис. 32. Применение углерода (на белом фоне помещён материал, который вы будете изучать позже)



Подумай, ответь, выполни...

1. При каких процессах образуется древесный уголь? Каково его строение, свойства и применение?
2. С помощью каких явлений, которые вы наблюдаете в жизни, можно доказать, что хлеб, молоко, мясо содержат углерод?
3. Переведите таблицу 24 в текст.
4. Составьте уравнения реакций, протекающих при нагревании угля:
1) с оксидом железа(III); 2) с оксидом олова(IV). Покажите переход электронов и подчеркните одной чертой окислитель, а двумя — восстановитель.
5. Основываясь на свойствах углерода и пользуясь рисунком 32, поясните, для каких целей применяют углерод.
6. Обсудите с соседом по парте, где в повседневной жизни вы можете встретиться с веществами, в состав которых входят атомы элементов IVA-группы.
7. Сколько потребуется раствора, содержащего 0,05 массовой доли, или 5%, хлороводорода, для реакции с 11,2 г карбоната натрия?

Тестовые задания

- 1.** Верны ли следующие суждения об углероде?
- А. Адсорбция тем сильнее, чем больше поверхность твёрдого вещества, на которой она происходит.
- Б. Хороший адсорбент — это графит.
- 1) верно только А 3) оба суждения верны
- 2) верно только Б 4) оба суждения неверны
- 2.** В результате полного сгорания метана образуются
- 1) углекислый газ и водород 3) оксид углерода(II) и вода
- 2) углекислый газ и вода 4) углерод и вода

личный результат

Я могу составлять уравнения химических реакций, характеризующих свойства углерода, и разъяснять их с точки зрения представлений об окислительно-восстановительных процессах.

- В чём заключается донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи?



Строение молекулы. В молекуле оксида углерода(II) (монооксида углерода, угарного газа) CO, как и в молекуле азота N₂, связь между атомами тройная. Третья ковалентная связь в молекуле CO образуется по донорно-акцепторному механизму: атом кислорода предоставляет одну из своих свободных электронных пар атому углерода. Таким образом, кислород является донором электронной пары, а углерод — её акцептором:



(Звёздочками для наглядности обозначены электроны атома углерода.)

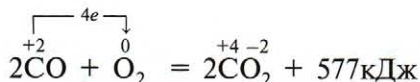
Физические свойства. Оксид углерода(II) — бесцветный газ, в чистом виде без запаха, немного легче воздуха, плохо растворим в воде, с очень низкой температурой кипения (–191,5 °C).



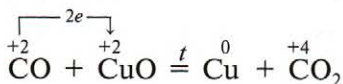
Близкие по своим характеристикам молекулы N₂ и CO не поглощаются активированным углём, поэтому обычный противогаз не спасает от отравления угарным газом.

Оксид углерода(II) — сильный яд! Это объясняется тем, что он прочнее, чем кислород, соединяется с гемоглобином и кровь перестаёт транспортировать кислород. Возникает кислородное голодание, сопровождающееся головной болью и потерей сознания. При сильном отравлении возможен смертельный исход. Для оказания первой помощи пострадавшего надо вынести на свежий воздух и сделать ему искусственное дыхание.

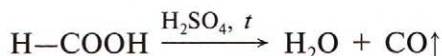
Химические свойства. Оксид углерода(II) — *сильный восстановитель*. В кислороде и на воздухе оксид углерода(II) горит голубоватым пламенем, выделяя много теплоты:



Оксид углерода(II) может восстановить большинство металлов из их оксидов, например:



Получение. В лаборатории оксид углерода(II) получают, действуя на муравьиную кислоту концентрированной серной кислотой, которая связывает воду:

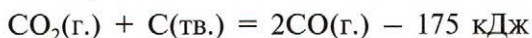


В промышленности оксид углерода(II) получают при сгорании угля в особых печах — *газогенераторах* (рис. 33) в результате двух последовательно протекающих реакций.

В нижней части газогенератора, где кислорода достаточно, происходит полное сгорание угля и образуется оксид углерода(IV):



По мере продвижения оксида углерода(IV) снизу вверх он соприкасается с раскалённым углем:



Получающийся газ состоит из свободного азота и оксида углерода(II). Такую смесь называют *генераторным газом*. Генераторный газ используют как топливо, а также для синтеза аммиака.



Определение

Превращение твёрдого топлива в газообразное называют **ГАЗИФИКАЦИЕЙ ТОПЛИВА**.

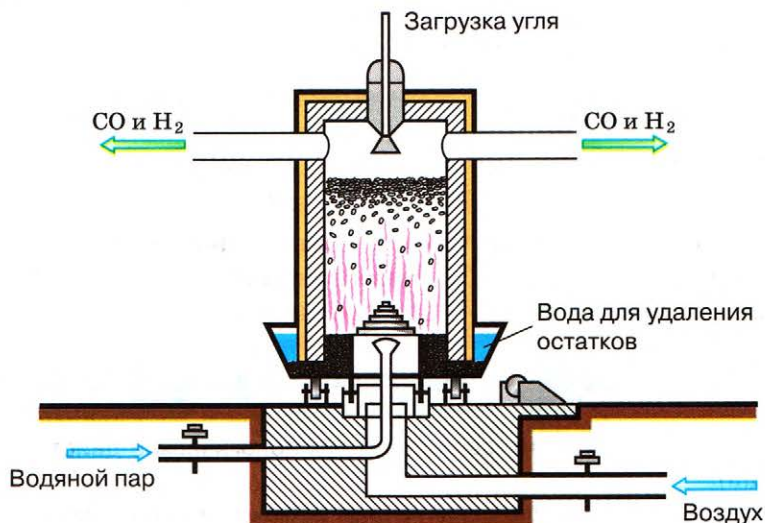


Рис. 33. Схема газогенератора

В газогенераторах иногда через раскалённый уголь продувают водяной пар. При этом образуется смесь угарного газа и водорода — *синтез-газ*:



Синтез-газ используют для получения водорода и синтеза разных химических соединений.

Такие же процессы, как в газогенераторе, могут протекать в печах и в двигателях внутреннего сгорания: при неполном сгорании топлива там также может образовываться угарный газ. По этой причине нельзя закрывать дымоходы печей при наличии толстого слоя раскалённых углей. При недостаточной вентиляции гаражей в них тоже может накапливаться СО.

Применение. Оксид углерода(II) используют в качестве газообразного топлива, а также во многих реакциях органического синтеза.

Оксид углерода(II) (угарный газ). Газогенератор. Генераторный газ. Газификация топлива. Синтез-газ



Подумай, ответь, выполни...

1. Охарактеризуйте процесс образования молекул оксида углерода(II) и ионов аммония и гидроксония. Что в этих процессах общего?
2. Как получают оксид углерода(II) в лаборатории и в промышленности? Напишите уравнения соответствующих реакций.
3. На конкретных примерах охарактеризуйте химические свойства СО.

Тестовые задания

1. Степень окисления +2 углерод имеет в соединении
1) CH_4 2) CO 3) CO_2 4) K_2CO_3
2. Аппарат для получения СО в промышленности называют
1) конвертером 3) аппаратом Киппа
2) газогенератором 4) электролизёром

Личный результат

Я знаю строение молекулы, свойства и физиологическое действие оксида углерода(II).

Я могу составлять уравнения химических реакций, характеризующих свойства оксида углерода(II).

Оксид углерода(IV) — углекислый газ

- Какими общими свойствами обладают кислотные оксиды?

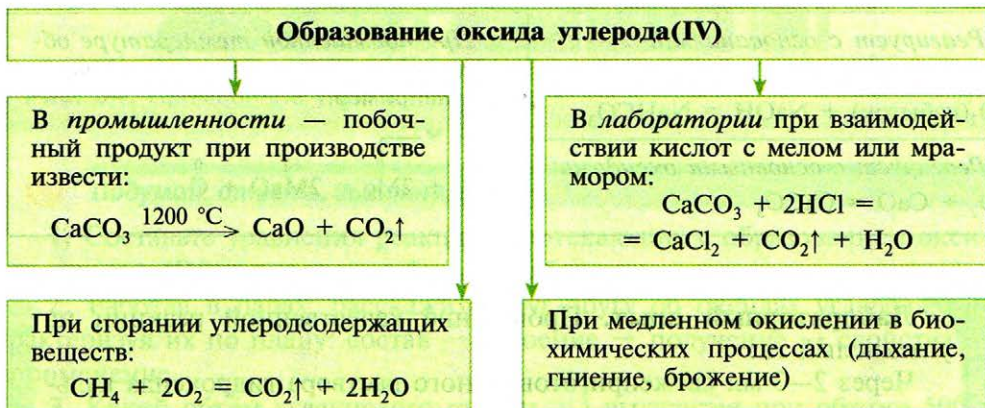
Строение молекулы. Оксид углерода(IV) (диоксид углерода, углекислый газ) имеет следующие электронную и структурную формулы:



Все четыре ковалентные связи полярны, однако из-за линейного строения молекула в целом неполярна.

Процессы, при которых образуется CO_2 , показаны на схеме 9.

Схема 9



Физические свойства. Оксид углерода(IV) CO_2 — бесцветный газ, примерно в 1,5 раза тяжелее воздуха, сравнительно хорошо растворимый в воде (в объёмных отношениях 1:0,878). Газированная вода — это раствор углекислого газа в воде. При обычной температуре и сравнительно высоком давлении углекислый газ сжижается. При его испарении поглощается так много теплоты, что часть оксида углерода(IV) превращается в снегообразную массу («сухой лёд»).

В некоторых вулканических местностях CO_2 выделяется из трещин земной коры и накапливается в больших количествах в пещерах и долинах. Таковы знаменитые «Собачья пещера» около Неаполя и «Долина смерти» на острове Ява. Животные, например собаки, попадая в такие места, погибают. Подумайте, почему в этих местах углекислый газ оказывает удушающее действие только на животных невысокого роста.

Химические свойства. Оксид углерода(IV) — кислотный оксид. Его химические свойства отражены в таблице 25.

Таблица 25

Химические свойства оксида углерода(IV)

Свойства, общие с другими кислотными оксидами	Специфические свойства
<p>1. При растворении может реагировать с водой с образованием непрочной угольной кислоты:</p> $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$	<p>1. Известковая вода мутнеет при пропускании через неё оксида углерода(IV):</p> $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ <p>Эту реакцию используют для обнаружения оксида углерода(IV)</p>
<p>2. Реагирует с основаниями:</p> $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CO}_2(\text{избыток}) + \text{NaOH} = \text{NaHCO}_3$	<p>2. При повышенной температуре обладает окислительными свойствами, например:</p> $\overset{+4}{\text{C}}\text{O}_2 + \overset{0}{2\text{Mg}} = \overset{+2}{2\text{MgO}} + \overset{0}{\text{C}}$
<p>3. Реагирует с основными оксидами:</p> $\text{CO}_2 + \text{CaO} = \text{CaCO}_3$	

Лабораторный опыт. Проведение качественной реакции на углекислый газ

Через 2—3 мл свежеприготовленного раствора гидроксида кальция (известковой воды) пропустите углекислый газ.

- Почему известковая вода мутнеет, если через неё пропускают углекислый газ?

- Напишите уравнение протекающей реакции в молекулярном, ионном и сокращённом ионном виде.



Важная информация

Помутнение известковой воды при пропускании через неё углекислого газа — качественная реакция на углекислый газ.

Применение углекислого газа показано на рисунке 34.

Углекислый газ. «Сухой лёд»

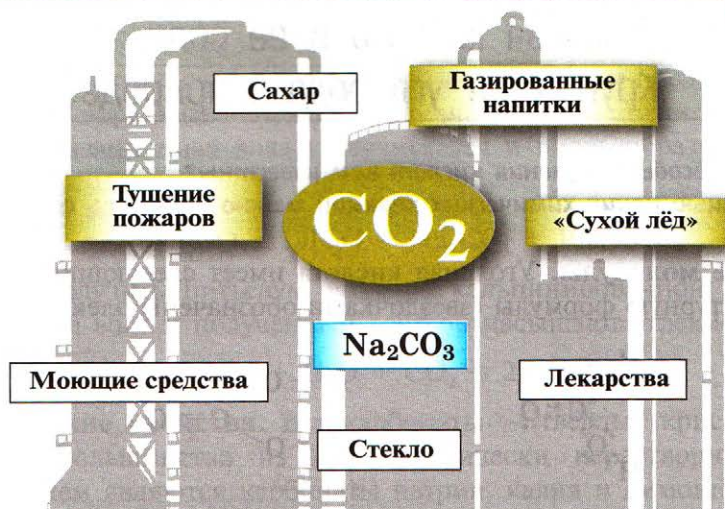


Рис. 34. Применение углекислого газа



Подумай, ответь, выполни...

1. Составьте уравнения реакций, протекающих с образованием оксида углерода(IV) в природе, в быту, в лаборатории и в промышленности.

2. Работая в парах, расскажите друг другу об оксидах углерода, характеризуя их по плану: состав → строение → получение → свойства → применение.

3. Какой объём углекислого газа (н. у.) выделится при обжиге 500 т известняка, содержащего 0,1 массовой доли примесей?

4. В 365 г воды растворили 135 г кристаллической соды. Определите массовую долю (в долях единицы и в процентах) безводной соли (Na_2CO_3) в полученном растворе.



Используя электронное приложение, изучите видеофрагменты к § 34.



Прочитайте об углекислом газе в книге М. М. Колтуна «Мир химии» из серии «Твой кругозор» (М.: Просвещение, 2009. — С. 66—67).

Личный результат

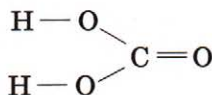
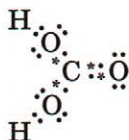
Я знаю строение молекулы, свойства и применение углекислого газа.

Я могу отличить углекислый газ от других газов.

Угольная кислота и её соли. Круговорот углерода в природе

- Какие способы получения кислот вам известны?
- С помощью каких химических реакций можно получить соли?

Строение молекулы. Угольная кислота имеет следующие электронную и структурную формулы (звёздочками обозначены электроны атома углерода):



Все химические связи в молекуле угольной кислоты ковалентные полярные.

Получение. Угольная кислота образуется при растворении оксида углерода(IV) в воде. Угольная кислота очень непрочное соединение:



Эта реакция происходит при получении газированной воды. В результате такого же процесса в природных условиях образуются минеральные воды (например, нарзан), в которых, кроме CO_2 , содержатся также различные соли.

Угольная кислота очень слабая: когда мы пьем газированную воду, то почти не чувствуем кислого вкуса.

Соли угольной кислоты. Угольная кислота как двухосновная образует два ряда солей — *карбонаты* (например, Na_2CO_3) и *гидрокарбонаты* (например, NaHCO_3). Карбонат кальция CaCO_3 — основная составная часть известняков, мела и мрамора.

В лаборатории карбонаты можно получить общими способами, характерными для солей, но из-за неустойчивости угольной кислоты вместо неё для этих целей используют оксид углерода(IV).

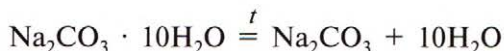
В промышленности в больших количествах выпускают карбонат натрия Na_2CO_3 (*кальцинированная сода*), кристаллогидрат карбоната натрия $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (*кристаллическая сода*) и гидрокарбонат натрия NaHCO_3 (*питьевая сода*).

При прокаливании гидрокарбоната натрия образуется кальцинированная сода:

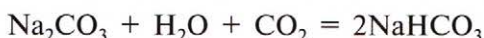


Гидрокарбонат натрия превращается в карбонат натрия и при кипячении раствора.

При растворении кальцинированной соды в воде и последующем упаривании раствора выделяется кристаллическая сода. Если её прокалить, то кристаллизационная вода улетучивается и вновь образуется кальцинированная сода:



Чтобы получить питьевую соду из кальцинированной, последнюю растворяют в воде и полученный раствор насыщают углекислым газом:



Физические свойства. Все карбонаты — твёрдые кристаллические вещества. Большинство из них практически нерастворимо в воде. Исключением являются карбонаты натрия, калия и аммония.

Гидрокарбонаты сравнительно хорошо растворимы в воде. Малорастворим гидрокарбонат натрия.

Химические свойства карбонатов отражены в таблице 26.

Из специфических свойств более подробно рассмотрим взаимодействие карбонатов с кислотами.

Лабораторный опыт. Качественная реакция на карбонат-ионы

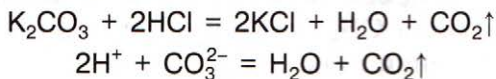
В одну пробирку положите немного мела, а в другую — немного карбоната магния. В первую пробирку налейте 1–2 мл разбавленной соляной кислоты, а во вторую — столько же разбавленной серной кислоты. Обе пробирки закройте пробками с газоотводными трубками, концы которых поместите в пробирки с известковой водой.

- На основе выполненных опытов сделайте вывод, какая реакция является качественной реакцией на карбонат-ионы.
- Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращённом ионном виде.



Важная информация

Характерное «вскипание», наблюдаемое при приливании кислоты к соли, — качественная реакция на карбонат-ионы:



Химические свойства карбонатов

Свойства, общие с другими солями	Специфические свойства
<p>1. Вступают в реакцию обмена с другими солями:</p> $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$ $2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^- =$ $= \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$ $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3\downarrow$	<p>1. При действии сильных кислот наблюдается характерное «вскипание» из-за бурного выделения оксида углерода(IV):</p> $\text{KHCO}_3 + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ $\text{K}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^- =$ $= \text{K}^+ + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}^-$ $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ = \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ <p>Это качественная реакция на карбонат-ионы</p>
<p>2. При нагревании разлагаются:</p> $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$ <p>Исключение — карбонаты щелочных металлов</p>	<p>2. Вследствие гидролиза растворы карбонатов имеют щелочную среду</p>
<p>3. Карбонаты в водном растворе в присутствии оксида углерода(IV) превращаются в гидрокарбонаты:</p> $\text{MgCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$	
<p>4. Гидрокарбонаты превращаются в карбонаты при нагревании:</p> $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{MgCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ <p>или под действием щелочей:</p> $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	

Применение карбоната натрия показано на рисунке 34 (см. § 34, с. 123).

Круговорот углерода в природе. В природе происходит непрерывный процесс разрушения одних углеродсодержащих веществ и образования других. Органические вещества разрушаются при горении, дыхании и гниении. Из них образуются более простые вещества, в том числе углекислый газ и метан CH_4 (см. § 52). Углекислый газ выделяется также во время извержений вулканов.

Растения и цианобактерии захватывают углекислый газ при фотосинтезе, и таким образом атомы углерода снова включаются в состав органических веществ. Растения, в свою очередь, служат пищей животным и человеку. Неразложившиеся остатки растений накапливаются в виде торфа и каменного угля (рис. 35).

В океане растворённый углекислый газ взаимодействует с ионами кальция. Образующийся при этом твёрдый карбонат кальция CaCO_3 служит строительным материалом для раковин морских обитателей и накапливается в осадочных породах после их гибели.

На круговорот углерода сильно влияет деятельность человека. В результате сжигания

Содержание оксида углерода(IV) в атмосфере медленно возрастает: в 1860 г. его было 0,028 %, а в настоящее время 0,036 % (по объёму).

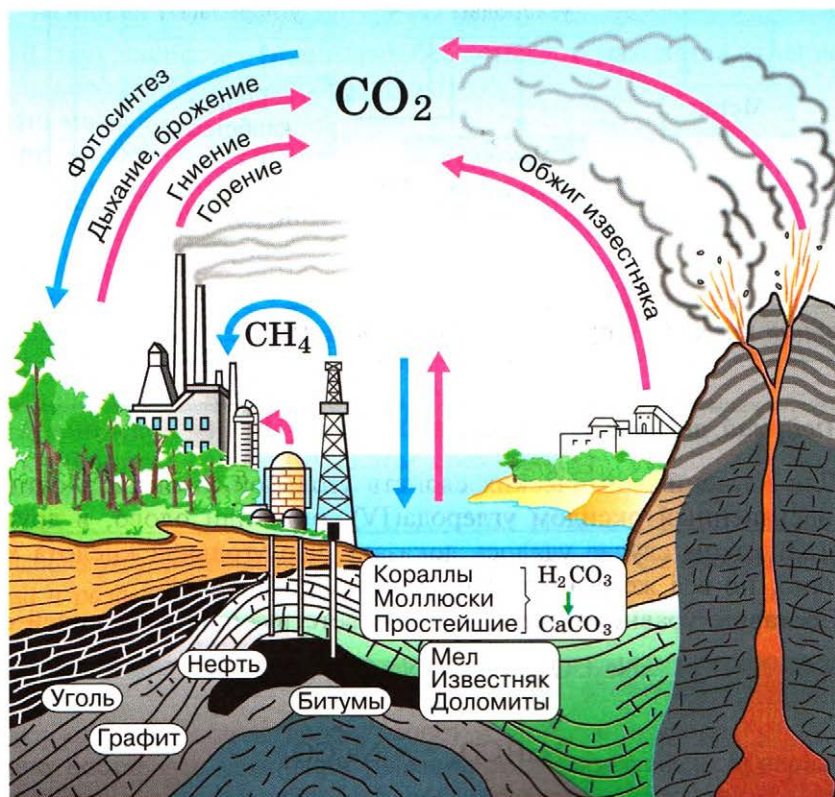
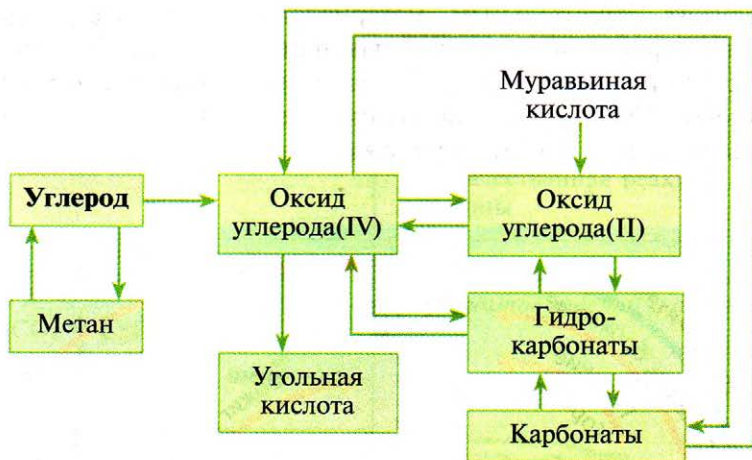


Рис. 35. Круговорот углерода в природе

ископаемого топлива и переработки многих природных ресурсов образуется углекислый газ, поступающий в атмосферу. Считается, что накопление CO_2 в атмосфере приводит к так называемому *парниковому эффекту*, в результате которого на Земле увеличиваются среднегодовые температуры.

Генетическая связь между углеродом и его важнейшими соединениями показана на схеме 10.

Схема 10



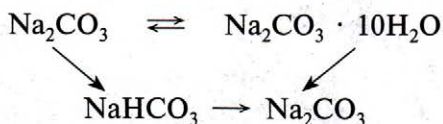
Угольная кислота. Карбонаты. Гидрокарбонаты



Подумай, ответь, выполни...

1. Для изучения химических свойств угольной кислоты в один раствор, насыщенный оксидом углерода(IV), опустили олово, в другой — магний. В каком случае удалось доказать, что угольная кислота хотя и неактивно, но всё же реагирует с металлами? Почему?

2. Составьте уравнения реакций, соответствующих следующей схеме:



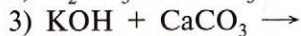
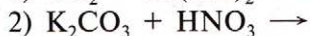
3. Используя рисунок 35, составьте уравнения химических реакций, которые происходят при круговороте углерода в природе.

4. Чем объяснить моющие свойства кальцинированной соды? Как вы думаете, можно ли в домашних условиях хранить соду в алюминиевом сосуде?

5. Составьте уравнения реакций согласно схеме 10. Проверьте выполнение этого задания у соседа по парте и оцените его работу.

6*. 146 г смеси, состоящей из карбоната и гидрокарбоната натрия, сильно прокалили. Остаток после прокаливания весил 137 г. Выразите состав смеси в массовых долях.

7. Допишите уравнения практически осуществимых реакций.



Тестовые задания

1. В двух закрытых цилиндрах без этикеток находятся углекислый газ и водород. Газы можно различить

- 1) по цвету
- 2) по запаху
- 3) с помощью горящей лучины
- 4) с помощью фильтровальной бумаги, смоченной спиртовым раствором фенолфталеина

2. Сокращённому ионному уравнению $\text{CO}_2 + 2\text{OH}^- = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_3^{2-}$ соответствует химическая реакция между

- 1) соляной кислотой и карбонатом кальция
- 2) гидроксидом натрия и оксидом углерода(IV)
- 3) кремниевой кислотой и карбонатом калия
- 4) карбонатом калия и оксидом кремния(IV)



Используя электронное приложение, ознакомьтесь с видеофрагментами и разделом «Это интересно» к § 35.

Личный результат

Я знаю, как осуществляется круговорот углерода в природе.

Я умею составлять уравнения реакций, характеризующих превращение карбонатов в гидрокарбонаты и гидрокарбонатов в карбонаты.

Я могу проводить качественную реакцию на карбонат-ионы.

Практическая работа 6

Получение оксида углерода(IV) и изучение его свойств.

Распознавание карбонатов

1. Получение оксида углерода(IV) и изучение его свойств

1) Поместите в пробирку несколько кусочков мела или мрамора и прилейте немного разбавленной соляной кислоты. Пробирку быстро закройте пробкой с газоотводной трубкой. Конец трубки поместите в другую пробирку, в которой находится 2—3 мл известковой воды. Несколько минут пропускайте выделяющийся газ через известковую воду.

- Что происходит, если на мел (мрамор) действуют соляной кислотой?

- Почему при пропускании образующегося газа через раствор известковой воды сначала происходит помутнение, а затем взвесь растворяется?

2) Конец газоотводной трубки выньте из раствора и сполосните в дистиллированной воде. Поместите трубку в пробирку с 2—3 мл дистиллированной воды и пропустите через неё выделяющийся газ. Через несколько минут выньте трубку из раствора и добавьте к нему несколько капель синего лакмуса. Что наблюдаете?

3) В пробирку налейте 2—3 мл разбавленного раствора гидроксида натрия, добавьте к нему несколько капель фенолфталеина и затем через раствор пропустите выделяющийся газ. Что наблюдаете?

- Напишите уравнения всех проведённых реакций в молекулярном, ионном и сокращённом ионном виде.

2. Распознавание карбонатов

В трёх пробирках даны кристаллические вещества: сульфат натрия, хлорид цинка, карбонат калия. Определите, какое вещество находится в каждой пробирке.

- Сделайте вывод, что является качественной реакцией на карбонат-ионы. Напишите соответствующее уравнение реакции.

3. Отчёт о работе оформите в виде таблицы (см. § 16).

Личный результат

Я умею получать оксид углерода(IV) лабораторным способом.

Я могу отличить карбонаты от других солей.

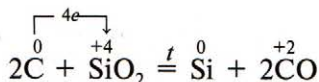
Кремний. Оксид кремния(IV)

- Атомы какого элемента — углерода или кремния — имеют больший радиус?
- Какие типы кристаллических решёток вам известны?
- Какие свойства характерны для веществ с атомной кристаллической решёткой?

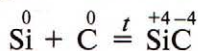
Нахождение в природе. По распространённости в земной коре кремний занимает второе место после кислорода (примерно 26 %).

Наиболее часто встречаются оксид кремния(IV) SiO_2 (*кремнезём*) и *каолинит* $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Оксид кремния(IV) — это основная часть песка, а каолинит — основная составная часть глины. Весьма распространён в природе *ортоклаз (полевой шпат)* $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$.

Получение. В промышленности кремний получают при нагревании смеси песка и угля:

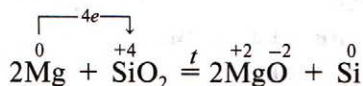


Восстановленный кремний частично реагирует с избытком углерода, при этом образуется карбид кремния SiC — *карборунд*:



Карборунд — очень твёрдое вещество, и поэтому его применяют для изготовления точильных и шлифовальных устройств.

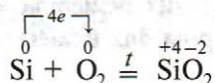
В *лаборатории* кремний получают при взаимодействии смеси чистого песка с порошком магния:



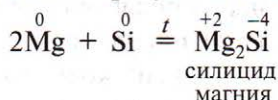
Физические свойства. Известен аморфный и кристаллический кремний. При получении кремния восстановлением его соединений металлами он частично растворяется в расплавленных металлах. При медленном охлаждении раствора кремния в металлах получают его кристаллическую модификацию с такой же кристаллической решёткой, как у алмаза. Кристаллический кремний обладает металлическим блеском, он тугоплавкий, очень твёрдый, с незначительной электрической проводимостью.

Химические свойства. В соединениях кремний проявляет степени окисления +4 и -4.

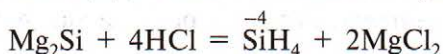
Из простых веществ при обычных условиях аморфный кремний реагирует лишь с фтором. При повышенной температуре кремний становится активным и реагирует с кислородом, хлором, бромом, углеродом и серой. В соединениях с этими элементами для кремния характерна степень окисления +4:



Существуют соединения, где кремний проявляет степень окисления –4. Так, с металлами кремний образует силициды:



При действии на силициды сильных кислот образуется силан SiH_4 :



Оксид кремния(IV)

Кристаллы горного хрусталя иногда достигают огромных размеров. В 1958 г. в Казахстане был найден кристалл массой 70 т.



Рис. 36. Горный хрусталь

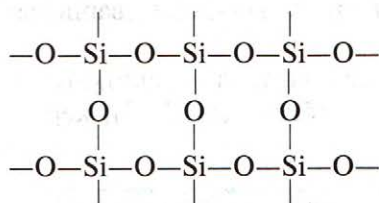
Оксид кремния(IV). В природе оксид кремния(IV) встречается в виде песка. Как правило, песок загрязнён примесями (оксиды железа), которые придают ему жёлтую окраску. Чистые кристаллы оксида кремния(IV) называют кварцем. Они прозрачны и бесцветны. Кристаллы SiO_2 в виде вклю-

чений имеются в граните и в других горных породах, при разрушении которых образуется песок. В природе встречаются также большие бесцветные кристаллы кварца (горного хрусталя) (рис. 36).

Для выяснения строения оксида кремния(IV) необходимо вспомнить следующую закономерность: низкую температуру плавления имеют вещества с молекулярной решёткой, а высокую — вещества с атомной решёткой.

Оксид углерода(IV) имеет очень низкую температуру плавления ($-56,6^\circ\text{C}$), а оксид кремния(IV) — очень высокую (кварц плавится при температуре 1728°C). На основании этого можно предположить, что оксид кремния(IV) должен иметь атомную

решётку. Это подтверждено многими исследованиями. Кристаллическая решётка оксида кремния(IV) имеет такое строение:



Следовательно, кристалл SiO_2 представляет собой как бы одну гигантскую молекулу $(SiO_2)_n$, но для простоты записи состав оксида кремния(IV) изображают формулой SiO_2 , что, разумеется, неточно.

Оксид кремния(IV) является кислотным оксидом. Его химические свойства показаны в таблице 27.

Таблица 27

Химические свойства оксида кремния(IV)

Свойства, общие с другими кислотными оксидами	Специфические свойства
<p>1. При нагревании <i>реагирует со щелочами</i>:</p> $SiO_2 + 2NaOH \xrightarrow{t} Na_2SiO_3 + H_2O$ <p>2. При нагревании <i>реагирует с основными оксидами</i>:</p> $SiO_2 + CaO \xrightarrow{t} CaSiO_3$	<p>1. В отличие от многих других кислотных оксидов <i>с водой не реагирует</i>.</p> <p>2. При повышенной температуре <i>вытесняет другие, более летучие кислотные оксиды из солей</i>:</p> $SiO_2 + CaCO_3 \xrightarrow{t} CaSiO_3 + CO_2 \uparrow$

Применение кремния и оксида кремния(IV). Большие количества кремния расходуются для получения кремнистых сталей, обладающих высокой жаропрочностью и кислотоупорностью. Кремний, подобно германию, является полупроводником, и поэтому его успешно применяют в различных устройствах, в том числе в электронной технике. Кристаллы кремния используют в фотоэлементах, при помощи которых энергия солнечного излучения превращается в электрическую.

Кварц — оксид кремния(IV) — тугоплавок. Расплавленный кварц, остывая, образует стекловидную массу — *кварцевое стекло*. В отличие от обычного стекла кварцевое стекло мало изменяется в объёме при изменении температуры. Посуду, изготовленную из него, можно накалить добела, бросить в холодную воду, и она не трескается. Из кварце-

вого стекла делают лабораторную посуду. Другое его специфическое свойство — это способность пропускать ультрафиолетовые лучи, поэтому из него изготавливают так называемые кварцевые лампы, используемые в медицине.

Оксид кремния(IV) используют в силикатной промышленности для изготовления различных стёкол (см. § 38), керамических изделий и силикатного кирпича.

Кремний. Оксид кремния(IV) (кремнезём, кварц)



Подумай, ответь, выполни...

1. Работая в парах, составьте характеристику кремния по плану: нахождение в природе → получение → состав → строение → свойства → применение.

2. В чём сходство и различия высших оксидов углерода и кремния?

3. Напишите уравнения реакций, соответствующих следующим превращениям:



Тестовые задания

1. Для оксида кремния(IV) характерны следующие физические свойства:

- 1) газ, без запаха
- 2) твёрдое вещество жёлтого цвета
- 3) жидкость, легче воды
- 4) кристаллическое вещество, не растворяющееся в воде

2. Оксид кремния(IV) вступает в реакцию

- | | |
|-----------------|---------------|
| 1) с кислородом | 3) с щёлочью |
| 2) с водой | 4) с кислотой |

Личный результат

Я знаю причину различия физических свойств высших оксидов углерода и кремния.

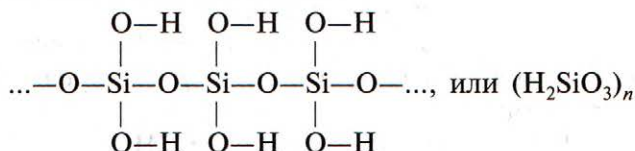
Я могу составлять уравнения химических реакций, характеризующих свойства кремния и оксида кремния(IV), и разъяснять их в свете представлений об окислительно-восстановительных процессах и электролитической диссоциации.

Кремниевая кислота и её соли.

Стекло. Цемент

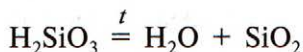
- Повторите химические свойства кислот.

Оксиду кремния(IV) соответствует **кремниевая кислота**. Состав кремниевой кислоты условно изображают формулой H_2SiO_3 . В действительности её состав более сложный:



Известно много различных кремниевых кислот с общей формулой $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$.

Кремниевая кислота слабее угольной кислоты, при нагревании она постепенно разлагается:

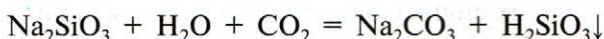
**Определение**

Соли кремниевой кислоты называют **СИЛИКАТАМИ**.

Как и для кремниевой кислоты, формулы, принятые для её солей (Na_2SiO_3 , CaSiO_3 и т. д.), условны. Существует много различных силикатов, которые образуются при полном или частичном замещении атомов водорода атомами металлов в молекулах кислот состава $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$.

Многие силикаты тугоплавки и в воде практически нерастворимы. Из силикатов, имеющих большое практическое значение, растворимы лишь силикаты натрия и калия. Эти силикаты называют **жидкими стёклами**.

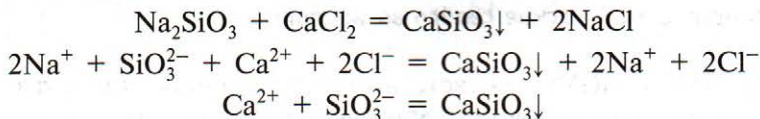
Химические свойства силикатов. 1. Силикаты реагируют почти со всеми кислотами, в том числе и с угольной кислотой:



В отличие от многих других неорганических кислот кремниевая кислота в воде почти нерастворима. С водой она образует особого вида системы, называемые коллоидными растворами (их изучают в старшей школе).

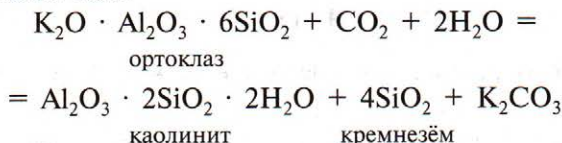
В результате образуется белый студенистый осадок кремниевой кислоты. Эту реакцию используют для обнаружения силикатов.

2. *Растворимые силикаты могут участвовать в реакциях обмена с другими солями:*



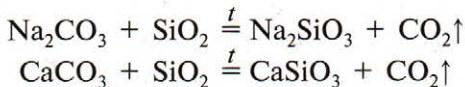
3. В водных растворах силикаты подвергаются *гидролизу*. Водные растворы силикатов имеют щелочную среду.

4. *Силикаты, входящие в состав минералов* (их формулы выражают в виде оксидов), *в природных условиях разрушаются* под действием воды и углекислого газа:



При разрушении таких силикатов образовались залежи глины и песка, а на их основе в результате разложения растительных и животных остатков образовалась почва.

Стекло. Стекло не является индивидуальным веществом, а представляет собой сплав нескольких веществ. Сырьём для производства *обычного стекла* служат чистый кварцевый песок, сода и известняк. Эти вещества тщательно перемешивают и подвергают сильному нагреванию (1500 °C):



Образовавшиеся силикаты натрия и кальция сплавляются с песком, который берут в избытке. Примерный состав обычного оконного стекла можно выразить формулой $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$.

Если соду заменяют поташом K_2CO_3 , то получают более тугоплавкое *химическое стекло*. Примерный состав этого стекла можно выразить формулой $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$.

Если в качестве сырья берут поташ, оксид свинца(II) и песок, то получают *хрустальное стекло*. Это стекло сильно преломляет свет и поэтому применяется в оптике для изготовления линз и призм. Из него изготавливают также хрустальную посуду.

Среди растворимых силикатов наибольшее применение имеет силикат натрия. Его водный раствор используют в качестве *силикатного клея*

для пропитки древесины и тканей в целях придания им огнестойкости и водонепроницаемости.

Нерастворимые силикаты кальция входят в состав такого широко используемого строительного материала, как **цемент**. Основным сырьём для его производства служат известняк и глина. Смесь этих веществ обжигают в специальных печах. Образовавшиеся в результате реакций вещества спекаются в виде отдельных кусков. После охлаждения их размалывают до тонкого порошка.

В 1824 г. каменщик Джозеф Асдин в Англии получил патент на производство цемента (портландцемент), похожего на портландский камень, который добывали около города Портланда. Независимо от него в 1813—1824 гг. инженер Егор Герасимович Челиев для восстановительных работ в Москве разработал способ получения цемента из глины и известняка. Этот цемент был близок по свойствам к портландцементу.

Кремниевая кислота. Силикаты. Стекло. Цемент



Подумай, ответь, выполни...

1. Как можно получить кремниевую кислоту из оксида кремния(IV)? Напишите уравнения реакций.
2. Работая в парах, составьте рассказ о силикатах по плану: состав → строение → свойства → применение.
3. В двух пробирках находятся растворы силиката калия и карбоната калия. Как различить эти соли? Напишите молекулярные, ионные и сокращённые ионные уравнения реакций.
4. Сколько потребуется оксида кремния(IV), содержащего 0,2 массовой доли примесей, чтобы получить 6,1 кг силиката натрия?
5. Подготовьте компьютерную презентацию на одну из тем: «История открытия стекла», «М. В. Ломоносов о пользе стекла», «Изделия из стекла и керамики».



Используя электронное приложение, ознакомьтесь с видеофрагментами к § 38.

Личный результат

Я знаю свойства кремниевой кислоты и области применения силикатов.

§ 39

Характеристика металлов

- Какие физические свойства характерны для металлов?
- Как называют положительно заряженные ионы?
- Что такое кристаллическая решётка?
- Какие типы кристаллических решёток вам известны?
- Какие вещества называют восстановителями?

Из известных открытых элементов большинство (более 80) относятся к металлам. Металлы имеют ряд общих свойств, с которыми вы познакомитесь в этой главе.

Какое место занимают металлы в периодической таблице химических элементов Д. И. Менделеева? Прежде чем ответить на этот вопрос, вспомните, как в ней расположены неметаллы, так как их значительно меньше. Неметаллы в основном располагаются в правой части периодической таблицы наверху. Металлы же располагаются преимущественно в левой и нижней части периодической таблицы, т. е. в основном в I, II и III группах.



Важная информация

У атомов металлов на внешнем энергетическом уровне обычно находится от одного до трёх электронов.

Атомы металлов обладают, как правило, большим радиусом, поэтому в отличие от атомов неметаллов легко отдают наружные электроны, т. е. являются *сильными восстановителями*.

Атомы металлов способны превращаться в положительно заряженные ионы не только при химических реакциях. В любом образце металла часть атомов «теряют» наружные электроны и превращаются в катионы. Оторвавшиеся от атомов электроны относительно свободно перемещаются по образцу металла, как бы цементируя отдельные слои положительно заряженных ионов, находящихся в узлах кристаллической решётки. Так как электроны находятся в непрерывном движении, то при их столкновении с положительно заряженными ионами последние превращаются в нейтральные атомы, а затем вновь в ионы и т. д.



Определение

Кристаллические решётки, в узлах которых находятся положительно заряженные ионы и нейтральные атомы, между которыми передвигаются относительно свободные электроны, называют **МЕТАЛЛИЧЕСКИМИ КРИСТАЛЛИЧЕСКИМИ РЕШЁТКАМИ**.

Связь, которую осуществляют относительно свободные электроны между ионами металлов, образующих кристаллическую решётку, называют *металлической связью* (рис. 37).

Физические свойства металлов. Особое строение кристаллических решёток металлов обуславливает их общие свойства.

Все компактные металлы обладают характерным *металлическим блеском*. Это свойство объясняется тем, что поверхность металла хорошо отражает световые лучи. Металлы отражают также радиоволны. Это явление используют в радиолокаторах, обнаруживающих самолёты на больших расстояниях.

Металлы — *хорошие проводники электричества и теплоты*. Это обусловлено наличием в их металлических решётках свободных электронов, которые в электрическом поле приобретают направленное движение. Электрическая проводимость и теплопроводность металлов увеличиваются от ртути Hg к серебру Ag:

Hg, Pb, Fe, Zn, Mg, Al, Au, Cu, Ag
→

Из наиболее доступных металлов хорошей электрической проводимостью обладают медь и алюминий, поэтому их используют для изготовления электрических проводов.

Многие металлы *пластичны* и обладают хорошей *ковкостью*, что также объясняется особенностью металлической связи. Так как ионы в металлической решётке друг с другом непосредственно не связаны, отдельные слои их могут свободно перемещаться один относительно другого (рис. 38). Это свойство металлов используют при их механической обработке.

Некоторые металлы (хром, марганец, сурьма) очень хрупкие. Самые хрупкие металлы находятся в V, VI и VII группах периодической таблицы Д. И. Менделеева. У атомов этих элементов имеется от пяти до семи свободных электронов. Большое количество свободных электронов обеспечивает прочность отдельных слоёв ионов, препятствует их свободному скольжению, и пластичность таких металлов уменьшается.

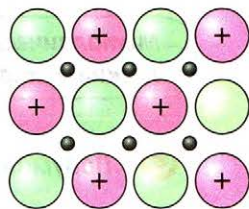


Рис. 37. Металлическая связь

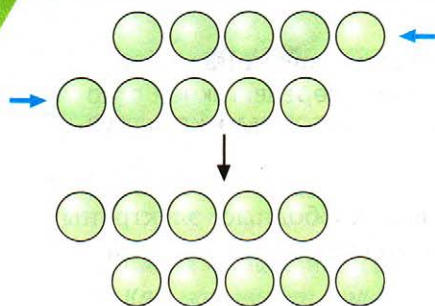


Рис. 38. Пластические свойства металлов

Плотность, твёрдость и температура плавления у металлов различны. Наименьшую плотность имеют щелочные металлы, а наибольшую — осмий. Металлы, плотность которых меньше пяти, условно принято называть *лёгкими металлами*, а металлы с плотностью больше пяти — *тяжёлыми*.

По твёрдости металлы сравнивают с алмазом, твёрдость которого принята за 10. Самыми мягкими являются щелочные металлы, самый твёрдый металл — хром.

Самую низкую температуру плавления имеет ртуть, а самую высокую — вольфрам.

Лабораторный опыт. Изучение образцов металлов

1) Рассмотрите выданные образцы металлов. Найдите в справочнике их температуры плавления и твёрдость.

2) При помощи шипцов поместите в пламя одинаковые кусочки свинца и олова и наблюдайте, как происходит плавление этих металлов. Для сравнения теплопроводности, например, железа и меди возьмите две одинаковые пластинки этих металлов. На одном конце каждой пластинки поместите по кусочку парафина. Затем противоположные концы этих пластинок одновременно поместите в пламя горелки при помощи шипцов.

- Назовите выданные вам образцы металлов.
- Расположите проверенные вами металлы по возрастанию твёрдости, температуры плавления и теплопроводности.

Металлическая кристаллическая решётка. Металлическая связь.
Лёгкие металлы. Тяжёлые металлы



Подумай, ответь, выполни...

1. Как расположены металлы в периодической таблице Д. И. Менделеева? Чем отличается строение атомов металлов от строения атомов неметаллов?

2. Чем по строению и свойствам кристаллические решётки металлов отличаются от ионных и атомных кристаллических решёток?

3. Каковы общие физические свойства металлов? Объясните эти свойства, основываясь на представлениях о металлической связи.

4. Почему некоторые металлы пластичные (например, медь), а другие — хрупкие (например, сурьма)?

5. При «растворении» в соляной кислоте 12,9 г сплава, состоящего из меди и цинка, получили 2,24 л водорода (н. у.). Вычислите массовые доли (в процентах) цинка и меди в этом сплаве.

6. Медно-алюминиевый сплав обработали 60 г соляной кислоты (массовая доля HCl — 10%). Вычислите массу и объём выделившегося газа (н. у.).

Тестовые задания

1. Наиболее ярко металлические свойства проявляет простое вещество, атомы которого имеют строение электронной оболочки

- 1) $2e, 1e$ 2) $2e, 2e$ 3) $2e, 3e$ 4) $2e, 4e$

2. Наиболее ярко металлические свойства проявляет простое вещество, атомы которого имеют строение электронной оболочки

- 1) $2e, 2e$ 3) $2e, 8e, 8e, 2e$
2) $2e, 8e, 2e$ 4) $2e, 8e, 18e, 8e, 2e$

3. Хорошо проводит электрический ток твёрдое вещество, имеющее кристаллическую решётку

- 1) молекулярную 3) металлическую
2) атомную 4) ионную



Используя электронное приложение, рассмотрите анимацию и фотоизображения к § 39.

Личный результат

Я знаю особенности строения атомов металлов.

Я могу объяснить влияние металлической связи на физические свойства металлов.

Нахождение металлов в природе и общие способы их получения

- Как можно восстановить медь из её оксида?
- Какие вещества-восстановители вам известны?

Нахождение в природе. Самым распространённым металлом в земной коре является алюминий. За ним следуют железо, кальций, натрий, калий, магний и титан. Содержание остальных металлов незначительно. Так, например, хрома в земной коре по массе всего лишь 0,3 %, никеля — 0,2 %, а меди — 0,01 %. Металлы встречаются в природе как в свободном виде, так и в различных соединениях (схема 11).

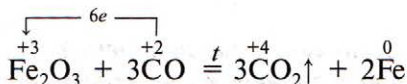
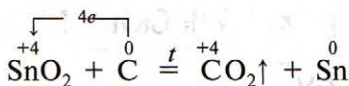
Схема 11



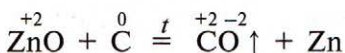
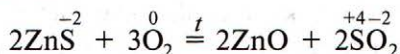
Способы получения. Наиболее активные металлы (Na, K, Ca, Mg) получают при пропускании постоянного электрического тока через растворы или расплавы их соединений, т. е. электролизом (этот процесс изучают в старшей школе). Менее активные металлы восстанавливают из их оксидов углём, оксидом углерода(II) или алюминием, а сульфиды металлов вначале обжигают.

Приведём несколько примеров.

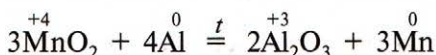
1. *Восстановление металлов из их оксидов углём или оксидом углерода(II):*



2. *Обжиг сульфидов металлов с последующим восстановлением образовавшихся оксидов:*



3. *Восстановление металлов из их оксидов более активными металлами, например алюминием (алюминотермия):*



Способы получения металлов. Алюминотермия



Подумай, ответь, выполни...

1. В виде каких соединений встречаются в природе металлы калий, магний, хром и цинк? Напишите химические формулы этих соединений.

2. Предложите три способа получения железа из железной руды Fe_2O_3 с использованием различных восстановителей. Запишите уравнения реакций.

3. Восстановите левую часть схемы реакции:



Решите задачи 2.2 и 2.29 из «Задачника с «помощником», 8—9 кл. (М.: Просвещение, 2009).

Личный результат

Я знаю промышленные способы получения металлов.

Я могу объяснять способы получения металлов с точки зрения представлений об окислительно-восстановительных процессах.

§ 41

Химические свойства металлов.

Электрохимический ряд напряжений металлов

- Какие ионы называют гидратированными?
- Как с помощью ряда активности металлов определить, будет ли металл вытеснять водород из кислот?

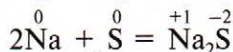
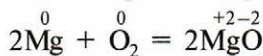
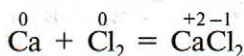
Наиболее общим химическим свойством металлов является способность их атомов при химических реакциях отдавать валентные электроны и превращаться в положительно заряженные ионы.



Важная информация

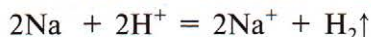
В химических реакциях металлы являются восстановителями.

Наиболее энергично металлы реагируют с галогенами, кислородом и серой, электроотрицательность которых велика:



В этих реакциях окислителем является соответствующий неметалл.

Металлы могут окисляться ионами водорода и ионами других металлов. Например, вам уже известны реакции металлов с водой, кислотами и растворами солей:



Из уравнений реакций видно, что в них окислителями являются ионы водорода и ионы металлов, а восстановителями — атомы металлов.

Однако не все металлы обладают одинаковой восстановительной способностью. Так, например, цинк может восстановить ионы водорода,

а медь нет (медь не вытесняет водород из кислот). Железо восстанавливает ионы меди Cu^{2+} , но медь ионы железа Fe^{2+} не восстанавливает (медь не вытесняет железо из раствора его солей).

Лабораторный опыт. Взаимодействие металлов с растворами солей

В первую пробирку налейте 2—3 мл раствора нитрата серебра(I), во вторую — 2—3 мл раствора сульфата меди(II), а в третью — столько же раствора нитрата алюминия. В первую пробирку положите тонкую медную проволоку, во вторую — стружки железа, а в третью — медные стружки.

- Какие вещества образуются в каждой пробирке?
- Какая закономерность проявляется в этих процессах?
- Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращённом ионном виде.

Чтобы предсказать, в каких реакциях и при каких условиях участвуют металлы, необходимо знать их восстановительные способности. Для того чтобы сравнивать металлы по этому признаку, необходимо учитывать три фактора: энергию, требующуюся для отрыва валентных электронов от отдельных изолированных атомов (*энергию ионизации*), энергию, которая тратится на разрушение кристаллической решётки, а также энергию, которая выделяется при переходе ионов металла в раствор (*энергию гидратации*). С учётом перечисленных факторов металлы по их способности образовывать гидратированные ионы следует расположить так:

$\text{Li}, \text{K}, \text{Ca}, \text{Na}, \text{Mg}, \text{Al}, \text{Mn}, \text{Zn}, \text{Cr}, \text{Fe}, \text{Ni}, \text{Sn}, \text{Pb}, \text{H}_2, \text{Cu}, \text{Hg}, \text{Ag}, \text{Pt}, \text{Au}$ →

Это знакомый вам ряд активности металлов. Его научное название — *электрохимический ряд напряжений металлов* или *ряд стандартных электродных потенциалов металлов*. Почему этот ряд носит такое название, вы узнаете в 11 классе.

Надо иметь в виду, что из трёх факторов, которые учитываются при размещении металлов в электрохимическом ряду напряжений, только один, т. е. энергия ионизации, определяется положением металла в периодической таблице. Поэтому нет оснований ожидать, что положение металлов в электрохимическом ряду напряжений всегда должно соответствовать их положению в периодической таблице.

Вытеснение из раствора ионов меди железом (восстановление меди железом) ещё в Средние века использовали шарлатаны, публично показывавшие превращение железного гвоздя в «красное золото».

Так, согласно значению энергии ионизации среди щелочных металлов наименее активным должен быть литий. Однако радиус иона лития меньше, чем радиусы ионов натрия и калия, и при гидратации ионов лития выделяется гораздо больше энергии, чем при гидратации ионов натрия и

калия, т. е. его растворение в воде энергетически более выгодно. Этим и объясняется место лития в электрохимическом ряду напряжений.



Важная информация

Металл, находящийся левее в электрохимическом ряду напряжений, может вытеснить из растворов или расплавов солей металл, находящийся правее.

Пояснения к электрохимическому ряду напряжений металлов

	Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn
Восстановительная способность металлов в свободном состоянии	Возрастает ←							
Взаимодействие с кислородом воздуха	Быстро окисляются при обычной температуре					Медленно окисляются		
Взаимодействие с водой	При обычной температуре выделяется H_2 и образуется гидроксид					При нагревании		
Взаимодействие с кислотами	Вытесняют водород из разбавленных кислот							
Нахождение в природе	Только в соединениях							
Способы получения	Электролиз расплавов							
Окислительная способность ионов металлов	Li^+	K^+	Ca^{2+}	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}
	Возрастает →							

Пользуясь рядом напряжений, можно предсказать, например, что железо будет вытеснять медь из водного раствора её соли.

В электрохимический ряд напряжений включён также водород. Это позволяет сделать заключение о том, какие металлы могут вытеснить водород из растворов кислот.



Важная информация

Металл, находящийся в электрохимическом ряду напряжений левее водорода, способен вытеснить водород из растворов кислот или солей.

Например, железо вытесняет водород из растворов кислот, так как находится левее его, а медь не вытесняет, так как находится правее.

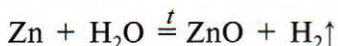
В таблице 28 даны пояснения к электрохимическому ряду напряжений металлов. Например, пользуясь этим рядом, часто ошибочно предполагают, что наиболее активные металлы: Li, Na, K, Ca — могут

Таблица 28

Cr	Fe	Ni	Sn	Pb	(H ₂)	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
Возрастает										
при обычной температуре или при нагревании							Не окисляются			
выделяется H ₂ и образуются оксиды						Водород из воды не вытесняют				
(кроме HNO ₃)						Не вытесняют водород из разбавленных кислот				
						Реагируют с конц. и разб. HNO ₃ и с конц. H ₂ SO ₄ при нагревании			С кислотами не реагируют, растворяются в «царской водке»	
			В соединениях и в свободном виде					Главным образом в свободном виде		
Восстановление углём, оксидом углерода(II), алюминотермия										
Cr ³⁺	Fe ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	(H) ⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Ag ⁺	Pt ⁺	Au ⁺
→ Возрастает										

вытеснить менее активные металлы из солей в водных растворах. Но из таблицы видно, что Li, Na, K, Ca при обычных условиях реагируют с водой. Следовательно, этими металлами для вытеснения других металлов из водных растворов их солей пользоваться нельзя.

По таблице 28 можно определить не только условия, но и характер протекания реакций. Например, цинк реагирует с водой только при повышенной температуре, и в результате образуется оксид цинка:



Энергия ионизации. Электрохимический ряд напряжений металлов (ряд стандартных электродных потенциалов металлов)



Подумай, ответь, выполни...

1. На основе представлений о строении атомов поясните, чем металлы по химическим свойствам отличаются от неметаллов.

2. Начертите в тетради предлагаемую таблицу. В соответствующих графах напишите уравнения практически осуществимых реакций; укажите условия их протекания (см. табл. 28). Результаты работы обсудите с соседом по парте.

Реагирующие вещества	Уравнения практически осуществимых реакций с металлами				
	Na	Ca	Zn	Cu	Ag
O_2 H_2O $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (в растворе) HCl H_2SO_4					

3. 6 г смеси, состоящей из порошков алюминия и меди, обработали избытком соляной кислоты, при этом выделилось 3,7 л водорода (н. у.). Вычислите массовую долю (в процентах) каждого металла в смеси.

Личный результат

Я умею пользоваться электрохимическим рядом напряжений металлов.

Я могу составлять уравнения реакций, характеризующих химические свойства металлов.

Сплавы

- Что называют раствором?
- Вспомните основные признаки растворов.

В расплавленном состоянии металлы легко смешиваются между собой. При охлаждении такая смесь застывает и приобретает свойства, которых не было у образующих её металлов.

Определение

Твёрдые смеси металлов называют СПЛАВАМИ.

В расплавленных металлах могут растворяться также некоторые неметаллы, как, например, углерод и кремний в расплавленном железе. При охлаждении образуются сплавы с нужными свойствами: легкоплавкие, жаростойкие, кислотостойкие и т. д.

Сплавы различаются по составу и строению. Рассмотрим важнейшие из них.

1) Сплав представляет собой *твёрдый раствор*, если при охлаждении расплава образуются однородные кристаллы. В узлах их кристаллических решёток находятся атомы разных металлов.

2) Сплав представляет собой *механическую смесь* металлов, если при охлаждении расплава выделяются кристаллики отдельных металлов.

3) Сплав представляет собой *интерметаллическое соединение*, если при растворении нескольких металлов их атомы реагируют друг с другом.

При растворении неметаллов в расплавленных металлах тоже могут происходить химические реакции. Например, атомы железа реагируют с атомами углерода, и образуется карбид железа Fe_3C — *цементит*, обуславливающий особую твёрдость и хрупкость чугуна.

Курнаков Николай Семёнович (1860—1941). Русский учёный, академик. Разработал физико-химический анализ растворов и сплавов металлов, создал новые приборы и методы для анализа состава сплавов.

Важная информация

Физические свойства сплава отличаются от физических свойств металлов, входящих в его состав.

Так, например, сплав, состоящий из одной части свинца и двух частей олова (припой), плавится при температуре 180°C , тогда как свинец плавится при температуре 328°C , а олово — при температуре 231°C .

Способность металлов в расплавленном состоянии не только механически смешиваться, но и образовывать друг с другом (и с атомами неметаллов) различные соединения — одна из причин, объясняющая, почему сплавы по физическим свойствам так резко отличаются от составляющих их металлов.

В современной технике наибольшее применение находят сплавы железа. Важнейшие из них — чугун и сталь.



Определение

ЧУГУН — это сплав железа, содержащий 2,1—4 % углерода, а также кремний, марганец, небольшие количества серы и фосфора.

СТАЛЬ — это сплав железа, содержащий 0,3—2,1 % углерода и небольшие количества кремния, марганца, фосфора и серы.

Известно много других сплавов. Свойства некоторых из них будут рассмотрены далее (см. § 46).

Сплавы. Твёрдые растворы. Интерметаллические соединения. Цементит. Чугун. Сталь



Подумай, ответь, выполни...

1. Изложите сущность процесса образования сплавов. Почему сплавы обычно твёрже исходных металлов?
2. Почему в технике широко используют сплавы железа, а не чистое железо? Какие сплавы железа применяют на производстве и в быту?
3. Рассчитайте массы оксида свинца и оксида олова, необходимых для получения 500 г припоя, состоящего из 34 % олова и 66 % свинца.



Решите задачи 2.11 и 2.12 из «Задачника с «помощником» (8—9 кл.).

Личный результат

Я знаю, как различаются сплавы по составу и строению.

Я могу объяснить причины различия свойств сплавов и металлов, входящих в их состав.

Щелочные металлы

- Какие металлы составляют семейство щелочных металлов?
- Как определить число электронных слоёв в атоме элемента?
- Как называют растворимые в воде основания?

Положение щелочных металлов в периодической таблице и строение их атомов. Щелочные металлы литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs и франций Fr находятся в главной подгруппе I группы (IA-группе) периодической таблицы Д. И. Менделеева. Наиболее важные из них в практическом отношении — натрий и калий. Схемы строения их атомов даны в таблице 29.

Таблица 29

Схемы строения атомов натрия и калия

Элемент	Период	Размещение электронов по энергетическим уровням
$^{23}_{11}\text{Na}$	3-й	$_{11}\text{Na} \ 2e, 8e, 1e$
$^{39}_{19}\text{K}$	4-й	$_{19}\text{K} \ 2e, 8e, 8e, 1e$

Атомы остальных щелочных металлов имеют аналогичное строение. Внешний энергетический уровень их атомов содержит один электрон.

**Важная информация**

При химических реакциях атомы щелочных металлов отдают свой внешний (валентный) электрон и во всех соединениях проявляют степень окисления +1.

Среди щелочных металлов наименьший атомный радиус имеет литий. Его внешний (валентный) электрон находится на втором энергетическом уровне. Наибольший атомный радиус у франция. Его валентный электрон находится на седьмом энергетическом уровне. С увеличением размеров атомов от лития к францию энергия ионизации атомов уменьшается и, как правило, возрастает их химическая активность.

Нахождение в природе. Из соединений щелочных металлов широко распространены в природе лишь соединения натрия и калия (табл. 30). Соединения других щелочных металлов встречаются редко. Франций в основном получают искусственно с помощью ядерных реакций.

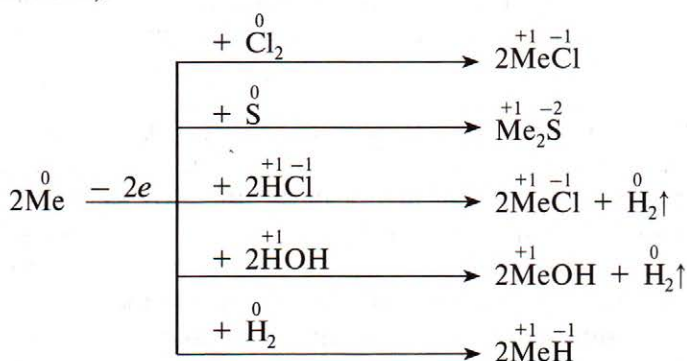
Важнейшие природные соединения натрия и калия

Название минерала	Химическая формула	Важнейшие месторождения
Хлорид натрия	NaCl	Соляные озёра Эльтон и Баскунчак, город Соликамск
Сульфат натрия (мирабилит, глауберова соль)	Na ₂ SO ₄ · 10H ₂ O	Кара-Богаз-Гол (Туркменистан), Большое Солёное озеро (США)
Сильвинит	NaCl · KCl	Соликамск и др.
Карналлит	KCl · MgCl ₂ · 6H ₂ O	Соликамск, Штасфурт (Германия) и др.

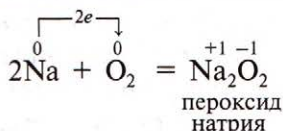
Получение. Натрий и калий получают путём электролиза расплавленных хлоридов или гидроксидов (см. учебник 11 класса).

Физические свойства. Все щелочные металлы серебристо-белого цвета с незначительными оттенками, лёгкие, мягкие и легкоплавкие. Их твёрдость и температуры плавления закономерно снижаются от лития к цезию.

Химические свойства. Щелочные металлы являются сильными восстановителями. Они энергично *реагируют со всеми неметаллами*, включая водород. Рассмотрим схемы этих реакций (щелочной металл обозначен Me):



В реакциях щелочных металлов с кислородом (при горении) образуются разные продукты, в частности, *пероксиды*, например:



Пероксиды являются солями пероксида водорода H_2O_2 . Степень окисления кислорода в пероксидах равна -1 . Общая формула пероксидов R_2O_2 .

Для распознавания соединений натрия и калия можно использовать их способность окрашивать пламя в разные цвета (см. с. 202—203).

Учитывая химическую активность щелочных металлов, их хранят под слоем керосина, с которым они не реагируют.

Гидроксиды щелочных металлов — основания (щёлочи), их общая формула MeOH . Получают их в результате электролиза водных растворов соответствующих хлоридов (см. учебник 11 класса). Это белые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде. Особенно большое практическое значение имеют гидроксид натрия (другое название — едкий натр) и гидроксид калия (едкое кали) (схема 12).

Схема 12



Применение. Натрий применяют в качестве восстановителя, например, в цветной металлургии, в качестве теплоносителя в ядерных реак-

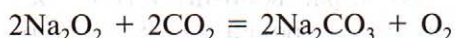
Дэви Хэмфри (1778—1829).

Английский учёный. В 1808 г. путём пропускания электрического тока через расплавы солей и щелочей получил калий, натрий, барий, кальций, амальгамы (сплавы с ртутью) стронция и магния.

торах, а также в качестве катализатора при синтезе некоторых органических веществ (получение синтетического каучука).

Щелочные металлы, особенно цезий, способны превращаться в положительно заряженные ионы даже под действием света. Это свойство используют в фотоэлементах — приборах, превращающих энергию света в электрическую, и для изготовления автоматически действующих аппаратов. При освещении с поверхности цезия отрываются электроны, цепь замыкается и аппарат автоматически начинает действовать.

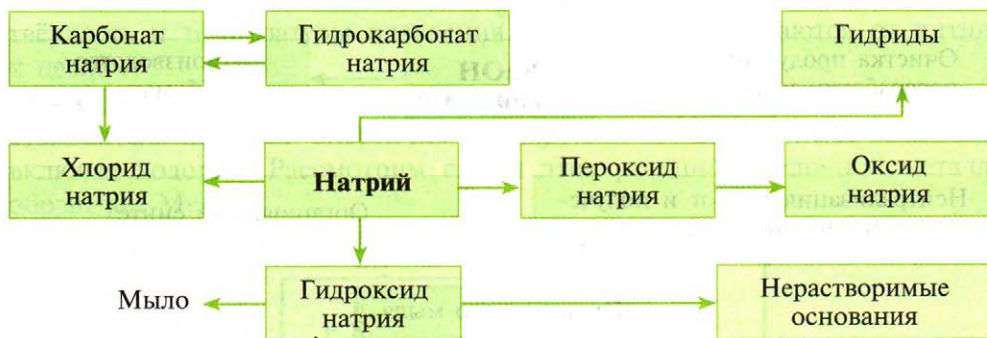
Практическое значение имеет пероксид натрия Na_2O_2 . Он поглощает оксид углерода(IV):



Это свойство используют в подводных лодках и в космических кораблях для регенерации воздуха.

Генетическая связь между натрием и его важнейшими соединениями показана на схеме 13.

Схема 13



Щелочные металлы. Пероксиды. Гидроксид натрия (едкий натр). Гидроксид калия (едкое кали).



Подумай, ответь, выполни...

1. Начертите схему строения атома рубидия Rb. Сравните её со схемами строения атомов натрия и цезия.
2. Почему все щелочные металлы — сильные восстановители?

3. Сравните реакции щелочных металлов с водой и с кислотами. Составьте уравнения соответствующих реакций и покажите переход электронов.

4. Сколько граммов раствора, содержащего 0,1 массовой доли, или 10 %, гидроксида натрия, потребуется для нейтрализации 196 г раствора, содержащего 0,1 массовой доли, или 10 %, серной кислоты?

5. При обработке 15 г технической поваренной соли концентрированной серной кислотой выделилось 5,6 л газа (н. у.). Рассчитайте массовую долю (в процентах) примесей в поваренной соли.

6. Определите, какая соль получится, и рассчитайте её массу, если через 100 мл раствора, содержащего 0,32 массовой доли, или 32 %, гидроксида калия ($\rho = 1,32 \text{ г/см}^3$), пропустили весь оксид углерода(IV), который образуется при сжигании 18 л метана (н. у.).

Тестовые задания

1. Химический элемент, атомная масса которого 23, а число нейтронов в ядре равно 12, в периодической системе находится

- 1) в 3-м периоде, IB-группе 3) в 4-м периоде, VIIБ-группе
2) в 4-м периоде, IIIA-группе 4) в 3-м периоде, IA-группе

2. При взаимодействии калия с водой наряду с водородом образуется

- 1) оксид 2) гидроксид 3) пероксид 4) гидрид

3. Необходимо строго соблюдать правила безопасности, работая с веществом

- 1) KCl 2) KOH 3) Cu 4) NaCl



Используя электронное приложение, ознакомьтесь с видеофрагментом и фотоизображениями к § 43.

Личный результат

Я могу характеризовать щелочные металлы на основе их положения в периодической таблице.

Я умею составлять уравнения реакций, характеризующих свойства щелочных металлов, и разъяснять их в свете представлений об окислительно-восстановительных процессах и электролитической диссоциации.

- Какие химические свойства характерны для металлов?
- Как зависит лёгкость отдачи валентных электронов от радиуса атома?

В IIА-группе периодической таблицы расположены магний и щелочно-земельные металлы (кальций, стронций, барий). С магнием и кальцием ознакомимся более подробно (табл. 31).

Таблица 31

Схемы строения атомов магния и кальция

Химический знак	Период	Размещение электронов по энергетическим уровням
$^{24}_{12}\text{Mg}$	3-й	$^{12}\text{Mg} \quad 2e, 8e, 2e$
$^{40}_{20}\text{Ca}$	4-й	$^{20}\text{Ca} \quad 2e, 8e, 8e, 2e$



Важная информация

У атомов магния и кальция на внешнем энергетическом уровне находится два электрона, которые они отдают в ходе химических реакций.

Этим и объясняется тот факт, что магний и кальций во всех соединениях проявляют степень окисления +2.

С увеличением атомного радиуса увеличивается лёгкость отдачи валентных электронов, следовательно, от магния к барию возрастает химическая активность.

Нахождение в природе. Магний и кальций встречаются в природе только в виде соединений (табл. 32).

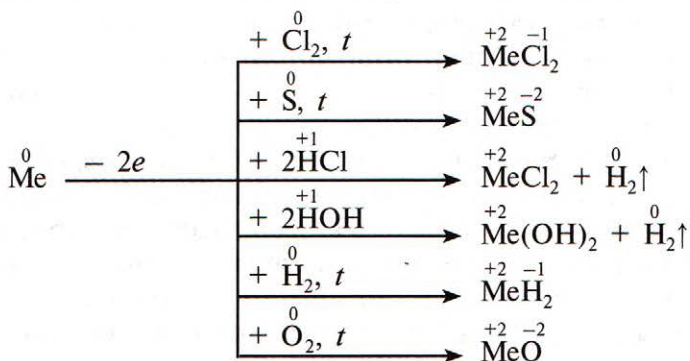
Таблица 32

Важнейшие природные соединения магния и кальция

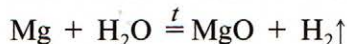
Название минерала	Химическая формула (основной составной части)
Известняк, мрамор, мел	CaCO_3
Гипс	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
Фосфорит и апатит	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
Доломит	$\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$
Магнезит	MgCO_3

Физические свойства. Магний и кальций — металлы серебристо-белого цвета, очень лёгкие (плотность кальция — $1,55 \text{ г/см}^3$, плотность магния — $1,74 \text{ г/см}^3$), как и щелочные металлы, но гораздо твёрже их и имеют гораздо более высокие температуры плавления.

Химические свойства. Подобно щелочным металлам, кальций и магний — сильные восстановители, что схематически можно показать так:



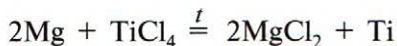
Магний и щелочноземельные металлы *реагируют с простыми веществами — неметаллами* (хлором, серой, азотом, кислородом, водородом) при нагревании. С холодной водой магний реагирует медленно с образованием водорода и гидроксида магния, а щелочноземельные металлы — бурно. При взаимодействии горящего магния с водой образуется белый осадок оксида магния и выделяется водород:



Соединения кальция окрашивают пламя в кирпично-красный цвет (см. Приложение 2, с. 202).

В отличие от магния кальций, как и щелочные металлы, обычно хранят под слоем керосина.

Применение. Магний и кальций используют для металлотермического получения некоторых тугоплавких металлов (титан, цирконий и др.), например:



Магний применяют в синтезе органических соединений, в пиротехнике и производстве лёгких сплавов.

Кальций используют в производстве стали и чугуна для очистки их от кислорода, серы и фосфора, для получения некоторых сплавов, в частности свинцово-кальциевых, необходимых для изготовления подшипников и оболочек электрических кабелей.

Магний. Щелочноземельные металлы



Подумай, ответь, выполни...

1. На основе положения в периодической таблице и представлений о строении атомов поясните, какие свойства магния и кальция являются общими. Составьте уравнения соответствующих реакций.

2. В периодической таблице кальций находится рядом с калием, однако его химические свойства более близки к свойствам натрия, который находится в другом периоде. Обсудите этот вопрос с соседом по парте.

3. Под воздействием окружающей среды кальций превращается в карбонат кальция. Составьте уравнения соответствующих реакций.

4. При прокаливании 50 кг чистого карбоната кальция его масса уменьшилась на 4,4 кг. Сколько процентов карбоната кальция разложилось?

5. 8 г металла со степенью окисления +2 прореагировало с водой и выделилось 4,48 л водорода (н. у.). Определите относительную атомную массу металла и назовите его.

Тестовые задания

1. Распределение электронов по слоям в атоме химического элемента, заряд которого +12, следующее

- 1) 2, 8, 8, 1 2) 2, 8, 2 3) 2, 8, 8, 2 4) 2, 8, 8

2. В ряду $\text{Mg} - \text{Ca} - \text{Sr} - \text{Ba}$ способность металлов отдавать электроны

- 1) усиливается 3) не изменяется
2) ослабевает 4) изменяется периодически

3. Реакцию между магнием и соляной кислотой относят к реакциям

- 1) соединения 3) разложения
2) обмена 4) замещения



Используя электронное приложение, рассмотрите фотоизображения к § 44.

Личный результат

Я могу характеризовать магний и щелочноземельные металлы на основе их положения в периодической таблице.

Я умею составлять уравнения химических реакций, характеризующих свойства магния и щелочноземельных металлов.

Важнейшие соединения кальция.

Жёсткость воды

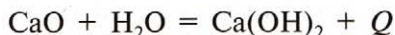
- Какие свойства характерны для основных оксидов и оснований?

Оксид кальция получают в промышленности обжигом известняка:



Оксид кальция — тугоплавкое вещество белого цвета (плавится при температуре 2570 °С), обладает химическими свойствами, присущими основным оксидам активных металлов.

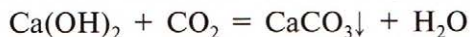
Реакция оксида кальция с водой протекает с выделением большого количества теплоты:



Эта реакция известна как *гашение извести*, так как при промышленном использовании оксид кальция часто называют негашёной известью, а гидроксид кальция — гашёной известью. Оксид кальция применяют в основном для получения гашёной извести.

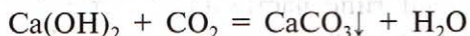
Гидроксид кальция Ca(OH)_2 имеет большое практическое значение. Его применяют в виде гашёной извести, известкового молока и известковой воды.

Гашёная известь — тонкий рыхлый порошок, обычно серого цвета, немного растворим в воде (1,56 г растворяется в 1 л воды при 20 °С). Тестообразную смесь гашёной извести с цементом, водой и песком применяют в строительстве. Постепенно смесь твердеет:



Известковое молоко — взвесь (суспензия), похожая на молоко. Она образуется при смешивании избытка гашёной извести с водой. Применяют известковое молоко для получения хлорной извести, в производстве сахара, для приготовления смесей, необходимых в борьбе с болезнями растений, для побелки стволов деревьев.

Известковая вода — прозрачный раствор гидроксида кальция, получаемый при фильтровании известкового молока. Используют её для обнаружения оксида углерода(IV) в лабораторных условиях:



При длительном пропускании CO_2 раствор становится прозрачным:



Если полученный прозрачный раствор гидрокарбоната кальция нагревать, то он снова мутнеет:



Лабораторный опыт. Ознакомление со свойствами и взаимопревращениями карбонатов и гидрокарбонатов

1) Через 2—3 мл свежеприготовленного раствора гидроксида кальция (известковой воды) пропустите оксид углерода(IV).

2) Продолжайте пропускать оксид углерода(IV) через раствор.

3) Пробирку с прозрачным раствором прокипятите.

● Почему известковая вода мутнеет, если через неё пропускать оксид углерода(IV)?

● Почему раствор опять становится прозрачным, если продолжать пропускать оксид углерода(IV)?

● Объясните, почему при нагревании этого прозрачного раствора образуется осадок.

Подобные процессы протекают и в природе. Если вода содержит растворённый оксид углерода(IV) и действует на известняк, то некоторая часть карбоната кальция превращается в растворимый гидрокарбонат кальция. На поверхности раствор нагревается, и из него вновь выпадает CaCO_3 .

Большое практическое значение имеет *хлорная известь*, используемая для отбеливания и дезинфекции. Её получают при реакции гашёной извести с хлором:



Действующей составной частью хлорной извести является гипохлорит кальция $\text{Ca}(\text{ClO})_2$. Гипохлориты подвергаются гидролизу. При этом выделяется *хлорноватистая кислота* (см. § 13).

Сульфат кальция. В природе сульфат кальция встречается в виде гипса $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Волокнистую разновидность гипса называют селенитом, а зернистую — алебастром. При нагревании до температуры 140—150 °С природный гипс частично теряет воду, переходя в серый или белый порошок — жжёный гипс $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Жжёный гипс широко применяют в строительстве, в частности при производстве штукатурки.

Жёсткость воды и способы её устранения. Всем известно, что в дождевой воде мыло хорошо пенится (эта вода мягкая), а в ключевой — обычно плохо (эта вода жёсткая).



Важная информация

В жёсткой воде содержатся значительные количества растворимых солей кальция и магния.

Эти соли образуют с мылом нерастворимые соединения. Жёсткая вода непригодна для охлаждения двигателей внутреннего сгорания и питания паровых котлов, так как при нагревании такой воды на стенках водонагревательных и охладительных систем образуется накипь. Накипь плохо проводит теплоту, поэтому возможен перегрев моторов и паровых котлов; кроме того, ускоряется их изнашивание.

Различают временную, постоянную и общую жёсткость воды.

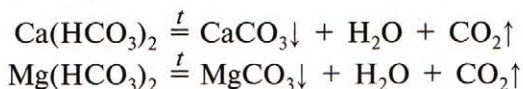


Важная информация

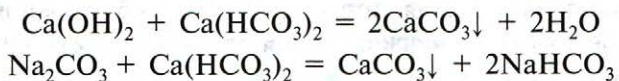
Временная, или карбонатная, жёсткость воды обусловлена присутствием гидрокарбонатов кальция и магния.

Её можно устранить следующими способами:

1) *кипячением*:



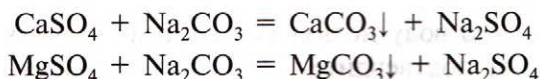
2) *действием известкового молока или соды*:



Важная информация

Постоянная, или некарбонатная, жёсткость воды обусловлена присутствием сульфатов и хлоридов кальция и магния.

Её устраняют действием соды:



Устраняют жёсткость воды и с помощью специальных реагентов — ионообменных смол (ионитов). При этом ионы кальция и магния переходят в состав смолы, а из смолы в раствор переходят ионы H^+ или Na^+ , и вода умягчается, её жёсткость снижается.

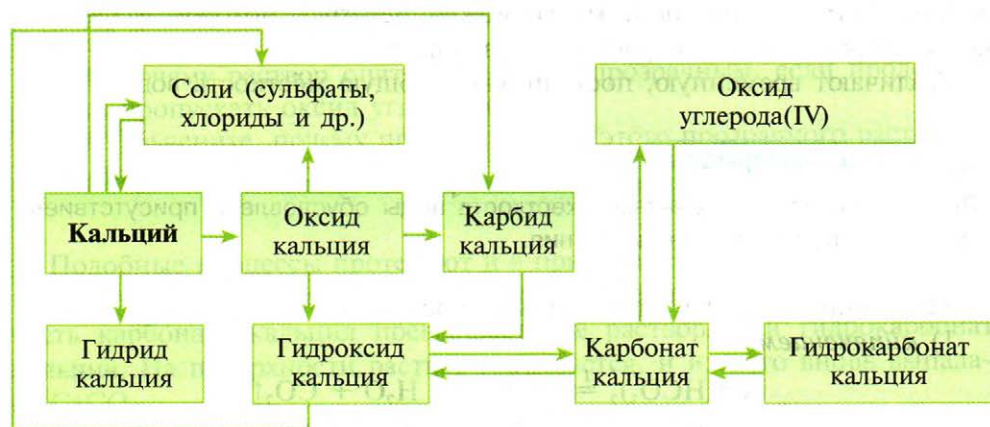


Важная информация

Карбонатная и некарбонатная жёсткости в сумме составляют общую жёсткость воды.

Генетическая связь между кальцием и его важнейшими соединениями показана на схеме 14.

Схема 14



Оксид кальция (негашёная известь). Гидроксид кальция (гашёная известь). Известковое молоко. Известковая вода. Хлорная известь. Гипс. Жёсткость воды



Подумай, ответь, выполни...

1. Какие превращения происходят с гашёной известью при использовании её в строительстве? Напишите уравнения соответствующих реакций.

2. Почему жёсткую воду нельзя использовать для охлаждения двигателей машин? Ответ подтвердите уравнением реакции.

3. Каковы основные способы устранения жёсткости воды? Напишите уравнения соответствующих реакций.

4. Составьте уравнения реакций к схеме 14.

5. Поташ K_2CO_3 массой 2,76 г обработали раствором гашёной извести массой 2000 г. Вычислите массу гашёной извести, израсходованной на обработку поташа, и массовую долю (в процентах) $Ca(OH)_2$ в растворе.

Тестовые задания

1. Расположите формулы оксидов в порядке усиления основных свойств.

- 1) MgO 2) BaO 3) SrO 4) CaO

2. Постоянная жёсткость воды обусловлена наличием

- 1) гидрокарбонатов кальция и магния
2) сульфатов и хлоридов кальция и магния
3) гипохлорита кальция
4) нитратов кальция и магния

3. Для умягчения жёсткой воды нужно

- 1) добавить карбонат натрия и отфильтровать получившийся осадок
2) добавить растворимую соль кальция или магния
3) озонировать воду



Найдите в Интернете информацию о применении гипса и подготовьте электронную презентацию на эту тему.

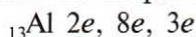
Личный результат

Я знаю способы устранения жёсткости воды.

Я умею объяснять, на каких свойствах важнейших соединений кальция основано их использование.

- Какие области использования алюминия вам известны из повседневной жизни?
- Какие элементы находятся в IIIA-группе периодической системы?

Положение алюминия в периодической таблице и строение его атома. Алюминий находится в главной подгруппе III группы (IIIA-группе). Схема расположения электронов по энергетическим уровням следующая:

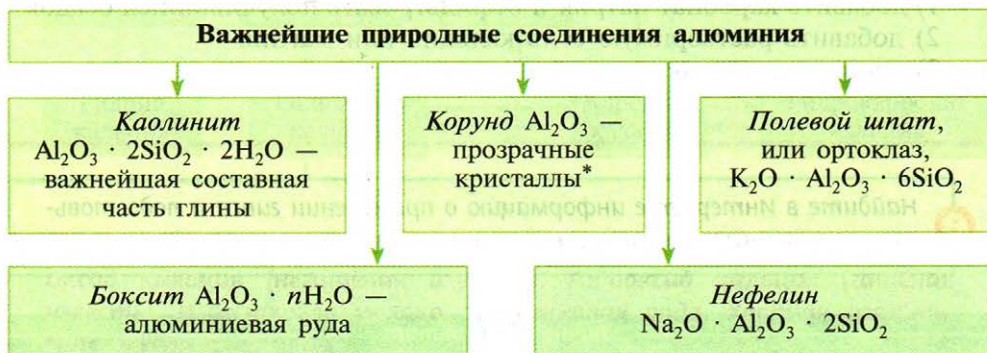


Важная информация

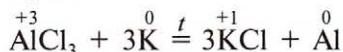
Так как у атомов алюминия на внешнем уровне три электрона, то алюминий в соединениях проявляет степень окисления +3.

Нахождение алюминия в природе, его получение и свойства. Алюминий — третий по распространённости элемент в земной коре. Он встречается только в соединениях. Важнейшие из них указаны на схеме 15.

Схема 15



Получение. Немецкий химик Ф. Вёлер в 1827 г. получил алюминий при нагревании хлорида алюминия со щелочным металлом калием или натрием без доступа воздуха:



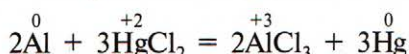
В настоящее время алюминий получают из бокситов электрохимическим методом (с помощью электролиза).

* Окрашенные кристаллы Al_2O_3 красного цвета — рубины, синего цвета — сапфиры.

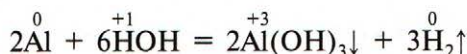
Физические свойства. Алюминий — серебристо-белый металл, лёгкий ($\rho = 2,7 \text{ г/см}^3$), плавится при 660°C . Он очень пластичен, легко вытягивается в проволоку и прокатывается в листы и фольгу. По электрической проводимости алюминий уступает лишь серебру и меди (она составляет $\frac{2}{3}$ от электрической проводимости меди).

Современный способ получения алюминия был изобретён американцем Ч. Холлом и французом П. Эру в 1886 г.

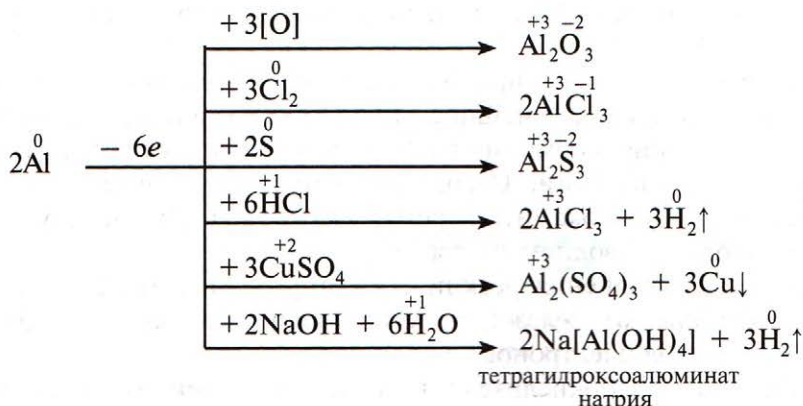
Химические свойства. В электрохимическом ряду напряжений алюминий помещается за самыми активными металлами. Однако из повседневного опыта известно, что на алюминиевые изделия (посуду и т. д.) не действует ни кислород, ни вода даже при температуре её кипения. На алюминий не действует также концентрированная холодная азотная кислота. Это объясняется наличием на поверхности алюминия тонкой оксидной плёнки, которая предохраняет его от дальнейшего окисления. Если поверхность алюминия потерять солью ртути, то происходит реакция



Выделившаяся ртуть растворяет алюминий, и образуется его сплав с ртутью — *амальгама алюминия*. На амальгмированной поверхности плёнка не удерживается, поэтому алюминий реагирует с водой при обычных условиях:



При повышенной температуре алюминий реагирует со многими неметаллами и сложными веществами без амальгамирования:





В 1854 г. стоимость 1 кг алюминия составляла 1200 рублей, т. е. в 270 раз дороже серебра, а в 1899 г. — 1 рубль. Подумайте, чем это можно объяснить.

Применение. Алюминий применяют для производства различных сплавов. Наибольшее распространение имеют *дюралюмины*, содержащие медь и магний, и *силумины* — сплавы алюминия с кремнием.

Основные преимущества этих сплавов — лёгкость и высокая прочность. Упомянутые сплавы широко используют в авиа-, авто-, судо- и приборостроении, в ракетной технике и строительстве. В виде чистого металла алюминий идёт на изготовление электрических проводов и различной химической аппаратуры.

Алюминий используют для получения металлов из их оксидов алюминотермией (см. § 40).

На практике часто используют *термит* (смесь оксида железа Fe_3O_4 с порошком алюминия). Если эту смесь поджечь (с помощью магниевой ленты), то происходит бурная реакция с выделением большого количества теплоты:



Этот процесс используют при так называемой *термитной сварке*, а также для получения некоторых металлов в свободном виде.

Амальгама алюминия. Термит. Термитная сварка. Дюралюмины. Силумины



Подумай, ответь, выполни...

1. Пользуясь периодической таблицей и на основе представлений о строении атомов, поясните, как изменяются свойства элементов в ряду $\text{Na} - \text{Mg} - \text{Al}$.

2. Почему алюминий в природе встречается только в соединениях?

3. Охарактеризуйте важнейшие природные соединения алюминия.

4. Для получения алюминия из AlCl_3 в качестве восстановителя можно использовать кальций. Охарактеризуйте этот процесс и составьте уравнение реакции, покажите переход электронов. Почему эту реакцию нельзя проводить в водном растворе?

5. Составьте уравнения реакций, в которых алюминий восстанавливает: а) галогены; б) железо; в) ионы водорода; г) серу; д) кислород. Покажите переход электронов.

6. Могут ли быть окислителями: а) атомы алюминия; б) ионы алюминия? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

7. Сколько потребуется алюминия, чтобы при реакции с соляной кислотой получить столько водорода, сколько его выделяется при взаимодействии 1 моль натрия с водой?

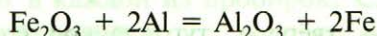
8. На сплав алюминия и меди действовали избытком концентрированного раствора гидроксида натрия при нагревании. Выделилось 2,24 л некоторого газа (н. у.). Вычислите процентный состав сплава, если его общая масса была 10 г.

Тестовые задания

1. Схема строения иона Al^{3+} — это

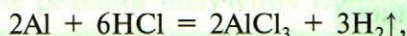
- 1) $\begin{pmatrix} +13 \\ 2 & 8 \end{pmatrix}$ 2) $\begin{pmatrix} +13 \\ 2 & 8 & 3 \end{pmatrix}$ 3) $\begin{pmatrix} +8 \\ 2 & 8 \end{pmatrix}$ 4) $\begin{pmatrix} +12 \\ 2 & 8 \end{pmatrix}$

2. Один из способов получения металлов, например, по уравнению реакции



называют _____.

3. Химическую реакцию, уравнение которой



относят к реакциям

- 1) соединения 3) обмена
2) разложения 4) замещения

4. Установите соответствие между названием минерала и его формулой.

- | | |
|---------------|--|
| 1) боксит | А. Al_2O_3 |
| 2) корунд | Б. $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ |
| 3) каолинит | В. $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ |
| 4) полевошпат | Г. $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ |



Используя электронное приложение, ознакомьтесь с видеофрагментами к § 46.

Личный результат

Я знаю строение атома алюминия и его свойства.

Я могу разъяснять свойства алюминия в свете представлений об окислительно-восстановительных процессах.

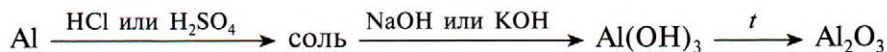
- Какие свойства характерны для амфотерных оксидов и гидроксидов?
- Какие общие свойства солей вы знаете?

Оксид алюминия Al_2O_3 можно получить следующими способами:

1. Непосредственным сжиганием порошка алюминия (вдуванием порошка алюминия в пламя горелки):



2. Путём превращения по схеме



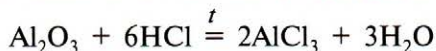
Оксид алюминия — твёрдое, тугоплавкое (температура плавления 2050°C) вещество белого цвета.



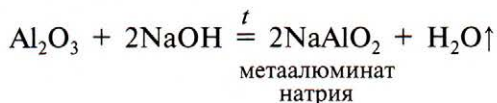
Важная информация

По химическим свойствам оксид алюминия — амфотерный оксид.

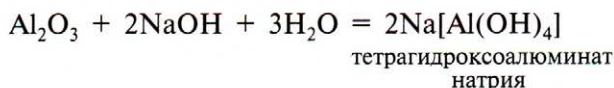
Он *реагирует с кислотами*, проявляя свойства основных оксидов:



Оксид алюминия *реагирует со щелочами*, проявляя свойства кислотных оксидов. При сплавлении образуются соли метаалюминиевой кислоты HAlO_2 , т. е. метаалюминаты:



В присутствии воды реакция протекает иначе:



Синтетический оксид алюминия применяют в качестве катализатора и адсорбента. Природный (и синтетический) минерал корунд используют как огнеупорный и абразивный материал, а его разновидности — в ювелирном деле.

Гидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ получают при взаимодействии раствора щёлочи с растворами солей алюминия. Раствор щёлочи нельзя брать в избытке!

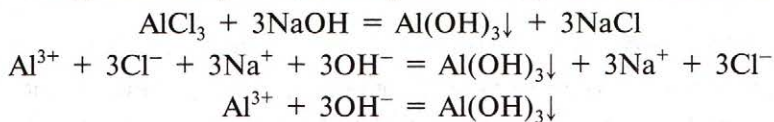
Лабораторный опыт. Получение гидроксида алюминия и взаимодействие его с кислотами и щелочами

1) Получите гидроксид алюминия. Для этого в две пробирки налейте по 1 мл раствора с массовой долей гидроксида натрия 5 % и затем добавьте раствор хлорида алюминия до выпадения белого осадка гидроксида алюминия.

2) В одну пробирку с осадком гидроксида алюминия прилейте соляную кислоту. В другую пробирку добавьте избыток гидроксида натрия и встряхните.

● Что происходит в каждой из пробирок? Сделайте вывод о характере гидроксида алюминия.

Запишем уравнение реакции получения гидроксида алюминия:



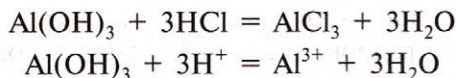
Если белую желеобразную массу гидроксида алюминия выделить из раствора и высушить, то получится белое кристаллическое вещество, практически не растворяющееся в воде.



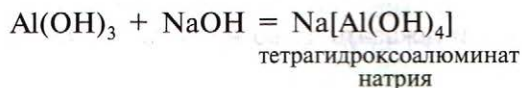
Важная информация

Гидроксид алюминия (как и его оксид) обладает амфотерными свойствами.

Подобно всем основаниям, гидроксид алюминия *реагирует с кислотами*:



При взаимодействии гидроксида алюминия *со щелочами* в водных растворах образуются соли гидроксоалюминаты:



Соли алюминия — твёрдые кристаллические вещества; большинство растворимо в воде. Их получают в основном при взаимодействии алюминия с кислотами. Химические свойства солей алюминия аналогичны свойствам других солей. В водных растворах подвергаются гидролизу (см. § 10).

Генетическая связь между алюминием и его важнейшими соединениями показана на схеме 16.

Схема 16



Оксид алюминия. Гидроксид алюминия



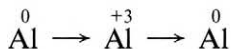
Подумай, ответь, выполни...

1. К раствору сульфата алюминия понемногу приливали раствор щёлочи (до избытка). Что наблюдали? Составьте уравнения соответствующих реакций.

2. В водные растворы хлорида натрия и хлорида алюминия опустили синюю лакмусовую бумагу. Как изменился её цвет и почему?

3. Составьте уравнения реакций согласно схеме 16. Обсудите выполнение задания с соседом по парте.

4. Напишите уравнения химических реакций, соответствующих превращениям



5. Дано 40 г раствора, содержащего 5 % хлорида алюминия. Сколько потребуется миллилитров раствора ($\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$), содержащего 0,2 массовой доли, или 20 %, гидроксида натрия, чтобы хлорид алюминия полностью превратить в тетрагидроксоалюминат натрия?

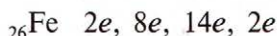
Личный результат

Я могу практически доказать амфотерность гидроксида алюминия.

Железо

- Как называют биологические катализаторы?
- Какие способы получения металлов вам известны?

Железо находится в побочной подгруппе VIII группы (VIIIБ-группе). Схема расположения электронов по энергетическим уровням в атоме железа следующая:

**Важная информация**

У атомов железа на внешнем энергетическом уровне находится два электрона, поэтому во многих соединениях железо проявляет степень окисления +2.

Так как предпоследний энергетический уровень у железа незаконченный, то в реакциях, кроме двух электронов внешнего уровня, часто участвует также один электрон предпоследнего уровня. Тогда железо проявляет степень окисления +3.

Нахождение в природе. По распространённости среди металлов железо занимает второе место после алюминия. Состав и общая характеристика важнейших минералов железа даны в таблице 33.

Таблица 33

Важнейшие природные соединения железа

Название минерала	Химическая формула основной составной части
Магнетит (магнитный железняк)	Fe_3O_4 ($\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$) (содержит до 72 % Fe)
Гематит (красный железняк)	Fe_2O_3 (содержит до 65 % Fe)
Лимонит	$\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (содержит до 60 % Fe)
Пирит	FeS_2 (содержит примерно 47 % Fe)

В некоторых местах встречается минерал *сидерит*, основная составная часть которого — карбонат железа(II) FeCO_3 . Сидерит, магнетит и гематит используют для получения чугуна и стали. Изредка встречается и метеоритное (почти чистое) железо. В водах многих минеральных источников содержится *гидрокарбонат железа* $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$ и некоторые другие соли железа.

Из курса биологии вам известно, что железо имеет большое значение для живых организмов. Оно является важной составной частью гемоглобина крови и других сложных белков, в том числе ферментов.

Получение. Железо можно получить:

- 1) *восстановлением железа из его оксида*, например Fe_2O_3 , водородом при нагревании;
- 2) *восстановлением железа из его оксидов* Fe_2O_3 и Fe_3O_4 *алюминотермическим методом*;
- 3) *электролизом водных растворов солей железа(II)*.

Физические свойства. Чистое железо весьма пластичный металл сербристо-белого цвета. Плотность железа $7,87 \text{ г/см}^3$, температура плавления 1539°C . В отличие от многих других металлов железо обладает магнитными свойствами.

Химические свойства. Чистое железо на воздухе устойчиво. На практике используют железо с примесями. Такое железо легко ржавеет.

Химические свойства железа приведены в таблице 34.

Таблица 34

Химические свойства железа

Железо реагирует	
при комнатной температуре	при нагревании
<p>1. С кислородом во влажном воздухе; образуется $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$</p> <p>2. С разбавленными кислотами HCl и H_2SO_4:</p> $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Fe} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- = \text{Fe}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Fe} + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\uparrow$ <p>3. С солями в водном растворе:</p> $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}\downarrow$ $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{Cu}\downarrow$	<p>1. С кислородом:</p> $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \xrightarrow{8e^-} \text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ <p>2. С хлором:</p> $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{6e^-} 2\text{FeCl}_3$ <p>3. С серой:</p> $\text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{2e^-} \text{FeS}$ <p>4. С парами воды:</p> $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{+6, +1, +2, +3} \text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\uparrow$ <p>5. С концентрированными кислотами:</p> $2\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{+6, +1, +2, +3} \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe} + 4\text{HNO}_3 \xrightarrow{+5, +1, +2, +3} \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>(в закрытом сосуде)</p>

Применение. Чистое железо способно быстро намагничиваться и размагничиваться, поэтому его применяют для изготовления сердечников электромагнитов и мембран микрофонов. На практике в основном используют сплавы железа — чугуны и сталь (см. § 42).

Железо. Сидерит. Магнетит. Гематит



Подумай, ответь, выполни...

1. В каком виде железо встречается в природе? Напишите формулы соединений и дайте им названия.

2. Составьте уравнения реакций, в которых железо реагирует: а) с кислотами; б) с солями; в) с водой при повышенной температуре. Покажите переход электронов и укажите окислитель и восстановитель.

3. Используя знания по биологии, Интернет и дополнительную литературу, охарактеризуйте роль элемента железа в организме человека.

4. Минеральная вода некоторых источников содержит гидрокарбонат железа(II). При каких условиях и в каких химических процессах эта растворимая соль железа может образоваться из природного минерала сидерита FeCO_3 ?

Тестовые задания

1. Схема строения иона Fe^{3+} — это

- 1) $\begin{pmatrix} +26 \\ 2 & 8 & 14 & 2 \end{pmatrix}$ 2) $\begin{pmatrix} +26 \\ 2 & 8 & 14 \end{pmatrix}$ 3) $\begin{pmatrix} +26 \\ 2 & 8 & 13 \end{pmatrix}$ 4) $\begin{pmatrix} +27 \\ 2 & 8 & 15 & 2 \end{pmatrix}$

2. Степень окисления железа в $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ равна

- 1) +2 2) +3 3) +4 4) +8

3. Металл, который при нагревании реагирует с водой, — это

- 1) медь 2) железо 3) олово 4) свинец



Используя электронное приложение, ознакомьтесь с фотоизображениями и видеосегментами к § 48.

Личный результат

Я знаю способы получения железа и важнейшие железные руды.

Я умею составлять уравнения реакций, характеризующих химические свойства железа.

- Какие соединения называют амфотерными?

Наиболее распространены соединения железа, где оно находится в степени окисления +2 или +3 (табл. 35).

Таблица 35

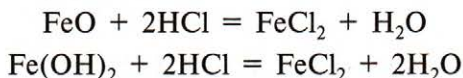
Соединения железа(II) и железа(III)

Соединения железа(II)	Соединения железа(III)
FeO — оксид железа(II)	Fe ₂ O ₃ — оксид железа(III)
Fe(OH) ₂ — гидроксид железа(II)	Fe(OH) ₃ — гидроксид железа(III)
FeCl ₂ , FeSO ₄ — соли железа(II)	FeCl ₃ , Fe ₂ (SO ₄) ₃ — соли железа(III)

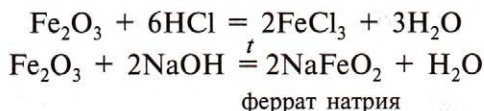
Широко известен смешанный оксид Fe₃O₄ (FeO · Fe₂O₃) — *железная окалина*, который образуется при сгорании железа в кислороде и на воздухе. Искры, разлетающиеся при этом во все стороны, — это раскалённые частички железной окалины.

Оксиды железа(II) и железа(III) получают косвенным путём.

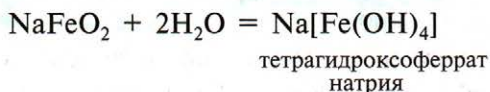
Оксид железа(II) и гидроксид железа(II) проявляют основные свойства:



Оксид железа(III) и гидроксид железа(III) (аналогично сходным соединениям алюминия) проявляют слабые амфотерные свойства:



Если феррат натрия обработать небольшим количеством воды, то образуется соль, сходная по составу с тетрагидроксоалюминатом натрия:



Тетрагидроксоферраты устойчивы только в растворах.

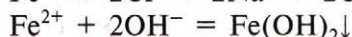
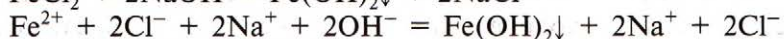
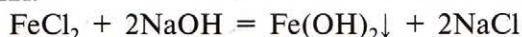
Соли железа(II) получают при взаимодействии железа с растворами кислот (HCl , H_2SO_4).

Соли железа(III) получают при сжигании железа в хлоре и при взаимодействии железа с концентрированными серной и азотной кислотами при нагревании.

Различить ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} можно, подействовав на них щёлочью.

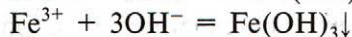
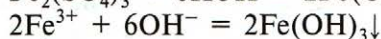
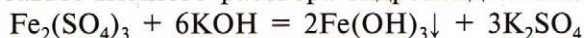
Лабораторный опыт. Качественные реакции на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+}

1) Налейте в пробирку 2—3 мл свежеприготовленного раствора сульфата железа(II) и добавьте немного раствора гидроксида натрия:



• Отметьте цвет полученного осадка.

2) Налейте в пробирку 2—3 мл раствора хлорида железа(III) и добавьте немного раствора гидроксида калия:

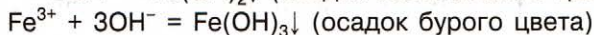
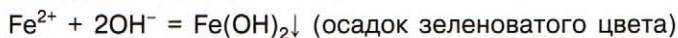


• Отметьте цвет полученного осадка.



Важная информация

Качественной реакцией на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} является их взаимодействие с гидроксид-ионами OH^- :

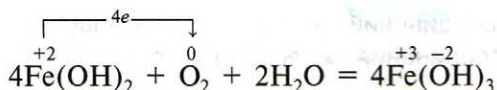


На ионы Fe^{3+} существует ещё одна качественная реакция. При добавлении к растворам солей трёхвалентного железа раствора роданида калия появляется ярко-красное окрашивание:

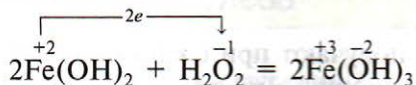


Ионы Fe^{2+} быстро окисляются

а) на воздухе:



б) в присутствии окислителей:



Качественные реакции на ионы железа(II) и железа(III)



Подумай, ответь, выполни...

1. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно получить: а) соли железа(II) и соли железа(III); б) гидроксид железа(II) и гидроксид железа(III); в) оксиды железа.

2. Какими общими и специфическими свойствами обладают оксиды и гидроксиды железа? Составьте уравнения соответствующих реакций.

3. Определите, какое количество сероводорода (моль) образуется при взаимодействии сульфида железа(II) с соляной кислотой массой 130 г (массовая доля HCl равна 20 %).

4. Образец сидерита, основная часть которого FeCO_3 , содержит 40 % железа. Вычислите, сколько процентов FeCO_3 в этом образце.

Тестовые задания

1. Расположите формулы оксидов в порядке усиления их основных свойств.

1) FeO

2) CaO

3) Na_2O

4) Fe_2O_3

2. В схеме реакции $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \dots \rightarrow \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$ вместо многоточия следует поставить формулу

1) углерода

3) водорода

2) соли

4) оксида углерода(II)

3. Качественной реакцией на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} является их взаимодействие

1) с сульфат-ионами

3) с кислотами

2) с известковой водой

4) с гидроксид-ионами



Прочитайте в Интернете о железной колонне в Дели (Индия).

Личный результат

Я знаю свойства соединений железа(II) и железа(III).

Я могу отличить соединения железа(II) от соединений железа(III).

Практическая работа 7

Решение экспериментальных задач по теме «Металлы»

- Повторите правила техники безопасности при работе в химической лаборатории.
- Повторите качественные реакции на катионы и анионы.

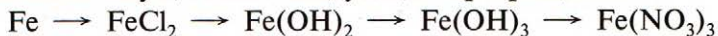
Вариант I

1. В четырёх пробирках даны следующие вещества в твёрдом виде: а) хлорид магния; б) гидроксид натрия; в) карбонат натрия; г) нитрат натрия. При помощи химических реакций определите, в какой пробирке находится каждое из этих веществ.

2. При помощи характерных реакций докажите, что выданное вам вещество — сульфат алюминия.

3. В одной пробирке дан раствор хлорида натрия, во второй — раствор хлорида стронция, а в третьей — раствор хлорида алюминия. Определите, в какой пробирке находится каждое из выданных веществ.

4. Практически осуществите следующие превращения:



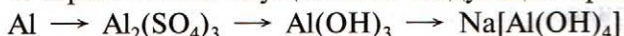
Вариант II

1. В четырёх пробирках даны следующие твёрдые вещества: а) карбонат кальция; б) нитрат стронция; в) сульфат натрия; г) сульфид натрия. Определите, в какой пробирке находится каждое из перечисленных веществ.

2. Докажите, что кристаллы сульфата железа(II) частично окислились и содержат примеси ионов Fe^{3+} .

3. В двух склянках дана вода. В одной из них вода содержит сульфат магния, а в другой — гидрокарбонат кальция. Проведите опыты, при помощи которых можно устранить постоянную и временную жёсткость воды.

4. Практически осуществите следующие превращения:



5. **Отчёт о работе** оформите в произвольной форме.

Личный результат

Я могу определять наличие ионов с помощью качественных реакций.

ГЛАВА VIII

ПЕРВОНАЧАЛЬНЫЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ ОБ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВАХ

§ 51

Органическая химия

- Какие общие свойства характерны для веществ молекулярного строения?
- Что называют структурной формулой?
- Что в структурной формуле обозначает чёрточка (валентный штрих)?

Вы подробно изучили свойства углерода и его соединений. Все эти соединения — оксид углерода(II), оксид углерода(IV), угольная кислота, карбонаты, карбиды и некоторые другие соединения углерода по характеру свойств относят к неорганическим. Однако существует огромное количество соединений углерода (их десятки миллионов!), которые от-

носятся к *органическим веществам*. Органические вещества — это известные вам из курсов «Окружающий мир» и биологии белки, жиры, углеводы и нуклеиновые кислоты. Известные вам из повседневной жизни бытовые газ, бензин, сахар, уксусная кислота — это тоже органические вещества. Что же общего у всех этих соединений? То, что основу всех этих соединений

Термин «органическая химия» появился впервые в 1808 г. в «Учебнике химии» Йенса Якоба Берцелиуса. В 1827 г. он издал первый учебник органической химии.

составляют атомы углерода. В состав органических веществ могут входить не только углерод, но и водород, кислород, азот, а также фосфор, сера и галогены.

С органическими веществами мы встречаемся на каждом шагу. Они содержатся во всех растительных и животных организмах, входят в состав пищи, служат материалом для изготовления одежды, образуют различные виды топлива, используются нами в качестве лекарств, красителей, средств защиты урожая и т. д.

Между органическими и неорганическими веществами нет резкой границы, это деление условное. Из курса биологии вам известно, что неорганические вещества могут превращаться в органические и наоборот.

Большинство неорганических веществ имеет немолекулярное строение, и поэтому они обладают высокими температурами плавления и кипения. Большинство же органических соединений имеет молекулярное строение, и поэтому температуры их плавления и кипения невысоки. Почти все органические вещества могут гореть и легко разлагаются при прокаливании.

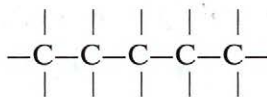
Рассмотрим общие принципы строения органических соединений. Вы знаете, что у атома углерода на внешнем электронном слое находится четыре валентных электрона. В органических соединениях углерод всегда четырёхвалентен.



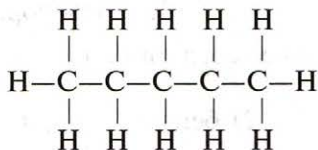
Важная информация

Атомы углерода способны соединяться друг с другом, образуя длинные цепи и замкнутые кольца.

При этом между атомами углерода возникают прочные ковалентные связи. Если мы представим себе цепочку или кольцо (цикл) из атомов углерода, где каждая углерод-углеродная связь одинарная, т. е. представлена одной общей электронной парой, у каждого атома углерода останутся свободные валентности:



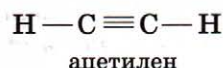
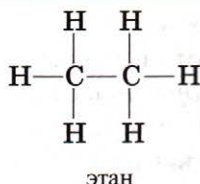
Эти свободные валентности могут быть заняты атомами водорода:



Определение

Соединения углерода с водородом называют **УГЛЕВОДОРОДАМИ**.

Между атомами углерода в молекулах углеводородов могут возникать одинарные, двойные и тройные связи, которые в структурных формулах изображают соответственно одним, двумя или тремя валентными штрихами, например:



Изучение соединений углерода (их строения и химических превращений) и составляет предмет *органической химии*.

Органическая химия. Органические вещества. Углеводороды



Подумай, ответь, выполни...

1. Что изучает органическая химия?
2. Какие вещества относят к органическим? Приведите примеры.
3. Какие особенности строения атома углерода позволили ему стать родоначальником огромного количества соединений?
4. Атомы каких элементов могут входить в состав органических веществ?
5. Чем различаются органические и неорганические соединения?
6. Приведите примеры углеводородов, с которыми вы встречаетесь в быту. За дополнительной информацией обратитесь к родителям.

Тестовые задания

1. Соединения углерода и водорода называют
 - 1) углеводами
 - 2) карбидами
 - 3) карбоновыми кислотами
 - 4) углеводородами
2. Среди перечисленных соединений углерода укажите органические вещества.
 - 1) угольная кислота
 - 2) бензин
 - 3) метан
 - 4) угарный газ



Прочитайте рассказ «Не счесть алмазов в каменных пещерах» в книге М. М. Колтуна «Мир химии» из серии «Твой кругозор» (М.: Просвещение, 2009).

Личный результат

Я знаю, чем различаются неорганические и органические соединения.

Предельные (насыщенные) углеводороды

- Какие вещества называют углеводородами?
- С какими углеводородами вы встречались в быту? Охарактеризуйте их свойства.

Родоначальными соединениями в органической химии считают углеводороды. Это огромный класс органических соединений.



Определение

Углеводороды, в молекулах которых атомы углерода связаны между собой простой (одинарной) связью, а все остальные валентности насыщены атомами водорода, называют **ПРЕДЕЛЬНЫМИ УГЛЕВОДОРОДАМИ**.

Согласно Международной номенклатуре предельные (насыщенные) углеводороды называют *алканами*.

Предельные углеводороды содержатся в нефти, входят в состав природного газа. Это достаточно инертные соединения, что объясняется высокой прочностью связей $C-C$ и $C-H$. Первые представители алканов (метан CH_4 , этан C_2H_6 , пропан C_3H_8 , бутан C_4H_{10}) — газы; жидкие углеводороды обычно содержат от 5 до 15 атомов углерода в молекуле (такие углеводороды входят в состав бензина и керосина); в молекулах твёрдых углеводородов больше 15 атомов углерода (такие углеводороды входят в состав смазочных масел и парафина).

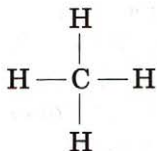
Все углеводороды — горючие вещества.



Важная информация

Углеводороды — основа современной энергетики и химической промышленности.

Простейшим представителем предельных углеводородов является газ *метан* CH_4 :



Метан — главная составная часть природного газа. Это почти нерастворимый в воде бесцветный горючий газ без запаха. Он накаплива-

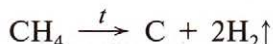
ется в каменноугольных шахтах, и поэтому его называют также *рудничным газом*. Метан ещё называют *болотным газом*. Он образуется в болотах и озёрах при разложении клетчатки, происходящем под влиянием особых бактерий. Разложение клетчатки в желудке жвачных животных происходит аналогичным образом, поэтому воздух, выдыхаемый этими животными, всегда содержит метан.

При поджигании метан сгорает бледно-голубым, еле заметным пламенем с образованием углекислого газа и воды*:

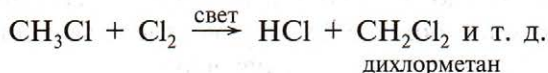


Смесь одного объёма метана с двумя объёмами кислорода или десятью объёмами воздуха чрезвычайно взрывоопасна.

Если метан нагреть до температуры выше 1200 °С, он разлагается на сажу и водород:



Для предельных углеводородов характерны *реакции замещения*. Например, метан на свету реагирует с хлором, при этом атомы хлора постепенно замещают атомы водорода в молекуле метана:



Таковыми же свойствами обладают и другие предельные углеводороды, отличающиеся от метана на одну или несколько групп CH_2 : этан C_2H_6 , пропан C_3H_8 , бутан C_4H_{10} и т. д. Они входят в *гомологический ряд* предельных углеводородов (алканов).

Определение

Вещества, сходные по строению и химическим свойствам, но отличающиеся друг от друга на одну или несколько групп CH_2 , называют ГОМОЛОГАМИ. Группу CH_2 называют ГОМОЛОГИЧЕСКОЙ РАЗНОСТЬЮ.

Исходя из этого, можно вывести *общую формулу предельных углеводородов*: $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, где n — число атомов углерода.

* В уравнениях реакций с участием органических веществ вместо знака равенства ставят стрелку.

Метан используют как топливо, в качестве горючего и как сырьё в органическом синтезе.

Предельные углеводороды (алканы). Гомологический ряд. Гомологи. Гомологическая разность. Общая формула алканов. Реакции замещения

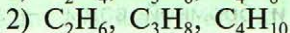
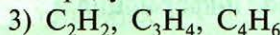
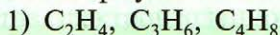


Подумай, ответь, выполни...

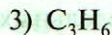
1. Какие углеводороды называют алканами? Приведите примеры алканов.
2. Составьте структурные формулы пентана C_5H_{12} и гексана C_6H_{14} .
3. Охарактеризуйте физические и химические свойства метана.
4. Вычислите объёмы кислорода и воздуха, которые потребуются для полного сжигания 150 дм^3 природного газа, содержащего 94 % метана (н. у.). Содержание кислорода (по объёму) в воздухе примерно равно 20 %.

Тестовые задания

1. Формулы только алканов записаны в ряду



2. Гомологом метана является углеводород



Используя электронное приложение (§ 52), ознакомьтесь с дополнительным материалом и выполните тесты.



Найдите в Интернете информацию о фреонах и о роли метана в парниковом эффекте. Подготовьте устные сообщения на эти темы.

Личный результат

Я знаю, какие углеводороды называют предельными.

Я умею составлять молекулярные и структурные формулы алканов, исходя из общей формулы предельных углеводородов.

§ 53

Непредельные (ненасыщенные) углеводороды

- Какие реакции называют качественными? Приведите примеры.
- Изобразите структурные формулы этилена C_2H_4 и ацетилена C_2H_2 .



Определение

Углеводороды, в молекулах которых имеются атомы углерода, связанные между собой двойными или тройными связями, называют НЕПРЕДЕЛЬНЫМИ УГЛЕВОДОРОДАМИ.

Непредельные углеводороды также называют *ненасыщенными*, так как их молекулы имеют меньшее число атомов водорода, чем насыщенные.

Непредельные углеводороды более реакционноспособны по сравнению с предельными углеводородами. Например, они легко окисляются водным раствором перманганата калия $KMnO_4$ и бромной водой.

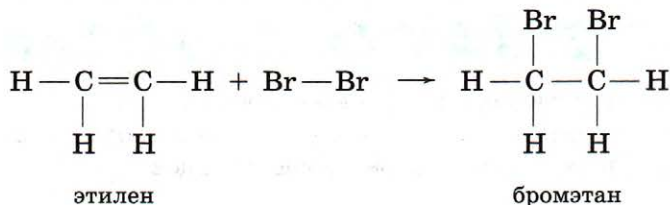


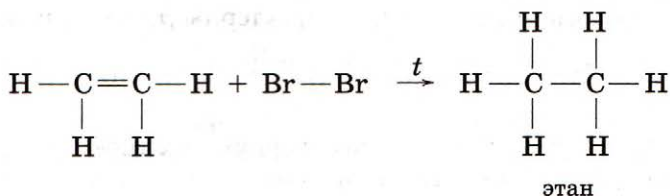
Важная информация

Обесцвечивание раствора перманганата калия и бромной воды — это качественные реакции на двойную и тройную связь.

Алкены. Если в молекулах непредельных углеводородов имеется одна двойная связь, то такие углеводороды называют углеводородами *этиленового ряда* (по Международной номенклатуре их называют *алкенами*). Первым и важнейшим представителем гомологического ряда алкенов является *этилен (этен)* $H_2C=CH_2$. Общая формула этиленовых углеводородов — C_nH_{2n} .

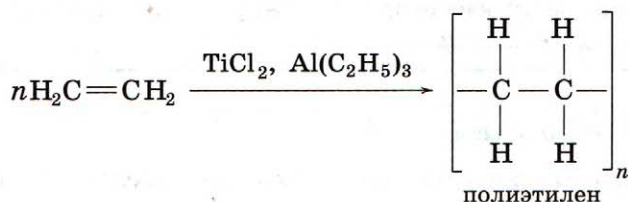
Этилен — это газ, почти без запаха, плохо растворимый в воде. На воздухе горит светящимся пламенем. Благодаря наличию двойной связи этилен легко вступает в *реакции присоединения*, например:





Реакции присоединения характерны и для других непредельных углеводородов, так как в их молекулах имеется одна или несколько двойных или тройных связей.

Благодаря двойной связи молекулы этилена могут соединяться друг с другом, т. е. вступать в *реакцию полимеризации* (см. § 54):



При полимеризации пропилена $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3$ получают *полипропилен*. Полиэтилен и полипропилен используют в электротехнике в качестве электроизоляционного материала, в теплицах и парниках вместо стекла, а также в качестве упаковочного материала.

Как и предельные углеводороды, углеводороды этиленового ряда горят на воздухе:

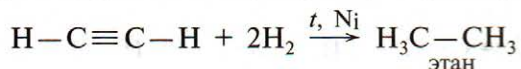


Этилен широко используют в органическом синтезе. Из него получают полиэтилен, уксусную кислоту, этиловый спирт и др., а также винилхлорид. При полимеризации винилхлорида образуется поливинилхлорид, из которого изготавливают обои, линолеум, оконные и дверные профили и многое другое. Этилен ускоряет созревание плодов у растений, что используют в сельском хозяйстве.

Алкины. Если в молекулах непредельных углеводородов имеется тройная связь, то такие углеводороды называют углеводородами *ацетиленового ряда* (по Международной номенклатуре их называют *алкинами*). Важнейшим представителем этого ряда является *ацетилен* (*этин*) $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$. Общая формула ацетиленовых углеводородов $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$.

Ацетилен — бесцветный газ, в чистом виде почти без запаха. Технический ацетилен имеет неприятный запах, издаваемый примесями, например аммиаком NH_3 , фосфином PH_3 или арсином AsH_3 .

Для ацетилена, как и для этилена, характерны *реакции присоединения*:



Ацетилен применяют в ацетилено-кислородных горелках для сварки и резки металлов. У реакции горения ацетилена есть очень важная особенность: при вдувании в горелку кислорода температура пламени может достигать 2800 °С:

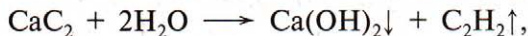


**Непредельные углеводороды. Этиленовые углеводороды (алкены).
Ацетиленовые углеводороды (алкины). Реакции присоединения.
Реакции полимеризации**



Подумай, ответь, выполни...

1. Этилен начинает гомологический ряд алкенов. Приведите формулы (молекулярные и структурные) двух гомологов этилена.
2. Охарактеризуйте свойства этилена и его применение. Где используют полиэтилен и полипропилен?
3. Ацетилен начинает гомологический ряд ацетиленовых углеводородов (алкинов). Приведите формулы (молекулярные и структурные) двух гомологов ацетилена.
4. Вычислите массу 3%-ной бромной воды, необходимой для получения 80 г дибромэтана.
5. Вычислите объём ацетилена (н. у.), полученного по реакции



если в реакцию вступило 160 г технического карбида кальция (массовая доля CaC_2 равна 80 %).



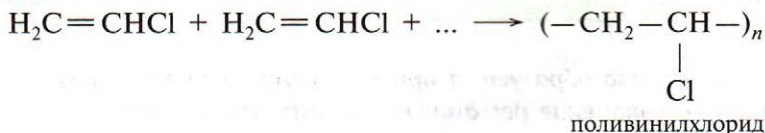
Используя электронное приложение (§ 53), ознакомьтесь с видеофрагментами и выполните тесты.

Личный результат

Я знаю, какие углеводороды называют непредельными.

Я знаю качественные реакции на двойные и тройные связи.

Винилхлорид, как и этилен, способен полимеризоваться:



Из поливинилхлорида получают химически и механически стойкую пластмассу*, из которой изготавливают разнообразные ёмкости, водопроводные трубы, изоляцию для электрических проводов, различные плёнки, линолеум и т. д.

См. § 57, 58

К *природным полимерам* относятся белки, нуклеиновые кислоты, углеводы крахмал и целлюлоза и многие другие соединения. А в повседневной жизни на каждом шагу вы сталкиваетесь с разнообразными *синтетическими полимерными материалами*.

Полимер. Мономер. Элементарное звено. Степень полимеризации



Подумай, ответь, выполни...

1. Дайте краткую характеристику полиэтилена, полипропилена, поливинилхлорида. Где они применяются?
2. Назовите два предмета, которые изготовлены из полиэтилена и которыми вам приходилось пользоваться в быту. Отметьте два положительных свойства, на которых основано применение полиэтиленовых изделий в быту, и два нежелательных свойства.



Используя электронное приложение, выполните тесты к § 54.

Личный результат

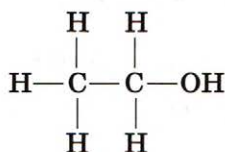
Я знаю отличие высокомолекулярных веществ от низкомолекулярных.
Я умею объяснять, как устроены молекулы полимеров.
Я могу характеризовать свойства полиэтилена, полипропилена и поливинилхлорида.

* Пластмассы получают из полимеров и разных наполнителей, красок и т. д.

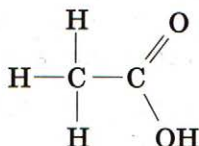
Производные углеводородов. Спирты

- Нарисуйте структурную формулу этана. Замените в ней один атом водорода на гидроксильную группу. Вы получили формулу этилового спирта.

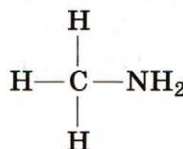
Органические соединения — это не только углеводороды, но и их производные. В молекулах *производных углеводородов* вместо атомов водорода к углеродной цепи присоединяются другие атомы или группы атомов. Например, наличие гидроксигруппы —ОН обуславливает принадлежность органического вещества к классу **спиртов**, карбоксильной группы —COOH — к классу **карбоновых кислот**, наличие аминогруппы —NH₂ — к классу **аминов**:



этиловый
спирт



уксусная
кислота



метиламин

 **Определение**

СПИРТАМИ называют производные углеводородов, в молекулах которых один или несколько атомов водорода замещены гидроксильными группами.

Одноатомные спирты. Простейшие представители этого класса веществ — метиловый спирт, или метанол, CH₃OH и этиловый спирт, или этанол, C₂H₅OH.

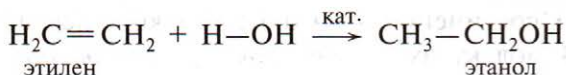
Метанол — бесцветная жидкость ($t_{\text{кип}} = 65^\circ\text{C}$). Очень ядовит. Один его глоток уже может вызвать слепоту, а несколько большее количество — смерть. Первоначально его называли древесным спиртом, так как его получали пиролизом древесины. Метанол применяют в качестве растворителя, добавки к автомобильному топливу, для производства уксусной кислоты, пластмасс и других веществ.

Этанол (винный спирт) — бесцветная жидкость со своеобразным запахом, легче воды (его плотность 0,8 г/см³), кипит при температуре 78,3 °C, хорошо растворяется в воде и сам является растворителем. Этиловый спирт производят главным образом из этилена и широко исполь-

зуют в химической промышленности. Уже в древности было известно его получение при брожении сахаросодержащих веществ по схеме:



Этанол получают также *гидратацией* этилена:



Этанол используют при производстве синтетических каучуков, а также в качестве растворителя и исходного материала для производства лаков, медикаментов, алкогольных напитков, в пищевой и парфюмерной промышленности. Спирт смешивается с бензином во всех отношениях, поэтому его иногда применяют в качестве добавки к топливу. Следует помнить, что этанол — ядовитое наркотическое вещество.

Как и углеводороды, спирты горят в кислороде и на воздухе:



Этанол вступает в реакцию с активными металлами, при этом выделяется водород:

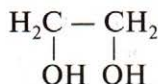


Если нагреть этанол в присутствии серной кислоты, то образуется газ этилен:



Обратную реакцию — гидратацию этилена в присутствии серной кислоты — впервые осуществил в 1854 г. П.-Э. Бертло. В настоящее время эта реакция — один из основных производственных методов получения этилового спирта.

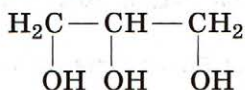
Многоатомные спирты. Простейший представитель многоатомных спиртов — *этиленгликоль*. Его молекулу можно представить как молекулу этана, в которой два атома водорода замещены двумя гидроксильными группами:



Этиленгликоль — сладкая сиропообразная жидкость, кипящая при 197,6 °С, очень ядовита. Используется для производства *антифризов* —

незамерзающих смесей этиленгликоля с водой. В зимних условиях вместо воды их заливают в радиаторы автомашин. Антифриз, содержащий 52,6 % этиленгликоля, замерзает при температуре -40°C , а 63,1 % — при -60°C .

Глицерин тоже бесцветная сиропообразная жидкость, сладкая на вкус. В его молекуле три гидроксильные группы:



Глицерин используют для приготовления антифризов, средств смягчения кожи, в производстве ряда медикаментов. Из него производят также нитроглицерин — взрывчатое вещество.

Производные углеводов. Спирты. Одноатомные предельные спирты. Многоатомные спирты



Подумай, ответь, выполни...

1. Кратко охарактеризуйте метанол, этанол, этиленгликоль и глицерин. Где их используют?
2. Метанол начинает гомологический ряд предельных одноатомных спиртов. Запишите молекулярные формулы двух последующих спиртов. Выведите общую формулу предельных одноатомных спиртов.
3. Вычислите объём этилена (н. у.), полученного из 80 г этилового спирта (массовая доля этилового спирта равна 96 %).

Тестовые задания

1. Гомологом этанола является соединение
1) CH_4 2) CH_3OH 3) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ 4) $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$
2. В результате горения этанола в кислороде образуются
1) C и H_2O 2) CO и H_2O 3) CO_2 и H_2O 4) C_2H_2 и H_2O



Используя электронное приложение, ознакомьтесь с видеофрагментом, таблицей и фотоизображениями к § 55.

Личный результат

Я знаю физиологическое действие метанола и этанола.

- Какие вам известны органические кислоты? Где они нашли практическое применение?
- Что вы знаете о жирах? Приведите примеры жиров.

Карбоновые кислоты. Простейшие представители карбоновых кислот вам наверняка известны — это муравьиная и уксусная кислоты.



Определение

КАРБОНОВЫМИ КИСЛОТАМИ называют производные углеводородов, в молекулах которых имеется группа атомов — COOH (карбоксильная группа).

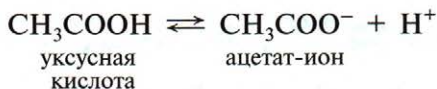
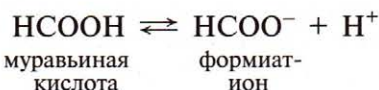
Муравьиная кислота $\text{H}-\text{C}\begin{matrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{matrix}$ содержится в ядовитых железах

муравьёв, в крапиве, в еловой хвое. Используется в качестве протравы шерсти и кожи перед крашением, в промышленности в качестве сильного восстановителя, как лекарство от ревматизма (1,25 %-ный спиртовой раствор под названием «муравьиный спирт»), используется также для получения сложных эфиров, которые применяют в качестве растворителей.

Уксусная кислота $\text{CH}_3-\text{C}\begin{matrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{matrix}$ нам знакома как столовый уксус

(5—9 %-ный водный раствор). Уксусная эссенция содержит 70 % уксусной кислоты, и поэтому с ней нужно обращаться очень осторожно.

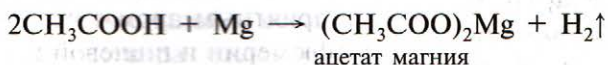
Карбоновые кислоты обладают общими свойствами кислот. Они диссоциируют с образованием иона водорода:



Во всех странах мира наблюдается гибель пчёл от клещей *Varroa*. Прогрызая у пчёл хитиновый покров, они высасывают гемолимфу, и пчёлы гибнут. Для борьбы с клещами используют, в частности, щавелевую, муравьиную и молочную кислоты.

Карбоновые кислоты взаимодействуют:

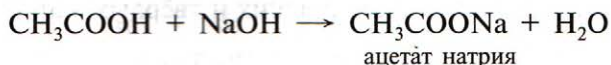
с активными металлами:



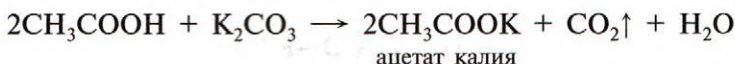
с основными оксидами:



с основаниями:



с солями более слабых кислот:



Кроме уксусной и муравьиной кислот, известен целый ряд природных карбоновых кислот.

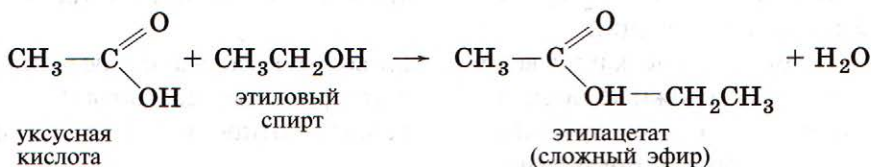
Лимонная кислота (в её молекуле три карбоксильные группы) содержится в лимонах, малине, смородине, крыжовнике, в ягодах рябины, в винограде. Её широко используют в пищевой промышленности для производства прохладительных напитков и кондитерских изделий и в медицине. Она играет важную роль в процессе обмена веществ у живых организмов.

Молочная кислота $\text{CH}_3\text{—CH(OH)—COOH}$ в значительных количествах образуется при скисании молока, квашении капусты, силосовании кормов. Она отличный консервант.

Щавелевая кислота HOOC—COOH содержится в щавеле и некоторых других растениях. При нарушении обмена веществ в организме человека образуются камни в почках, представляющие собой оксалат кальция — соль щавелевой кислоты. Щавелевую кислоту используют при производстве красителей, а также для удаления ржавчины.

Примеры *высших*, или *высокомолекулярных*, карбоновых кислот (жирных кислот) — это *пальмитиновая* и *стеариновая* кислоты. Они содержат соответственно 16 и 18 атомов углерода в молекуле. При замене атомов водорода в карбоксильных группах этих кислот на натрий или калий образуется *мыло*, например стеарат натрия $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$.

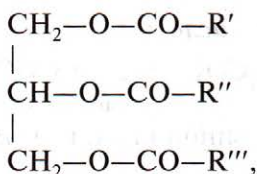
Сложные эфиры. При взаимодействии карбоновых кислот со спиртами образуются *сложные эфиры*:



Запах герани присущ дифениловому эфиру $C_6H_5-O-C_6H_5$, а запах роз — фенилэтиловому спирту $C_6H_5-CH_2-CH_2-OH$.

Если в молекуле сложных эфиров число атомов углерода невелико, то они обладают приятным ароматом. Их используют в парфюмерии и пищевой промышленности. Приятный аромат цветов, фруктов и ягод связан с присутствием в них разных сложных эфиров.

Жиры. Сложные эфиры глицерина и высших карбоновых кислот являются главной составной частью жидких и твёрдых жиров. Общая формула жиров



где R' , R'' , R''' — углеводородные остатки высших карбоновых кислот. В состав природных жиров входят остатки различных высших карбоновых кислот. Причём твёрдые жиры содержат в основном остатки высших предельных кислот, а жидкие (масла) — высших непредельных кислот.

Все жиры легче воды и в ней нерастворимы. Они хорошо растворяются в органических растворителях. Жиры — хорошие растворители биологически активных веществ, например витаминов А, Е, D.

В организме жиры служат одним из источников энергии: при окислении 1 г жира выделяется 39 кДж.

Карбоновые кислоты. Сложные эфиры. Жиры



Подумай, ответь, выполни...

1. Какие вещества называют карбоновыми кислотами? Какие природные карбоновые кислоты вам известны? Где они встречаются в природе и как их используют?

2. Рассмотрите химические свойства карбоновых кислот на примере пропионовой кислоты C_2H_5COOH . Запишите уравнения соответствующих химических реакций.

3. Взаимодействие каких веществ приводит к образованию сложных эфиров? Какие сложные эфиры обладают приятным ароматом?

4. К какому классу органических веществ относятся жиры? Какую роль жиры играют в организме?

5. Для нейтрализации столового уксуса понадобилось 200 г 30 %-ного раствора гидроксида натрия. Вычислите массу и количество (в молях) уксусной кислоты, вступившей в реакцию.

6. 5 г 90 %-ного раствора этилового спирта смешали с уксусной кислотой и нагрели в присутствии концентрированной серной кислоты. Вычислите массу образовавшегося эфира.

Тестовые задания

1. Уксусная кислота — это

- 1) бесцветная, нерастворимая в воде жидкость
- 2) бесцветная, растворимая в воде жидкость, без запаха
- 3) голубая, растворимая в воде жидкость, с характерным запахом
- 4) бесцветная, растворимая в воде жидкость, с характерным запахом, в которой лакмус изменяет свой цвет на красный

2. Жиры — это сложные эфиры

- 1) глицерина и минеральных кислот
- 2) глицерина и высших карбоновых кислот
- 3) метанола и минеральных кислот
- 4) метанола и высших карбоновых кислот



Используя электронное приложение (§ 56), просмотрите видеоматериалы и выполните тесты.



По желанию ознакомьтесь с составом, строением, свойствами и применением одной из природных карбоновых кислот и подготовьте электронную презентацию на эту тему.

Личный результат

Я умею характеризовать свойства карбоновых кислот и жиров.

Я знаю, как образуются сложные эфиры.

- Что называют фотосинтезом?
- Какие вещества образуются в процессе фотосинтеза? Какую роль в жизни человека играют эти вещества?
- Какие вещества называют полимерами?

Углеводы — важнейшие компоненты клеток всех живых организмов. Растения содержат до 80 % углеводов, в организмах животных их содержание достигает 20 %.

Важнейшими представителями углеводов являются *глюкоза* и *фруктоза*. Их молекулярные формулы одинаковы — $C_6H_{12}O_6$. Оба вещества содержатся во фруктах и ягодах. Фруктоза — важная составная часть мёда. Глюкоза образуется в процессе фотосинтеза:



Глюкоза и фруктоза — легкоусвояемые источники энергии для живых организмов. Глюкозу широко используют в кондитерской и текстильной промышленности, в производстве зеркал и аскорбиновой кислоты (витамина С). При брожении фруктовых соков содержащаяся в них глюкоза превращается в этиловый спирт. Спиртовое брожение используют в производстве вина и при получении этилового спирта, который играет существенную роль во многих химических производствах. Глюкозу для производства этилового спирта получают также при гидролизе крахмала и целлюлозы.

Ещё за 200 лет до н. э. сладкий сок сахарного тростника употреблялся в пищу китайцами и индусами.

Другим представителем углеводов является *сахароза* ($C_{12}H_{22}O_{11}$). Она содержится в сахарной свёкле (16—22 %), сахарном тростнике (14—26 %) и в соке клёна, берёзы, пальмы, плодов ряда растений. Сахароза — главная составная часть сахара.

Наиболее сложные углеводы — крахмал и целлюлоза — относятся к высокомолекулярным соединениям — полимерам. Молекулярная формула *крахмала* $(C_6H_{10}O_5)_n$, где число n достигает нескольких тысяч. Крахмал — природный полимер. Если к каждому элементарному звену молекулы крахмала $C_6H_{10}O_5$ мысленно прибавить по молекуле воды, то получится множество молекул глюкозы. Такие реакции *гидролиза крахмала* практически осуществимы.

См. § 54

Крахмал главным образом содержится в зёрнах, плодах и корнеплодах. В клубнях картофеля в зависимости от сорта может содержаться от 20 до 30 % крахмала, а в зёрнах пшеницы, ржи и других зерновых — 70—80 % крахмала.

Крахмал образуется в растениях в процессе фотосинтеза, причём сначала образуется глюкоза, а из неё крахмал:



Больше всего крахмала получают из картофеля. Для этого картофель хорошо моют, растирают, полученную массу промывают, промывным водам дают отстояться, осевший на дно крахмал высушивают и получают *картофельную муку*. Крахмал используют в пищевой, текстильной, бумажной и фармацевтической промышленности. Из него получают сиропы, техническую глюкозу, этанол, декстрин, применяемый при ситцепечатании и для производства клея.

Целлюлоза (от лат. *cellula* — клетка), или *клетчатка*, — главная составная часть оболочек растительных клеток. В древесине содержится примерно 50 % целлюлозы, хлопок — это почти чистая целлюлоза. Целлюлоза, как и крахмал, — природный полимер. Молекулярная формула целлюлозы такая же, как у крахмала — $(C_6H_{10}O_5)_n$, только у целлюлозы степень полимеризации n больше, чем у крахмала. Целлюлоза — важнейшее сырьё для производства бумаги, метанола, этанола, каучука, уксусной кислоты, искусственного шёлка и др.

Углеводы: глюкоза, сахароза, крахмал, целлюлоза



Подумай, ответь, выполни...

1. Как глюкоза образуется в природе?
2. В каких растениях содержится сахароза?
3. Охарактеризуйте строение молекул крахмала и глюкозы. Где используют эти вещества?



Используя электронное приложение (§ 57), ознакомьтесь с фотоизображениями и выполните тесты.

Личный результат

Я знаю, как в природе образуются глюкоза и крахмал.

Я могу привести примеры веществ, относящихся к классу углеводов.

- **Что такое полимер? мономер?**
- **Вспомните из курса биологии, какие функции выполняют белки в организме человека.**

Аминокислоты — бесцветные кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде. Многие из них обладают сладким вкусом. Их температуры плавления выше 22 °С. Аминокислоты — момеры, из которых состоят полимерные белковые молекулы.

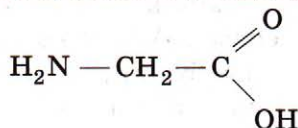
Молекулярные формулы аминокислот можно вывести из молекулярных формул карбоновых кислот, если в углеводородной части их молекулы хотя бы один атом водорода заменить на аминогруппу $-\text{NH}_2$.



Важная информация

Молекулы аминокислот содержат карбоксильную группу ($-\text{COOH}$) и аминогруппу ($-\text{NH}_2$).

Например, аминокислота (глицин) имеет такое строение:



Аминокислоты можно получать при расщеплении белков или из карбоновых кислот, вводя в их молекулы аминогруппы.

Часть аминокислот животные сами синтезировать не могут и получают их только с пищей. Такими *незаменимыми аминокислотами* являются, например, валин, лейцин, изолейцин, метионин и др.

Аминокислоты играют очень важную роль в производстве синтетических волокон капрона и лавсана.

Белки. Молекулы белков образуются при соединении остатков разных аминокислот в различных комбинациях. Таким образом, молекулы белков имеют полимерное строение. Относительная молекулярная масса некоторых белков составляет 300 000 и более.

При *гидролизе белков* выделено более 20 аминокислот. В результате соединения аминокислот в различной последовательности возможно образование $2,4 \cdot 10^{18}$ молекул различных белков. Разнообразие белковых веществ увеличивает ещё и то, что часто в их состав входят сера, фосфор, железо, магний и другие элементы. Каждому виду живых существ и даже каждому индивиду присущи свои белки.

Белки входят в состав всех клеток организма человека. Функции белков разнообразны: из одних белков образуются мышечные ткани, из других — покровные, из третьих — опорные и т. д. Сложный белок гемоглобин снабжает клетки кислородом. Специальные белки — интерфероны — защищают организм от инфекций.

К белкам относятся также ферменты и некоторые гормоны. *Ферменты* можно рассматривать как катализаторы биохимических процессов (см. § 3). *Гормоны* влияют на деятельность определённых органов или систем органов и регулируют процессы обмена веществ.

Многие вещества белковой природы (гормоны, ферменты и др.) получают биотехнологическими методами, используя микроорганизмы как своеобразные фабрики.

Данилевский Александр Яковлевич (1838—1923). Один из основоположников отечественной биохимии. В 1888 г. предложил теорию строения белковой молекулы. Доказал, что действие сока поджелудочной железы на белки представляет собой гидролиз.

Аминокислоты. Белки. Гормоны



Подумай, ответь, выполни...

1. Охарактеризуйте строение молекул аминокислот и белков.
2. Охарактеризуйте роль белков в организме.
3. Что называют ферментами и что — гормонами?
4. На основании всего известного вам материала по органической химии составьте таблицу по следующему образцу:

Класс соединений	Типичный представитель	Область применения

5. Почему можно утверждать, что углерод — основа жизни на Земле?



Используя электронное приложение (§ 58), выполните тесты.

Личный результат

Я знаю, какое строение имеют молекулы аминокислот и белков.

Я могу объяснить, какую роль играют белки в организме человека.

Единственный путь, ведущий к знаниям, — это деятельность.

Бернард Шоу

Любая наука, и химия в том числе, занимается поиском ответов на вопросы, касающиеся нашего мира. *Научные проекты* — это инструменты, с помощью которых можно найти решение той или иной проблемы. Поскольку проблем в окружающем нас мире предостаточно, с выбором темы исследования у вас затруднений не возникнет. Независимо от того, какую проблему вы выберете для решения, проведённые исследования обогатят ваши представления о химии, научат вас планировать свою работу, самостоятельно принимать решения и работать в коллективе.

Если ваш проект носит экспериментальный характер, при планировании и осуществлении собственного эксперимента используйте навыки, полученные на уроках. Если вы предпочитаете теоретическую работу, она будет основываться на анализе информации по теме исследования. В любом случае прежде всего определите *цель исследования*, т. е. проблему или вопрос, решение которого вы ищете. Предположите, каким может оказаться ответ на поставленный вопрос, т. е. сформулируйте *гипотезу*.

Проверяя свою гипотезу экспериментально, не забывайте о правилах техники безопасности! Желательно, чтобы экспериментальная часть вашей работы проводилась под наблюдением взрослых.

Сделайте вывод, подтверждают ли вашу гипотезу полученные результаты. Обоснуйте также результаты эксперимента, противоречащие гипотезе.

Итак, для того чтобы найти решение поставленной проблемы, работу лучше осуществлять в несколько этапов:

- сформулировать цель исследования;
- продумать возможные варианты и методы исследования (составить список всех необходимых материалов и реактивов и дать пошаговое описание эксперимента);
- изучить возможную информацию по теме исследования (книги, газеты, журналы, интернет-ресурсы);
- распределить обязанности (при работе в группе);
- провести исследование;

- проанализировать полученные результаты (причины получения именно таких результатов, их соответствие ожидаемым и т. д.) и сделать заключение, в котором вы должны ответить на поставленный вопрос;
- подготовить письменный текст работы (не больше 15 страниц) и её презентацию (она должна длиться не более 15 мин).

В выборе темы исследования и его осуществлении вам поможет учитель. Тема проекта должна перекликаться с тем материалом, который вы изучали в школе. Например, вы можете вырастить кристаллы какого-либо вещества и определить влияние температуры, скорости испарения и чистоты раствора на формирование кристалла. Можно самостоятельно приготовить индикаторы из экстрактов различных растений (краснокочанной капусты, свёклы, черники, винограда и др.) и изучить, как изменяется их окраска в кислой или щелочной среде. Можно провести хроматографическое исследование, определить среди веществ электролиты и неэлектролиты и т. д.

Если ваш проект основывается на анализе данных по той или иной проблеме, интересно будет попытаться рассмотреть вопросы, на которые наука пока не может дать однозначных ответов. Например, можно проанализировать роль парникового эффекта в глобальном потеплении или влияние деятельности человека на существование и размеры озоновых дыр.

Не беритесь за проект, осуществление которого потребует сложного оборудования и дорогих реактивов, — интересные результаты можно получить и с помощью того, что находится под рукой.

Желаем успеха!

2. Определение ионов

Определяемый ион	Реактив	Результат реакции
H^+	Индикаторы	Изменение окраски
Ag^+	Cl^-	Белый осадок
Cu^{2+}	OH^- S^{2-}	Синий осадок Чёрный осадок Окрашивание пламени в сине-зелёный цвет
Fe^{2+}	OH^-	Зеленоватый осадок, который с течением времени буреет
Fe^{3+}	OH^-	Осадок бурого цвета
Zn^{2+}	OH^- S^{2-}	Белый осадок, при избытке OH^- растворяется Белый осадок
Al^{3+}	OH^-	Белый желеобразный осадок, при избытке OH^- растворяется
NH_4^+	OH^-	Запах аммиака
Ba^{2+}	SO_4^{2-}	Белый осадок Окрашивание пламени в жёлто-зелёный цвет
Ca^{2+}	CO_3^{2-}	Белый осадок Окрашивание пламени в кирпично-красный цвет
Na^+		Окрашивание пламени в жёлтый цвет
K^+		Окрашивание пламени в фиолетовый цвет (через кобальтовое стекло)
Cl^-	Ag^+ H_2SO_4^*	Белый осадок Выделение бесцветного газа с резким запахом (HCl)

Определяемый ион	Реактив	Результат реакции
Br^-	Ag^+ H_2SO_4^*	Желтоватый осадок Выделение SO_2 и Br_2 (бурый цвет)
I^-	Ag^+ H_2SO_4^*	Жёлтый осадок Выделение H_2S и I_2 (фиолетовый цвет)
SO_3^{2-}	H^+	Выделение SO_2 — газа с резким запахом, обесцвечивающего раствор фуксина и фиолетовых чернил
CO_3^{2-}	H^+	Выделение газа без запаха, вызывающего помутнение известковой воды
CH_3COO^-	H_2SO_4	Появление запаха уксусной кислоты
NO_3^-	H_2SO_4 (конц.) и Cu	Выделение бурого газа
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	Белый осадок
PO_4^{3-}	Ag^+	Жёлтый осадок
OH^-	Индикаторы	Изменение окраски индикаторов

* При определении галогенид-ионов с помощью серной кислоты используют твёрдую соль.

Предметный указатель

- Адсорбция 116
Азот 80
Азотная кислота 92
Активированный уголь 116
Акцептор электронов 26
Алканы (предельные углеводороды) 181
Алкены 184
Алкины 185
Аллотропные модификации 62
Алмаз 112
Алюминий 164
Алюминотермия 143
Амальгама алюминия 165
Аминокислоты 198
Амины 189
Аммиак 83
Аммиачная вода 83
Ацетилен (этин) 185
- Белки 198
Бромная вода 45
- Возгонка (сублимация) 45
- Десорбция 116
Донор электронов 26
Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи 26, 84
Дюралюмины 166
- Газификация топлива 119
Газогенератор 119
Галогеноводороды 54
Галогены 43
Гашёная известь 159
Генераторный газ 119
Гидратированные ионы 21
Гидрокарбонаты 124
Гидроксид алюминия 169
Гидроксид железа(II) 174
Гидроксид железа(III) 174
Гидроксид натрия (едкий натр) 154
Гидроксид калия (едкое кали) 154
Гидроксид кальция (гашёная известь) 159
Гидролиз 38
Гидросульфаты 76
Гидросульфиды 69
Гидросульфиты 72
Гипс 160
Глицерин 191
Гомологи 182
Гомологический ряд 182
Графен 113
Графит 112
- Железная окалина 174
- Железо 171
Жёсткость воды 161
Жидкие стёкла 135
Жиры 194
- Закон сохранения и превращения энергии 11
- Известковая вода 159
Известковое молоко 159
Ингибитор 13
Интерметаллические соединения 149
Иодная вода 45
Ион аммония 83
Ион гидроксония 26
- Кальцинированная сода 124
Карбиды 115
Карбин 112
Карбонаты 124
Карбоновые кислоты 189, 192
Карборунд 131
Катализатор 13
Качественная реакция 36
● на ионы аммония 90
● на ионы железа(II) 175
● на ионы железа(III) 175
● на карбонат-ионы 125
● на нитрат-ионы 98
● на сульфат-ионы 76
● на сульфид-ионы 69
● на сульфит-ионы 72
● на углекислый газ
● на фосфат-ионы 107
● на хлорид-ионы 57
Кварц 132
Кислород 61
Кислотные дожди 72
Кислоты 27
Конденсация 46
Кремнезём 131
Кремниевая кислота 135
Кремний 111
Кристаллическая сода 124
Кристаллогидраты 25
Круговорот азота в природе 100
Круговорот углерода в природе 126
- Лёгкие металлы 140
- Макромолекулы 187
Металлическая кристаллическая решётка 139
Металлическая связь 139
Метан 181
Метанол 189

Метод электронного баланса 5
Минеральные удобрения 98
Мономеры 187
Муравьиная кислота 192

Нашатырный спирт 83
Непредельные углеводороды 184
Несолеобразующие оксиды 81
Нитраты 97
Нитриды металлов 82

Озон 62
Оксид алюминия 168
Оксид железа(II) 174
Оксид железа(III) 174
Оксид кальция (негашёная известь) 159
Оксид кремния(IV) 132
Оксид серы(IV) (сернистый газ) 71
Оксид серы(VI) (серный ангидрид) 74
Оксид углерода(II) 118
Оксид углерода(IV) 121
Оксид фосфора(V) 103, 106
Олеум 74
Основания 28

Парниковый эффект 128
Пероксиды 152
Питьевая вода 124
Полимеры 187
Принцип смещения равновесия (принцип Ле Шателье) 18
Производные углеводов

Реактив 36

Селитры 97
Сера 61—67
Сероводород 68
Сероводородная кислота 69
Серная кислота 74
Сернистая кислота 71, 72
Скорость химической реакции 13
Сидерит 171
Силикаты 135
Силумены 166
Синтез-газ 120
Сложные эфиры 193
Соли 28
Соли аммония 89
Соляная кислота 50, 54
Сорбция 116
Спирты 189
Сплавы 149
Сталь 150
Степень электролитической диссоциации 31
Стекло 136
Степень полимеризации 187
Сублимация (возгонка) 45
Сульфаты 76
Сульфиды 69

Сульфиты 72
«Сухой лёд» 121

Твёрдые растворы 149
Тепловой эффект реакции 10
Термитная сварка 166
Термохимические уравнения реакций 10
Тяжёлые металлы 140

Углеводороды 115, 179, 181
Углеводы 196
Углерод 111
Угольная кислота 124
Уксусная кислота 192

Ферменты 13, 199
Флотация 65
Фосфин 104
Фосфиды металлов 104
Фосфор 80, 102
Фосфорная кислота 106
Фуллерены 113

Химические реакции
• гидратации 190
• ионного обмена 33
• каталитические 13
• обратимые 17
• окислительно-восстановительные 5
• полимеризации 185
• присоединения 184, 186
• цепные 54
• эндотермические 9
• экзотермические 9
Химическое равновесие 17
Хлор 49
Хлорная вода 45
Хлорная известь 160
Хлорноватистая кислота 51, 160
Хлороводород 54

Цемент 137
Цементит 149

Чугун 150

Щелочноземельные металлы 156
Щелочные металлы 151

Электролиз 46, 142
Электролиты 22
Электролитическая диссоциация 22
Электрохимический ряд напряжений металлов (ряд активности металлов) 144
Элементарное звено полимера 187
Энергия ионизации 145
Этан 180
Этанол 189
Этилен (этен) 184
Этиленгликоль 190

Ответы на расчётные задачи

- § 2. **3.** ~1080 кДж. **4.** 1000 г.
§ 3. **4.** 0,1 моль/с
§ 6. **4.** 480 г CuS.
§ 7. **3.** 2 моль KOH.
§ 9. **6.** 0,61 г Cu(OH)₂.
§ 10. **3.** 466,4 г Na₂CO₃(техн.).
§ 13. **5.** 16 л HCl, осталось 4 л H₂. **6.** 0,5 моль, 35,5 г, 11,2 л Cl₂.
§ 14. **3.** 96 % H₂; 4 % Cl₂.
§ 15. **3.** 20 % HCl. **4.** ~82 % HCl.
§ 17. **4.** P₂S₅.
§ 18. **3.** 10,4 кДж.
§ 19. **4.** 21,6 г CuS.
§ 20. **4.** 509,1 л H₂S.
§ 21. **5.** 122,5 г раствора H₂SO₄.
§ 23. **3.** 0,54 г KNO₃.
§ 26. **4.** 4,48 л NH₃; 3,4 г NH₃. **5.** 1,4 м³ NH₃; 1,06 т NH₃.
§ 27. **7.** 8889 м³ NH₃.
§ 28. **3.** 31,5 %.
§ 29. **3.** 3,15 %. **4.** 1,8 кг раствора HNO₃.
§ 30. **3.** 15,68 т H₃PO₄. **4.** 38,75 кг Ca₃(PO₄)₂.
§ 32. **7.** 154 г раствора HCl.
§ 34. **3.** 12 000 м³ CO₂. **4.** 0,27, или 27 %.
§ 35. **6***. 16,4 % NaHCO₃, 83,6 % Na₂CO₃.
§ 38. **4.** 3,6 кг SiO₂.
§ 39. **5.** 50,4 % Zn, 49,6 % Cu. **6.** 1,84 л, или 0,16 г, H₂.
§ 41. **3.** 49,5 % Al, 50,5 % Cu.
§ 42. **3.** 215,71 г SnO₂, 381,01 г PbO₂.
§ 43. **4.** 160 г раствора NaOH. **5.** 2,5 %. **6.** 75,43 г KHCO₃.
§ 44. **4.** 20 %. **5.** 40, Ca.
§ 45. **5.** 1,48 г Ca(OH)₂; 0,07 %.
§ 46. **7.** 9 г Al. **8.** 18 % Al, 82 % Cu.
§ 47. **5.** 12 мл раствора NaOH.
§ 49. **3.** 0,36 моль. **4.** 82,86 %.
§ 52. **4.** 56,4 л O₂; 282 л воздуха.
§ 53. **4.** 2294 г. **5.** 44,8 л.
§ 55. **3.** 37,4 л.
§ 56. **5.** 90 г; 1,5 моль. **6.** 8,6 г.

Полезные ссылки

1. www.elementy.ru
2. www.fcior.edu.ru
3. www.xumuk.ru

ОГЛАВЛЕНИЕ

ГЛАВА I. Классификация химических реакций

§ 1. Окислительно-восстановительные реакции	4
§ 2. Тепловые эффекты химических реакций	9
§ 3. Скорость химических реакций	12
§ 4. Практическая работа 1. Изучение влияния условий проведения химической реакции на её скорость	16
§ 5. Обратимые реакции. Понятие о химическом равновесии ...	17

ГЛАВА II. Химические реакции в водных растворах

§ 6. Сушность процесса электролитической диссоциации	20
§ 7. Диссоциация кислот, оснований и солей	26
§ 8. Слабые и сильные электролиты. Степень диссоциации	30
§ 9. Реакции ионного обмена	33
§ 10. Гидролиз солей	38
§ 11. Практическая работа 2. Решение экспериментальных задач по теме «Свойства кислот, оснований и солей как электролитов»	41

ГЛАВА III. Галогены

§ 12. Характеристика галогенов	43
§ 13. Хлор	49
§ 14. Хлороводород: получение и свойства	54
§ 15. Соляная кислота и её соли	56
§ 16. Практическая работа 3. Получение соляной кислоты и изучение её свойств	59

ГЛАВА IV. Кислород и сера

§ 17. Характеристика кислорода и серы	61
§ 18. Свойства и применение серы	65
§ 19. Сероводород. Сульфиды	68
§ 20. Оксид серы(IV). Сернистая кислота	71
§ 21. Оксид серы(VI). Серная кислота	74
§ 22. Практическая работа 4. Решение экспериментальных задач по теме «Кислород и сера»	79

ГЛАВА V. Азот и фосфор

§ 23. Характеристика азота и фосфора. Физические и химические свойства азота	80
§ 24. Аммиак	83
§ 25. Практическая работа 5. Получение аммиака и изучение его свойств	87
§ 26. Соли аммония	89
§ 27. Азотная кислота	92
§ 28. Соли азотной кислоты	97

§ 29. Фосфор	102
§ 30. Оксид фосфора(V). Фосфорная кислота и её соли	106

ГЛАВА VI. Углерод и кремний

§ 31. Характеристика углерода и кремния. Аллотропия углерода	111
§ 32. Химические свойства углерода. Адсорбция	115
§ 33. Оксид углерода(II) — угарный газ	118
§ 34. Оксид углерода(IV) — углекислый газ	121
§ 35. Угольная кислота и её соли. Круговорот углерода в природе	124
§ 36. Практическая работа 6. Получение оксида углерода(IV) и изучение его свойств. Распознавание карбонатов	130
§ 37. Кремний. Оксид кремния(IV)	131
§ 38. Кремниевая кислота и её соли. Стекло. Цемент	135

ГЛАВА VII. Металлы

§ 39. Характеристика металлов	138
§ 40. Нахождение металлов в природе и общие способы их получения	142
§ 41. Химические свойства металлов. Электрохимический ряд напряжений металлов	144
§ 42. Сплавы	149
§ 43. Щелочные металлы	151
§ 44. Магний. Щелочноземельные металлы	156
§ 45. Важнейшие соединения кальция. Жёсткость воды	159
§ 46. Алюминий	164
§ 47. Важнейшие соединения алюминия	168
§ 48. Железо	171
§ 49. Соединения железа	174
§ 50. Практическая работа 7. Решение экспериментальных задач по теме «Металлы»	177

ГЛАВА VIII. Первоначальные представления об органических веществах

§ 51. Органическая химия	178
§ 52. Предельные (насыщенные) углеводороды	181
§ 53. Непредельные (ненасыщенные) углеводороды	184
§ 54. Полимеры	187
§ 55. Производные углеводородов. Спирты	189
§ 56. Карбоновые кислоты. Сложные эфиры. Жиры	192
§ 57. Углеводы	196
§ 58. Аминокислоты. Белки	198

<i>Приложения.</i> 1. Как работать над проектом	200
2. Определение ионов	201

Предметный указатель	20
Ответы на расчётные задачи	20
Полезные ссылки	

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ

Катион Анион	H ⁺	NH ₄ ⁺	Na ⁺	K ⁺	Be ²⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺	Al ³⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Zn ²⁺	Cd ²⁺	Hg ²⁺	Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺
OH ⁻	-	P	P	P	H	H	M	P	H	H	H	H	-	H	H	-	H	H	H	H	H	H
F ⁻	P	P	P	P	P	H	H	M	M	P	H	H	P	P	P	-	H	H	H	H	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	-	H	P	P	P	P	P	P	P	P	P
S ²⁻	P	-	P	P	-	-	H	P	-	H	H	H	H	H	H	H	-	H	H	H	-	H
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	-	-	H	H	H	M	H	H	-	H	H	H	-	H
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	P	M	H	P	P	H	P	M	P	P	P	P	P	P	P	P	P
PO ₄ ³⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	-	-	H	H	-	-	H	-	H	H	H	-	-	H	H	H	-	H
SiO ₃ ²⁻	H	-	P	P	-	-	H	H	-	-	H	-	H	H	H	-	-	H	H	H	-	H
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P

P – растворимые
(больше 1 г в 100 г воды);

M – малорастворимые
(от 0,1 до 1 г в 100 г воды);

H – нерастворимые
(меньше 0,1 г в 100 г воды);

- – разлагаются водой
или не существуют



**Учебно-методический комплект по химии
для 9 класса включает:**

- **Г. Е. Рудзитис, Ф. Г. Фельдман.**
Химия. 9 класс. Учебник
- Н. И. Габрусева. Химия. Рабочая тетрадь.
9 класс
- Н. Н. Гара, Н. И. Габрусева. Химия.
Задачник с «помощником». 8—9 классы
- Н. Н. Гара. Химия. Уроки в 9 классе
(пособие для учителя)
- А. М. Радецкий. Химия. Дидактический
материал. 8—9 классы
- Н. Н. Гара. Химия. Рабочие программы.
8—9 классы (пособие для учителя)
- Видеодемонстрации



Дополнительные материалы к учебнику
размещены в электронном каталоге
издательства «Просвещение»
на интернет-ресурсе www.prosv.ru

ISBN 978-5-09-037905-2



9 785090 379052



ed25f5f9b-8102-11e4-9b91-0050569c7e18


ПРОСВЕЩЕНИЕ
ИЗДАТЕЛЬСТВО