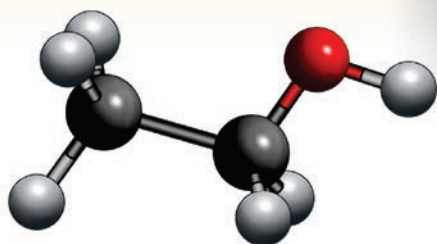
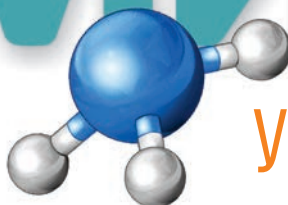


9



ХИМИЯ



УЧЕБНИК



AZƏRBAYCAN RESPUBLİKASININ DÖVLƏT HİMNİ

Musiqisi *Üzeyir Hacıbəylinin*,
sözləri *Əhməd Cavadındır*.

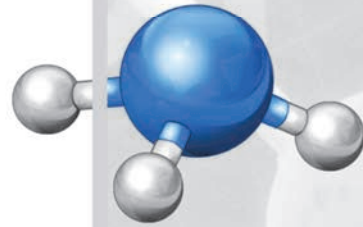
Azərbaycan! Azərbaycan!
Ey qəhrəman övladın şanlı Vətəni!
Səndən ötrü can verməyə cümlə hazırız!
Səndən ötrü qan tökməyə cümlə qadiriz!
Üçrəngli bayrağınla məsud yaşa!
Minlərlə can qurban oldu!
Sinən hər bə meydan oldu!
Hüququndan keçən əsgər
Hərə bir qəhrəman oldu!

Sən olasan gülüstan,
Sənə hər an can qurban!
Sənə min bir məhəbbət
Sinəmdə tutmuş məkan!

Namusunu hifz etməyə,
Bayrağını yüksəltməyə
Cümlə gənclər müştaqdır!
Şanlı Vətən! Şanlı Vətən!
Azərbaycan! Azərbaycan!



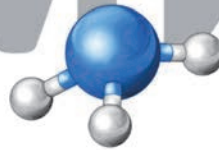
ГЕЙДАР АЛИЕВ
ОБЩЕНАЦИОНАЛЬНЫЙ ЛИДЕР
АЗЕРБАЙДЖАНСКОГО НАРОДА



9

ИЛЬТИФАТ ЛЯТИФОВ, ШУКЮР МУСТАФА

ХИМИЯ



УЧЕБНИК

по предмету Химия для 9-го класса общеобразовательных школ

Замечания и предложения, связанные с этим изданием,
просим отправлять на электронные адреса:

bn@bakineshr.az и derslik@edu.gov.az

Заранее благодарим за сотрудничество!

В

А

К

І



Н

Ә

Ş

Р

9

ХИМИЯ

С о д е р ж а н и е

Знакомьтесь с учебником!7

I. МЕТАЛЛЫ

Глава 1. Общая характеристика металлов

1. Обзор металлов; нахождение в природе и общие способы их получения.	
Сплавы металлов	8
2. Общие физические и химические свойства металлов.	
Электрохимический ряд напряжения металлов	13
3. Коррозия металлов. Защита от коррозии	18
Обобщающие задания	22

Глава 2. Металлы главных подгрупп

4. Элементы подгруппы лития. Натрий, калий и их соединения	23
5. Элементы подгруппы бериллия. Кальций	27
6. Важнейшие соединения кальция, получаемые в промышленности.	
Жесткость воды и способы ее устранения	30
7. Элементы подгруппы бора. Алюминий и его соединения	34
Обобщающие задания.....	39

Глава 3. Металлы побочных подгрупп

8. Краткий обзор металлов побочных подгрупп. Железо. Оксиды и гидроксиды железа	40
9. Производство чугуна и стали	44
10. Медь, цинк и хром	48
11. Практическая работа – 1. Свойства металлов и их соединений	54
Обобщающие задания.....	55

II. НЕМЕТАЛЛЫ

12. Общая характеристика неметаллов.....	56
--	----

Глава 4. Элементы подгруппы фтора

13. Общая характеристика элементов подгруппы фтора.....	60
14. Хлор.....	62
15. Хлороводород и соляная кислота.....	65
16. Сравнительная характеристика галогенов.....	68
Обобщающие задания.....	73

Глава 5. Элементы подгруппы кислорода

17. Общая характеристика элементов подгруппы кислорода.....	74
18. Сера.....	76
19. Сероводород.....	79
20. Диоксид серы. Сернистая кислота. Триоксид серы.....	81
21. Серная кислота.....	84
Обобщающие задания.....	88

Глава 6. Элементы подгруппы азота

22. Общая характеристика элементов подгруппы азота. Азот и его оксиды.....	89
23. Аммиак.....	93
24. Соли аммония.....	96
25. Азотная кислота.....	98
26. Соли азотной кислоты. Круговорот азота в природе.....	103
27. Фосфор.....	106
28. Пентаоксид дифосфора и ортофосфорная кислота.....	109
29. Практическая работа – 2. Свойства неметаллов и их соединений.....	113
30. Минеральные удобрения и их классификация. Азотные удобрения.....	114
31. Фосфорные и калийные удобрения.....	117
Обобщающие задания.....	120

Глава 7. Элементы подгруппы углерода

32. Общая характеристика элементов подгруппы углерода. Углерод.....	121
33. Оксиды углерода.....	125
34. Угольная кислота и ее соли. Круговорот углерода в природе.....	128
35. Кремний.....	132
36. Диоксид кремния и метакремниевая кислота.....	134
37. Природные соединения кремния и их применение в технике.....	138
Обобщающие задания.....	142

III. ВВЕДЕНИЕ В ОРГАНИЧЕСКУЮ ХИМИЮ

ЗНАКОМСТВО С ПРОСТЕЙШИМИ ОРГАНИЧЕСКИМИ СОЕДИНЕНИЯМИ

38. Что изучает органическая химия?	143
39. Теория химического строения органических соединений. Классификация органических соединений.....	147

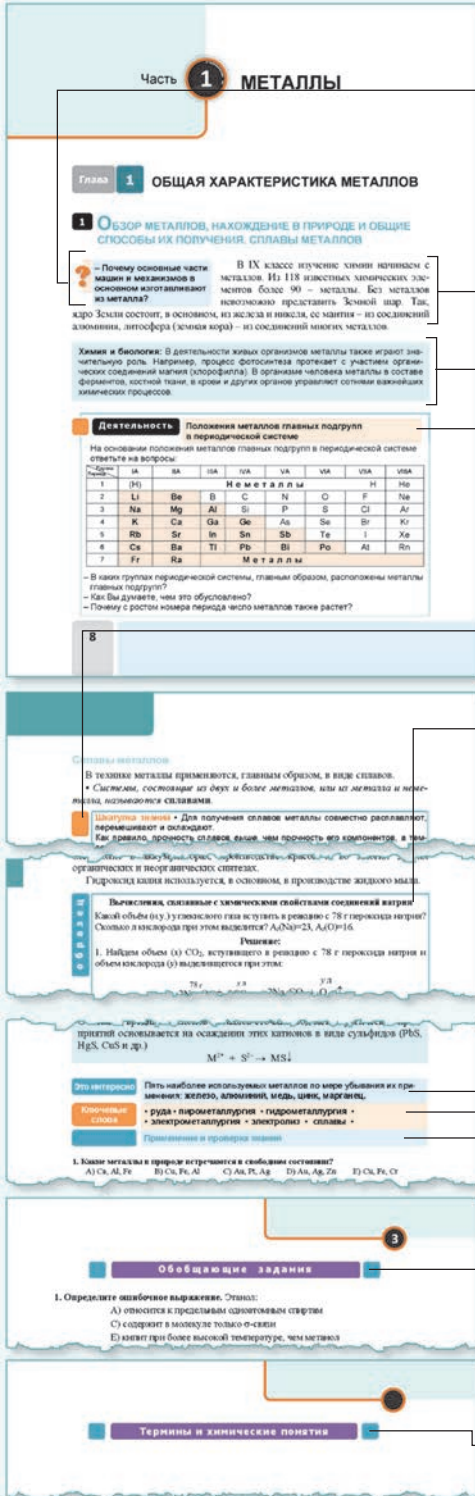
Глава 8. Углеводороды

40. Предельные углеводороды (алканы). Метан.....	151
41. Непредельные углеводороды. Углеводороды этиленового ряда (алкены). Этилен	154
42. Алкины и диеновые углеводороды. Ацетилен.....	158
43. Циклические углеводороды – циклопарафины и ароматические углеводороды	162
44. Природные источники углеводородов и их переработка	165
Обобщающие задания	168

Глава 9. Кислородсодержащие и азотсодержащие производные углеводородов

45. Предельные спирты. Этанол, этиленгликоль и глицерин.....	169
46. Предельные альдегиды. Уксусный альдегид	173
47. Карбоновые кислоты. Уксусная кислота и высшие карбоновые кислоты	176
48. Сложные эфиры. Жиры. Мыло и другие моющие средства	179
49. Углеводы	182
50. Белки.....	186
51. Высокомолекулярные соединения – полимеры	190
52. Практическая работа – 3. Свойства органических соединений	194
Обобщающие задания	195
Термины и химические понятия	197
Приложения	201

ЗНАКОМЬТЕСЬ С УЧЕБНИКОМ!



Мотивация – вопросы, связанные с каждодневной жизнью и вызывающие интерес к теме урока.

Разъяснения – основные понятия, определения, правила и объяснения, составляющие содержание темы урока.

Интегративный блок – связь химии с другими предметами, главным образом, с биологией, физикой, математикой, географией и др.

Деятельность – опыты или теоретические задания, способствующие установлению взаимосвязи между ранее усвоенными знаниями и знаниями, излагаемыми в данной теме; побуждает к активной познавательной деятельности.

Шкатулка знаний – знания, способствующие более глубокому и широкому усвоению темы.

Образец – примеры решения задач или теоретических заданий, имеющих отношение к содержанию темы урока; в конце приводится задача или задание, которое выполняется самостоятельно.

Это интересно – информация, способствующая расширению химического кругозора и обогащающая знания.

Ключевые слова – важнейшие термины и понятия каждой темы.

Применение и проверка знаний – вопросы и задания, служащие для применения и закрепления усвоенного материала; выявляют слабые стороны в знаниях и способствуют развитию творческих способностей.

Обобщающие задания – вопросы и задания, предлагаемые в конце каждой главы, с целью обобщения изученного в данной главе учебного материала.

Термины и химические понятия – значения важнейших терминов и понятий, используемых в учебнике.

1 ОБЗОР МЕТАЛЛОВ; НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ И ОБЩИ СПОСОБЫ ИХ ПОЛУЧЕНИЯ. СПЛАВЫ МЕТАЛЛОВ



– Почему основные части машин и механизмов в основном изготавливают из металла?

В IX классе изучение химии начинаем с металлов. Из 118 известных химических элементов более 90 – металлы. Без металлов невозможно представить земной шар. Так, ядро

Земли состоит, в основном, из железа и никеля, ее мантия – из соединений алюминия, литосфера (земная кора) – из соединений многих металлов.

Химия и биология. В деятельности живых организмов металлы играют значительную роль. Например, процесс фотосинтеза протекает с участием магнийсодержащего соединения – *хлорофилла*. В организме человека металлы в составе ферментов, костной ткани, в крови и других органов управляют сотнями важнейших химических процессов.

Деятельность

Положение металлов главных подгрупп в Периодической системе

На основании положения металлов главных подгрупп в Периодической системе ответьте на вопросы:

Группа \ Период	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	
1	(H)	Не металлы						H	He
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Ra	Металлы						

- В каких группах Периодической системы, главным образом, расположены металлы главных подгрупп?
- Как вы думаете, чем это обусловлено?
- Почему с ростом номера периода число металлов в периоде также растёт?

Таким образом, в Периодической системе металлы расположены слева внизу от диагонали, проведенной от бериллия до астата (At): (т.е. металлами являются элементы главных подгрупп I–III групп (кроме H и B) и побочных подгрупп I–VIII групп, в том числе и *лантаноиды* и *актиноиды*, расположенные внизу короткого варианта Периодической системы).

На внешнем энергетическом уровне атомов металлов обычно располагаются от 1 до 3 электронов. Как правило, их атомы в каждом периоде имеют наибольший радиус и легко отдают валентные электроны. По этой причине металлы – сильные *восстановители* и в соединениях проявляют только положительные степени окисления.

Нахождение металлов в природе

На Земле среди металлов по массе наиболее распространен алюминий ($\approx 8\%$), далее – железо ($\approx 5\%$).

В природе металлы находятся в свободном состоянии и в виде соединений. *В свободном состоянии* (в виде слитков) обычно встречаются малоактивные металлы (Au, Pt, Ag, Cu). *В виде соединений* металлы встречаются в составе оксидов и солей:

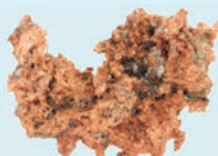
Соединения	Состав и название минерала	Состав и название минерала
Оксиды	$Al_2O_3 \cdot nH_2O$ – боксит	Fe_3O_4 – магнетит
Сульфиды	FeS_2 – пирит	HgS – киноварь
Карбонаты	$CaCO_3$ – кальцит	$FeCO_3$ – сидерит
Хлориды	$NaCl$ – галит	KCl – сильвин
Сульфаты	$CaSO_4 \cdot 2H_2O$ – природный гипс	$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ – глауберова соль

Это интересно

Наибольшая масса найденного до сих пор медного слитка составляет 420 т, слитка серебра – 13,5 т, а золота – 112 кг.



Слиток
золота



Слиток
меди



Слиток
серебра

Общие способы получения металлов

Из руд металлы получают путем *восстановления катионов металлов*:



Способ получения металлов определяется природой металла, его содержанием в руде и сопутствующими другими веществами руды. В промышленности металлы получают, главным образом, тремя способами – *пирометаллургическим*, *гидрометаллургическим* и *электрометаллургическим*.

1. Пирометаллургия – это совокупность процессов, протекающих при высоких температурах (700–2000°C) в результате которых металлы содержащиеся в руде получают путем их восстановления (в качестве восстановителя используют C, CO, H₂, активные металлы) (ур.: **1, 2, 3b**). Например, сульфиды и карбонаты металлов вначале превращают в оксиды (ур.: **3a**).

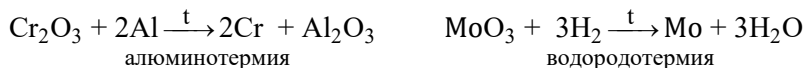


Углерод используют, если металл не образует карбид или образующийся карбид при температуре реакции разлагается. Например, цинк, медь, кадмий, олово, свинец и др. получают восстановлением их оксидов углеродом.

Шкатулка знаний • Чистота меди, полученной методом пирометаллургии (99%) не позволяет использовать ее в электротехнических целях, поскольку примеси ухудшают ее электропроводность и способность к обработке. Поэтому применяют электролитическое рафинирование меди, которое позволяет получить медь (*катодная медь*) особой чистоты (99,9%).

• Медь известна еще с глубокой древности. Человек стал получать медь раньше, чем железо, так как медьсодержащие руды чаще встречались на поверхности Земли и сам процесс извлечения меди из ее соединений протекает при относительно низкой температуре, чем железа.

Если, металл образует с углеродом устойчивый карбид, то его оксид восстанавливают водородом или активным металлом. При восстановлении активным металлом (Al, Mg, Na) процесс называют *металлотермией*, а при восстановлении водородом – *водородотермией*; например:



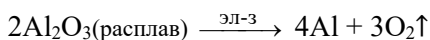
Этим методом получают марганец, хром, вольфрам, молибден, железо и др. металлы. Почти 100% мирового производства чугуна, стали, свинца, около 95% меди, свыше 60% цинка получают методами пирометаллургии.

2. В методе гидromеталлургии соединение металла переводится в раствор, из которого металл восстанавливается более активным металлом или электрическим током. Так получают золото, серебро, медь, цинк, вольфрам (W) и др.



Метод гидromеталлургии целесообразно использовать, когда содержание металла в руде низкое (менее 0,5%).

3. Электрометаллургия – получение металлов электролизом расплавов их соединений. Этим методом обычно получают активные металлы (Na, K, Al, Ca и др.); например:



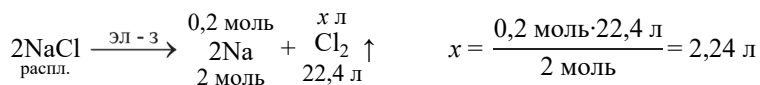
Металлургия является одним из самых грязных для природы производств, поэтому в мире уделяется большое внимание проблеме создания безотходных технологий.

Вычисления на основе уравнений электролиза

Сколько л (н.у.) хлора выделится на аноде, если при электролизе расплава хлорида натрия на катоде выделилось 0,2 моль металла. $A_r(\text{Na}) = 23$.

Решение:

Из уравнения электролиза расплава хлорида натрия вычислим объем хлора:



Задача. Вычислите относительную атомную массу металла, зная, что при электролизе расплава его соли состава MCl на катоде выделился 2,3 г металла, а на аноде – 1,12 л (н.у.) хлора.

Шкатулка знаний • Область промышленности, которая занимается получением металлов и сплавов, называется **металлургией**.

В металлургии металлы получают из **руд**. **Руды** – природные соединения, пригодные для промышленного получения металлов.

В большинстве руд содержание металла очень мало (напр., 0,6%). Поэтому руды вначале перерабатывают, удаляя пустые породы, их **обогащают**, т.е. превращают в **концентрат**.

В разработке отечественных месторождений руд большой вклад был внесен азербайджанским ученым **Габидулло Шахтахтинским** и его научной школой.



Сплавы металлов

Сплавы, как и металлы, хорошо проводят электричество и тепло, обладают особым блеском и пластичностью. Однако, в отличие от металлов, они имеют ряд преимуществ: более устойчивы к коррозии, высокой температуре и трению. По этой причине, в технике металлы применяются, главным образом, в виде сплавов.

• *Однородные системы, состоящие из двух и более металлов, или из металла и неметалла, называются **сплавами**.*

Для получения сплавов, металлы совместно расплавляют, перемешивают и охлаждают. Как правило, прочность сплавов *выше*, чем прочность его компонентов, а температура плавления, блеск и электропроводность *меньше*.

Классификация. В технике сплавы классифицируют по различным признакам: например, по *характерным свойствам*, – тугоплавкие (нихром) и легкоплавкие (бронза, латунь, припой), нержавеющие (хромированная сталь); по *металлу, составляющему его основу* – черные (чугун, сталь), цветные [бронза

– Cu+Sn(>20%) или Al(>11%), Be(≈2%) и др.), латунь – Cu+Zn(5–50%), мельхиор], легкие (дюралюминий (Al, Mg, Cu), электрон); по числу компонентов сплава (двойные, тройные и др.).

При введении в состав сплавов некоторых металлов и неметаллов, получают сплавы с полезными свойствами (такой процесс называют *легированием*). Например, хром **Cr** придает сплаву твердость и коррозионную устойчивость, кремний **Si** – устойчивость к воздействию кислот, вольфрам **W** – твердость и жаростойкость, титан **Ti** – жаростойкость, коррозионную стойкость и механическую прочность.

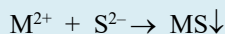
Внизу приведены изделия из бронзы (1,2), латуни (3, 4, 5) и мельхиора (6) :



Шкатулка знаний • В области синтеза сплавов, изучения их состава и свойств важный вклад в химическую науку внесли азербайджанские ученые – **Алигусейн Гулиев, Паша Рустамов** и их научные школы.

Химия и окружающая среда. В состав металлургических шлаков входят такие металлы, как кальций, магний, железо, марганец, медь, никель, кобальт, свинец, кадмий и др. Отделение этих металлов из шлаков основывается на их восстановлении из расплавленного шлака углем, в присутствии известняка.

Очистка от вредных катионов металлов сточных вод металлургических предприятий основывается на осаждении этих катионов в виде сульфидов (PbS, HgS, CuS и др.):



Это интересно

Пять наиболее используемых металлов по мере убывания их применения: **железо, алюминий, медь, цинк, марганец.**

Ключевые слова

• руда • пирометаллургия • гидрометаллургия •
• электрометаллургия • электролиз • сплавы •

Применение и проверка знаний

- Какие металлы в природе встречаются в свободном состоянии?
A) Ca, Al, Fe B) Cu, Fe, Al C) Au, Pt, Ag D) Au, Ag, Zn E) Cu, Fe, Cr
- Какая схема отражает гидрометаллургический способ получения металла?
A) $\text{WO}_3 + \text{H}_2 \xrightarrow{t}$ B) $\text{ZnO} + \text{C} \xrightarrow{t}$
C) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Al} \xrightarrow{t}$ D) $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} \xrightarrow{t}$ E) $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{распл.}) \xrightarrow{\text{эл-з}}$
- Какие соединения металлов называют рудами? Приведите несколько примеров руд.
- Какие основные восстановители используют в каждом из методов получения металлов?
- Почему методом гидрометаллургии не получают щелочные и щелочноземельные металлы?
- Перечислите 3–4 металла, которые получают электрометаллургическим способом.
- Какой из методов получения металлов, приведенных в данной теме экологически более чистый? Ответ обоснуйте.
- Перечислите важнейшие сплавы меди.
- Сколько кг меди можно получить из 12 т обогащенной горной породы, содержащей 20% сульфида меди(I)? Практический выход меди составляет 80%.

2 ОБЩИЕ ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЯ МЕТАЛЛОВ



– Почему посуду для варки пищи изготавливают из металла?

К общим физическим свойствам металлов относятся следующие свойства:

- Металлический блеск;
- Высокая тепло- и электропроводность;
- Пластичность.

Деятельность

Общие физические свойства металлов

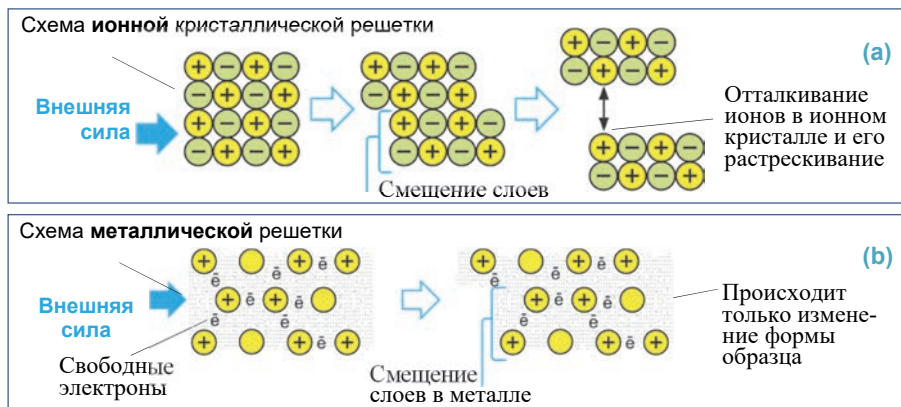
Рассмотрите последовательности изменения физических свойств металлов и ответьте на вопросы.

тепло- и электропроводность растет	пластичность возрастает
Hg Pb Fe Zn Mg Al Au Cu Ag	Cr ... Fe ... Ag Au

- Какой металл самый пластичный? На каких примерах вы можете это подтвердить?
- Электропроводность какого металла самая высокая?
- Почему же тогда электропровода изготавливают из меди и алюминия?
- Как вы думаете, почему высоковольтные электропровода изготавливают из алюминия, а не из меди?

Пластичность металлов – способность металлов под действием внешней силы изменять свою форму, не разрушаясь.

Шкатулка знаний • Чтобы понять явление пластичности, сравним смещение слоев под воздействием внешней силы в кристаллах с ионной и металлической решеткой. В кристалле с ионной решеткой, напр., хлорида натрия (а), при смещении слоев одноименно заряженные ионы располагаются друг против друга, в результате чего их взаимное отталкивание приводит к разрушению ионного кристалла:



Смещение слоев в кристаллах с ионной (а) и металлической (б) решетками

Во время же деформации металлического образца (б), хоть его слои также скользят относительно друг друга, однако их взаимное притяжение посредством свободных электронов сохраняется, в результате чего образец металла не разрушается.

Металлический блеск обусловлен сильным отражением лучей света свободными электронами металла. Наибольшим блеском обладают ртуть и серебро.

Высокая тепло- и электропроводность металлов обусловлена высокой подвижностью свободных электронов в их кристаллической решетке.

Это интересно

Из 1 г золота можно вытянуть нить длиной в 3 км. Из золота можно изготовить “золотую фольгу” толщиной 0,003 мм.



(с) Ртуть при комнатной температуре (20–25°C) находится в жидком состоянии

Металлы наряду общими физическими свойствами, имеют и ряд отличительных свойств; например, они значительно отличаются друг от друга по *плотности*, *твёрдости*, *температуре плавления*. Все металлы, кроме ртути ($t_{\text{плав.}} = -39^\circ\text{C}$) при обычных условиях ($\approx 20\text{--}25^\circ\text{C}$), находятся в твердом состоянии. Самый легкоплавкий металл – ртуть, самый тугоплавкий – вольфрам ($t_{\text{плав.}} = 3390^\circ\text{C}$). Металлы с температурой плавления выше 1000°C называются *тугоплавкими* (Au, Ag, Cu, Fe, Cr), ниже – *легкоплавкими* (Li, Na, Zn, Al, Ca).

По плотности самый легкий металл – литий ($\rho = 0,53 \text{ г/см}^3$), самый тяжелый – осмий Os ($\rho = 22,6 \text{ г/см}^3$). Металлы с плотностью более 5 г/см^3 называются *тяжелыми* (Zn, Fe, Cu, Hg, Ag, Pt), менее 5 г/см^3 – *легкими* (Li, Na, Mg, Al).

По твердости самый твердый металл – хром, самые мягкие – щелочные металлы; так, натрий и калий можно резать ножом.

В технике металлы подразделяют на *черные* и *цветные*. К черным относятся железо и его сплавы, остальные – цветные.

Au, Ag, Pt, Pd и др. относятся к *драгоценным* металлам.

Электрохимический ряд напряжения металлов

Для сравнения активности (восстановительных свойств) металлов в водных средах используют *электрохимический ряд напряжения металлов*.

Таблица 2.1. Электрохимический ряд напряжения металлов

Восстановительные свойства атомов ($M^0 - n\bar{e} \rightarrow M^{n+}$) возрастают \leftarrow															
Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Pb	H ₂	Cu	Hg	Ag	Au
Li ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ²⁺	Fe ²⁺	Pb ²⁺	H ⁺	Cu ²⁺	Hg ⁺	Ag ⁺	Au ³⁺
\rightarrow Окислительные свойства катионов ($M^{n+} + n\bar{e} \rightarrow M^0$) усиливаются															

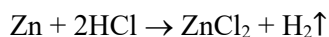
В этом ряду *слева направо* активность металлов в воде убывает, а окислительные свойства их катионов *возрастают*.

Это интересно

Этот ряд впервые был предложен русским ученым Н.Н.Бекетовым в 1865 году на основании изучения способности металлов вытеснять друг друга из растворов солей $M + M'A \rightarrow MA + M'$.

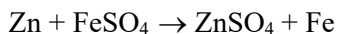
На основании электрохимического ряда напряжения можно сделать следующие выводы:

1. Чем левее расположен металл в этом ряду, тем он активнее, легче окисляется и проявляет сильные восстановительные свойства;
2. Чем правее расположен металл в этом ряду, тем он менее активен, труднее окисляется;
3. Металлы, расположенные левее водорода, из разбавленных кислот (кроме азотной) вытесняют водород. Металлы, расположенные правее водорода (Cu, Hg, Ag, Au), из разбавленных кислот водород не вытесняют:



Шкатулка знаний • Свинец, несмотря на то, что он расположен левее водорода, в соляной и разбавленной серной кислоте не растворяется, так как образующиеся в начале реакции нерастворимые PbCl₂ и PbSO₄, осаждаясь на поверхности свинца, препятствуют дальнейшему протеканию реакции.

4. Кроме щелочных и щелочноземельных металлов, каждый металл вытесняет из водных растворов солей другие металлы, расположенные правее него в ряду напряжения; например:



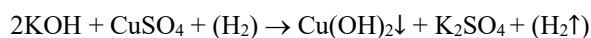
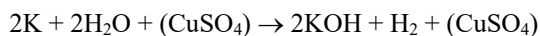
В обратном направлении эта реакция не протекает.

Щелочные и щелочноземельные металлы в ряду напряжения

Почему щелочные металлы не вытесняют из растворов солей другие металлы, расположенные правее их в ряду напряжения?

Ответ:

Щелочной металл, например, калий в растворе в первую же очередь реагирует с водой, образуя щелочь, которая, далее уже взаимодействует с солью:

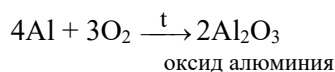


Задание. Составьте уравнения реакций, протекающих в системе $Ba + CuSO_4 \rightarrow$

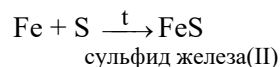
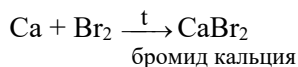
Химические свойства металлов

Химические свойства металлов определяются способностью их атомов легко отдавать свои валентные электроны, превращаясь при этом в положительно заряженные ионы: $M - ne^- \rightarrow M^{+n}$. Поэтому в химических реакциях атомы металлов (M) – всегда *восстановители*.

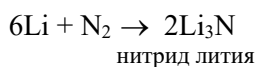
Металлы, кроме золота, серебра и платины, непосредственно реагируют с кислородом. При этом, как правило, образуются *оксиды*:



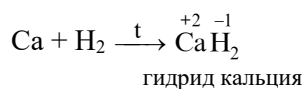
С галогенами металлы образуют *галогениды*, а с серой – *сульфиды*:



С азотом литий реагирует при комнатной температуре, а остальные металлы – при нагревании, образуя *нитриды*:



Металлы основных подгрупп I и II групп (кроме бериллия Be) при нагревании с водородом образуют *гидриды*:



Металлы, расположенные в электрохимическом ряду металлов левее водорода, из воды вытесняют водород:



Щелочные и щелочноземельные металлы, а также алюминий, поверхность которого очищена от оксидной пленки (например, амальгама алюминия), с водой реагируют без нагревания.

Металлы, в соответствии с электрохимическим рядом напряжения, реагируют с разбавленными кислотами и растворами солей менее активных металлов:



Металлы с двойственными химическими свойствами (Be, Zn, Al) реагируют и с кислотами, и с щелочами:



Более подробно химические свойства металлов будут рассмотрены в главах “Металлы главных подгрупп” и “Металлы побочных подгрупп”.

Ключевые слова

• металлический блеск • тепло- и электропроводность • пластичность • металлическая связь • электрохимический ряд напряжения металлов •

Применение и проверка знаний

1. Какие металлы обладают наибольшим металлическим блеском?

1. Hg
2. Mn
3. Cu
4. Ag
5. Fe

- A) 1,2,3
- B) 1,3,4
- C) 1,4
- D) только 3
- E) 1,4,5

2. По какой схеме реакция не протекает?

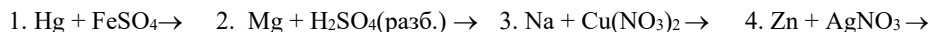
- A) $\text{K} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- B) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) \rightarrow$
- C) $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow$
- D) $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$
- E) $\text{Ag} + \text{HCl} \rightarrow$

3. Используя металлы, приведенные ниже (1–10), заполните таблицу.

тяжелые металлы	самый легкий металл	самый тяжелый металл	самый легкоплавкий металл	самый тугоплавкий металл	самый твердый металл	самые мягкие металлы
...

1. Os 2. Fe 3. Cu 4. Li 5. Cr 6. Na 7. Hg 8. Al 9. K 10. W

4. Составьте уравнения реакций, которые протекают в водном растворе.



5. Чем обусловлены общие физические свойства металлов?

6. Какое свойство металлов характеризует электрохимический ряд напряжения?

7. Соответствует ли электрохимический ряд напряжения металлов закономерностям изменения активности щелочных и щелочноземельных металлов в Периодической системе? В чем это различие?

8. Почему металлы в химических реакциях являются только восстановителями?

9. При взаимодействии цинка с раствором сульфата меди(II) выделилось 12,8 г меди. Вычислите сколько граммов цинка вступило в реакцию. $A_r(\text{Cu}) = 64$, $A_r(\text{Zn}) = 65$.

3 КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ. ЗАЩИТА ОТ КОРРОЗИИ



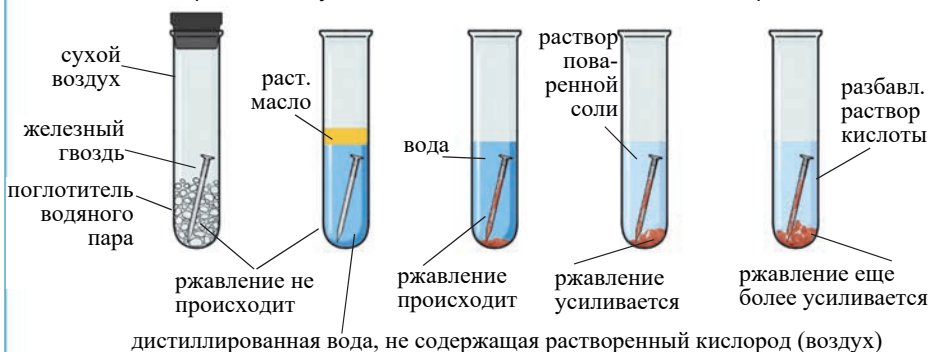
– “Почему железо на воздухе ржавеет” и как от него защититься?

• Разрушение металлов и их сплавов под воздействием окружающей среды, называется **коррозией** (на латыни “*corrodere*” – разъедать).

Деятельность

Факторы, влияющие на коррозию

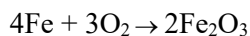
На рисунке показаны изменения, произошедшие с железным гвоздем в течение нескольких дней в различных условиях. На их основе ответьте на вопросы.



- На основании наблюдений в первых 3-х пробирках перечислите два фактора, необходимые для протекания коррозии?
- Как вы думаете, раствор поваренной соли ускоряет или замедляет коррозию?
- А как влияет раствор кислоты на скорость коррозии?

Ежегодно в результате коррозии 25% изделий из металла (металлоконструкции, металлические части автомашин и т.д.) выходят из строя. Разрушение металлов создает и серьезные экологические проблемы. Утечки газа, нефти и вредных продуктов из разрушенных коррозией трубопроводов, загрязняя окружающую среду, отрицательно влияют на здоровье и жизнь людей. Поэтому на защиту металлов и сплавов от коррозии затрачиваются огромные средства.

В качестве примера коррозии можно привести взаимодействие железа с кислородом воздуха. При этом поверхность железа покрывается пленкой, состоящей из его оксида:



Коррозия – медленный химический процесс, однако с активными металлами она протекает быстрее. Некоторые металлы, например, золото (Au), платина (Pt), не подвергаются коррозии.

Скорость коррозии, наряду с активностью металла, зависит также и от свойств оксидной пленки, образующейся на поверхности металла. Например, газо-непроницаемость и высокая прочность оксидной пленки, образующейся на поверхности таких активных металлов, как Mg, Al, Zn и Cr, защищают их от контакта с окружающей средой, препятствуя тем самым их дальнейшей коррозии.

Напротив, относительная рыхлость и непрочность оксидной пленки, образующейся на поверхности железа, не защищает этот металл, и коррозия железа еще более углубляется.

Коррозию железных и стальных изделий обычно называют *ржавлением*.

На основании вышеприведенных опытов можно сказать, что коррозия железа, протекающая на воздухе, зависит от наличия воды и кислорода. Поэтому процесс ржавления железа можно выразить следующими двумя уравнениями:



Примечание: Более точно состав ржавчины можно выразить формулой $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

Таким образом, сущность процесса коррозии изделия из железа состоит в окислении железа. В качестве окислителя могут выступать кислород воздуха, ионы H^+ в растворе и т.д.

Защита от коррозии

С целью защиты от коррозии применяют в основном четыре способа:

1. *Нанесение защитных покрытий на поверхность металла.* Защитные покрытия бывают *металлическими* и *неметаллическими*. В качестве *металлических покрытий* используют покрытия из цинка, олова, свинца, никеля, хрома, золота и серебра (**a** и **b**):

Металлические изделия, защищенные покрытиями из хрома (**a**), олова (**b**) и эмали (**c**).



В качестве *неметаллических покрытий* используют краски, лаки, эмали, смолы, некоторые смазочные масла, а также покрытия из полимеров, оксидов, нитридов, силицидов, нанесенных на поверхность металла (**c**). Недостаток этого метода состоит в том, что если покрытие будет повреждено, то оно больше не будет предохранять металл от разрушения.

Это интересно



Чтобы защитить от коррозии Эйфелеву башню, построенную в 1889 году, ее периодически красят. Для покраски башни высотой 324 м и общей площадью 200 000 м² расходуется около 60 тонн краски.

Шкатулка знаний • Если покрытие на поверхности железа состоит из металла (Cu, Au, Ag и др.), менее активного, чем само железо, то в том месте, где покрытие повреждается, начинается коррозия железа. Если покрытие состоит из более активного металла (Zn, Cr), чем железо, то даже при повреждении покрытия оно защищает железо от коррозии, а само покрытие корродирует.

2. *Получение коррозионно-устойчивых (легированных) сплавов.* Если в состав сплавов ввести такие металлы, как Ni, Co, Cu и Cr, то образуются коррозионно-устойчивые сплавы; например, если в состав стали ввести примерно 12% хрома, то

образуется устойчивая к коррозии *нержавеющая сталь*. Толщина пленки из оксида хрома(III), образующаяся на поверхности стали, составляет всего 0,000 001 мм.

3. *Электрохимические способы*. Из этих способов чаще всего используют *протекторную защиту*. Этот метод применяют в среде электролита (морская вода, подземные воды и др.). При *протекторной защите* к защищаемому изделию (корпус корабля, нефтяные и газовые трубопроводы) приваривают *протектор (d)* – пластину из более активного металла (Mg, Al, Zn). В этом случае коррозии подвергается более активный металл (в *d* это цинк), а основное изделие (железный корпус) оказывается защищенным: электроны цинка посредством железного корпуса переходят к растворенному в воде кислороду, образуя при этом OH^- ионы. Недостатком этого метода является то, что после окончательного разрушения протектор периодически следует заменять новым.



(d) Схема протекторной защиты корпуса корабля

4. *Изменение состава среды*. Для предотвращения коррозии или для замедления ее скорости в среду, контактирующую с металлом, добавляют специальные вещества, называемые *ингибиторами*. Например, при хранении и транспортировке концентрированной серной кислоты в стальных цистернах используют ингибиторы.

С разновидностями коррозии вы познакомитесь в X классе.

Протекторный метод защиты

Вопрос.

Почему для защиты от коррозии железнодорожных рельсов, подземных и подводных газовых и нефтяных трубопроводов, а также корпусов кораблей используют не защитные покрытия, а протекторный способ защиты?

Ответ.

Защитные покрытия перечисленных железных конструкций в условиях эксплуатации или недолговечны, или при их разрушении повторное нанесение защитного покрытия практически невозможно. При протекторном способе их защиты замена протектора производится достаточно быстро и без особых затруднений.

Задание. Укажите недостаток протекторного способа защиты от коррозии.

Ключевые
слова

• коррозия • защитное покрытие • протекторная защита • ингибитор •

Применение и проверка знаний

1. Укажите неверное высказывание.

- А) коррозия – образование на поверхности металла продуктов его окисления
- В) ржавление – коррозия железа и стали
- С) в процессе коррозии железа в окружающей среде участвуют кислород и вода
- Д) наличие соли в среде (растворе) ускоряет коррозию
- Е) коррозия не зависит от свойств оксидной пленки, образующейся на поверхности металла

2. Каким металлом следует покрыть поверхность стального изделия, чтобы защитить его от коррозии?

- 1. Hg 2. Cr 3. Sn 4. Ni 5. Ca 6. Li

3. Укажите металлы, введение которых в сталь увеличивает его коррозионную устойчивость.

- 1. Cr 2. K 3. Ni 4. Ba

4. Почему в запаянной ампуле железный гвоздь, опущенный в кипяченую воду, не ржавеет?

5. Почему автомобили, эксплуатируемые на побережье моря, быстрее корродируют?

6. Почему в тех районах, где воздух сильно загрязнен такими газами, как H_2S , HCl , SO_2 , NO и NO_2 , коррозия протекает быстрее?

7. Как вы думаете, коррозия – гомогенный или гетерогенный процесс? Почему?

8. Как влияет температура среды и концентрация окислителя на скорость коррозии? Почему?

9. Почему цинк и хром, несмотря на то, что они активнее железа, к коррозии более устойчивы?

Обобщающие задания

1. Укажите верные высказывания. В земной коре ...

1. алюминий – наиболее распространенный металл
2. железо – наиболее распространенный металл
3. натрий встречается только в составе солей
4. серебро и золото встречаются в свободном состоянии
5. алюминий и железо встречаются только в виде оксидов

- A) 1,3,4,5
 B) 2,3,4,5
 C) только 3
 D) 1,3,4
 E) только 4

2. Какое высказывание относительно руд ошибочное?

- A) природные соединения, пригодные для промышленного получения металлов
- B) могут состоять из оксидов и солей
- C) при получении металлов сернистые руды первоначально превращают в оксиды
- D) из руд металлы получают тремя способами
- E) из руд активные металлы получают гидрометаллургическим способом

3. Пластину из какого металла надо приварить к железному корпусу корабля, чтобы защитить его от коррозии?
- A) Mg
 B) Pb
 C) Cu
 D) Sn
 E) Ag

4. Перепишите в тетрадь схемы, по которым можно получить металл, и завершите их.

1. $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CO} \xrightarrow{t}$
2. $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{Al} \xrightarrow{t}$
3. $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2 \xrightarrow{t}$
4. $\text{ZnO} + \text{C} \xrightarrow{t}$
5. $\text{CaO} + \text{C} \xrightarrow{t}$

5. Укажите верные высказывания. Согласно ряду напряжения металлов ...

1. ион лития – самый слабый окислитель
2. калий легче всех образует катион
3. цинк восстанавливает ион свинца
4. золото наиболее трудно окисляется

- A) 2,3,4
 B) 2,3
 C) 2,4
 D) 1,3,4
 E) только 1

6. Составьте уравнения электролиза расплавов бромида кальция и хлорида калия.

7. Перепишите схемы в тетрадь и завершите их.



8. Сколько килограммов металлического натрия можно получить электролизом расплава 234 кг хлорида натрия? $A_r(\text{Na}) = 23$; $A_r(\text{Cl}) = 35,5$.

9. Сколько граммов каждого из металлов следует взять, чтобы получить 200 г бронзы, содержащего 90% меди и 10% олова?

10. Масса цинковой пластины, опущенной в раствор сульфата меди(II), уменьшилась на 0,2 г. Определите, сколько граммов меди выделилось на поверхности цинковой пластины. $A_r(\text{Cu}) = 64$, $A_r(\text{Zn}) = 65$.

ЭЛЕМЕНТЫ ПОДГРУППЫ ЛИТИЯ. НАТРИЙ, КАЛИЙ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ



- Почему щелочные металлы являются самыми активными металлами?
- Как изменяются радиусы атомов в каждом периоде слева направо?
- Соли какого щелочного металла широко применяются в быту?

Положение в Периодической системе.

В подгруппу лития* входят литий Li, *натрий* Na, *калий* K, *рубидий* Rb, *цезий* Cs и *франций* Fr. Поскольку их гидроксиды являются щелочами, то их называют *щелочными металлами*.

* Название **литий** произошло от латинского “litos” – камень, натрий от арабского “natrun” – сода, калий от арабского “alkali” – щелочь.

Деятельность

Относительно щелочных металлов

На основании приведенных в таблице данных ответьте на вопросы

Элемент	3Li	11Na	19K	37Rb	55Cs	87Fr
Валентные электроны	2s ¹	3s ¹	4s ¹	5s ¹	6s ¹	7s ¹
Степень окисления	+1	+1	+1	+1	+1	+1

- Почему эти элементы называются s-элементами?
- Какой из щелочных металлов самый активный? Объясните причину.
- Какой тип химической связи характерен для этих металлов в их соединениях? Почему?
- Как вы думаете, какие общие физические и химические свойства характерны для них?
- Могут ли они в природе встречаться в свободном состоянии? Ответ обоснуйте.

Нахождение в природе. Из-за высокой активности щелочные металлы в природе встречаются только в виде соединений. Наиболее широко распространены лишь соединения натрия и калия. Франций получен искусственно.

Физические свойства. Щелочные металлы очень лёгкие (Li, Na, K легче воды) и мягкие. Все, кроме лития, режутся ножом (а). Они имеют металлический блеск, высокую тепло- и электропроводность, относительно невысокую температуру плавления. От лития к цезию их плотность в основном увеличивается, а температура плавления уменьшается.

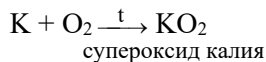
Химические свойства. Щелочные металлы – *сильные восстановители*. Они самые активные металлы и со многими неметаллами непосредственно взаимодействуют. В полученных соединениях связь, в основном, ионная.

Шкатулка знаний • При обычных условиях щелочные металлы окисляются кислородом воздуха, покрываясь при этом оксидной плёнкой состава M₂O (Li, Na, K). По этой причине их (Na, K) хранят под слоем керосина. Так как литий легче керосина, его хранят под слоем вазелина.

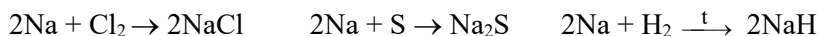


(а) Хранение натрия в керосине и его разрезание ланцетом

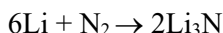
При сжигании в кислороде литий образует оксид (Li_2O), натрий – пероксид (Na_2O_2), а калий, рубидий и цезий – супероксиды состава MO_2 :



Щелочные металлы с галогенами и серой образуют соли, а с водородом – гидриды:



Литий с азотом реагируют при комнатной температуре, а остальные – при нагревании, образуя при этом нитриды:



Щелочные металлы и их гидриды взаимодействуют с водой, образуя щелочь и выделяя при этом водород:



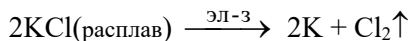
Щелочные металлы не вытесняют менее активные металлы из водных растворов их солей, так как, щелочные металлы в первую очередь реагируют с водой, образуя щелочь.

Применение. Из щелочных металлов натрий используется как восстановитель в цветной металлургии и как теплоноситель в ядерных реакторах. Его также применяют в качестве катализатора при синтезе каучука. Цезий используется в фотоэлементах, преобразующих световую энергию в электрическую. Из щелочных металлов наиболее широко применяются *натрий* и *калий*.

Натрий, калий и их соединения

Нахождение в природе. Из важнейших природных соединений натрия следует отметить *галит* NaCl , *сильвинит* $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$, *чилийскую селитру* NaNO_3 и *криолит* $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$. Из соединений калия широко распространены *сильвин* KCl , *сильвинит* $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$, *каинит* $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ и ряд др. минералов.

Получение. В промышленности натрий и калий получают электролизом расплавов их хлоридов:



Физические и химические свойства (см. *физические и химические свойства щелочных металлов*).

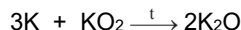
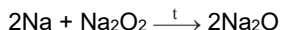
Na_2O и K_2O – твердые вещества со свойствами основных оксидов; при обычных условиях реагируют с парами воды и углекислым газом воздуха.

Оксиды щелочных металлов, взаимодействуя с водой, образуют *щелочи*:

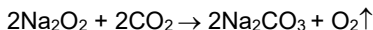


NaOH и KOH очень гигроскопичные вещества. Поэтому оксиды и гидроксиды натрия и калия хранят в герметично закрытой посуде.

Шкатулка знаний • Na_2O и K_2O получают путем прокалывания пероксида или супероксида с соответствующим металлом:



Пероксид натрия (и супероксид калия) также используются для получения кислорода и регенерации (восстановления) воздуха в подводных лодках и космических кораблях:



Гидроксид натрия применяется при очистке продуктов переработки нефти, в производстве бумаги, нейтрализации кислот и получении соответствующих солей, в гидролизе органических веществ, в производстве твердого мыла, как электролит в аккумуляторах, производстве красок и во многих других органических и неорганических синтезах.

Гидроксид калия используется, в основном, в производстве жидкого мыла.

Соли натрия и калия – кристаллические вещества с ионной кристаллической решеткой, растворимые в воде.

Хлорид натрия NaCl (поваренная соль) – используется в приготовлении пищи, консервировании пищевых продуктов, производстве керамики, в смеси со льдом, как охлаждающая смесь, и в медицине. В промышленности из хлорида натрия получают гидроксид натрия, хлор, металлический натрий, водород, соляную кислоту, соду.

Сульфат натрия в виде глауберовой соли $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ используется в производстве стекла, соды, лекарственных препаратов.

Карбонат натрия в виде кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, применяется в производстве стекла и мыла.

Гидрокарбонат натрия NaHCO_3 (чайная, питьевая, пищевая сода) применяется в быту, пищевой промышленности и медицине.

Хлорид калия KCl используется как удобрение в сельском хозяйстве.

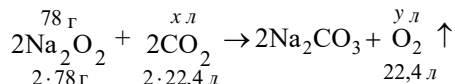
Карбонат калия K_2CO_3 (поташ) используется в производстве жидкого мыла, тугоплавкого стекла, также в составе древесной и торфяной золы как удобрение.

Вычисления, связанные с химическими свойствами соединений натрия

Какой объём (н.у.) углекислого газа вступит в реакцию с 78 г пероксида натрия? Сколько литров кислорода при этом выделится? $M_r(\text{Na}_2\text{O}_2) = 78$.

Решение:

1. Найдем объем (x) CO_2 , вступившего в реакцию с 78 г пероксида натрия и объем кислорода (y), выделившегося при этом:



$$x = \frac{78 \text{ г} \cdot 44,8 \text{ л}}{156 \text{ г}} = 22,4 \text{ л}$$

$$y = \frac{22,4 \text{ л} \cdot 78 \text{ г}}{156 \text{ г}} = 11,2 \text{ л}$$

Задача. Сколько литров (н.у.) водорода образуется при взаимодействии 12 г гидрида натрия с избытком воды. $A_r(\text{Na}) = 23$, $A_r(\text{H}) = 1$.

Определение. Соединения натрия окрашивают пламя в жёлтый цвет, а соединения калия – в фиолетовый.

Это интересно

Ионы натрия и калия играют важную роль в живом организме: они контролируют кровяное давление, обеспечивают перемещение растворов солей из корней растений в листья, а калий также поддерживает работу сердечных мышц. Больше всего калия содержится в кураге, сое, зелёном горохе, черносливе и изюме. При недостатке калия в растениях замедляется процесс фотосинтеза.

Ключевые слова

• щелочные металлы • пероксиды и супероксиды •

Применение и проверка знаний

1. Какие свойства щелочных металлов усиливаются сверху вниз в подгруппе?

1. энергия ионизации
2. металлические свойства
3. восстановительные свойства
4. радиус атома

- A) 1,2,3,4
- B) 1,2
- C) 1,2,3
- D) 1,3
- E) 2,3,4

2. Какая формула неверна для бинарных соединений щелочных металлов (R)?

- A) RH B) RO C) RCl D) R₃N E) R₂S

3. Что верно для натрия?

1. используется как теплоноситель в ядерных реакторах
2. окрашивает пламя в фиолетовый цвет
3. получают электрометаллургическим методом
4. его ион ядовит
5. как восстановитель сильнее водорода

- A) 1,2,3,4,5
- B) 1,2,3,4
- C) только 3
- D) 3,4,5
- E) 1,3,5

4. Какие соединения могут образоваться на поверхности натрия при длительном хранении его на воздухе?

1. NaOH 2. NaHCO₃ 3. Na₂CO₃ 4. Na₃N

5. Почему щелочные металлы самые активные среди металлов?

6. Какие типы соединений, в основном, образуют щелочные металлы с неметаллами?

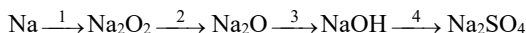
7. Почему натрий и калий не встречаются в природе в свободном состоянии?

8. Завершите схемы реакций.

- a. ... + CO₂ → K₂CO₃
- b. 2Na + 2 H₂O → 2... + ...
- c. ... + ... → 2KCl + BaSO₄↓

9. Сколько литров водорода (н.у.) выделится при взаимодействии с водой 0,1 моль щелочного металла?

10. Составьте уравнения превращений.



5 ЭЛЕМЕНТЫ ПОДГРУППЫ БЕРИЛЛИЯ. КАЛЬЦИЙ



- Почему Ca, Sr, Ba и Ra называются щелочноземельными металлами?
- Почему восстановительные свойства этих металлов выражены слабее, чем восстановительные свойства щелочного металла того же периода?

В подгруппу бериллия входят *бериллий* Be, *магний* Mg, *кальций* Ca, *стронций* Sr, *барий* Ba и *радий* Ra.

Деятельность

Свойства оксидов элементов подгруппы бериллия

Несмотря на то, что все элементы подгруппы Be на воздухе при обычных условиях окисляются, из них лишь щелочноземельные металлы хранят в керосине. На основании этой информации ответьте на вопросы:

- Оксидная пленка, образующаяся на поверхности каких двух из этих металлов (Be, Mg и Ca), защищает их от коррозии? Ответ обоснуйте.
- Какой из оксидов – CaO, MgO, BeO – вступает в реакцию с водяными парами и углекислым газом воздуха. Составьте уравнения этих реакций.
- Как вы думаете, какой из этих трех оксидов амфотерный оксид? Почему?
- Какой из этих оксидов называют негашеной известью? Почему его так называют?

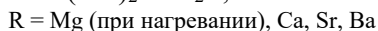
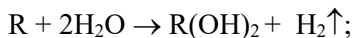
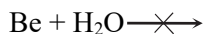
На внешнем энергетическом уровне атомов элементов подгруппы бериллия два s-электрона (ns^2). Поэтому они – *s-элементы*. Отдав эти 2 электрона, они в своих соединениях проявляют степень окисления +2.

Щелочноземельные металлы – *сильные восстановители*; однако восстановительные свойства у них выражены слабее, чем у щелочного металла, расположенного в том же периоде. Это обусловлено более сильным притяжением валентных электронов к ядру в атоме щелочноземельного металла.

В ряду $Be \rightarrow Mg \rightarrow Ca \rightarrow Sr \rightarrow Ba \rightarrow Ra$ *потенциал ионизации убывает, а металлические свойства возрастают*.

Элементы подгруппы бериллия на воздухе окисляются, образуя оксиды состава RO, которым соответствуют гидроксиды $R(OH)_2$. Основные свойства этих гидроксидов, а также их растворимость в воде растет от бериллия к радью; $Be(OH)_2$ и BeO – **амфотерные** соединения.

С водой бериллий не реагирует; магний реагирует при нагревании, остальные металлы – при обычных условиях:



Все элементы подгруппы Be с водородом образуют гидриды состава RH_2 . Поскольку бериллий с водородом непосредственно не взаимодействует, то его гидрид BeH_2 получают косвенным путем.

Среди металлов подгруппы бериллия наиболее важным является *кальций*.

Кальций

Открытие. Впервые кальций был получен электролизом расплава его соли (1808 г., Деви, Англия). По лат. “*calx*” (*calx*) означает мягкий камень, известь.

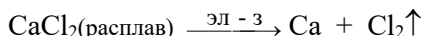
Положение в Периодической системе и строение атома. Кальций расположен в 4-ом периоде, в главной подгруппе II группы. Электронное строение его атома – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.

Нахождение в природе. По распространенности элементов в земной коре кальций пятый. В природе он встречается только в виде соединений. Важнейшие из них – *кальцит* CaCO_3 (входит в состав мрамора, известняка, мела), *доломит* $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$, *гипс* $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, *ангидрит* CaSO_4 , *фосфорит* $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, *фтор-*, *хлор-* и *гидроксоапатит* $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaX}_2$ ($\text{X}=\text{F}, \text{Cl}, \text{OH}$) и *флюорит* CaF_2 . В организме человека – в костях и зубах – в виде фосфатов содержится около 2% кальция.

Минералы кальция

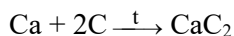
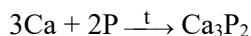
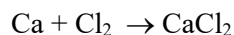
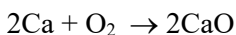


Получение. В промышленности кальций получают электролизом расплава хлорида кальция:



Физические свойства. Кальций – серебристо-белого цвета, достаточно твердый, легкий ($\rho=1,55 \text{ г/см}^3$) и легкоплавкий ($T_{\text{пл.}}=851^\circ\text{C}$) металл.

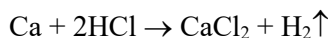
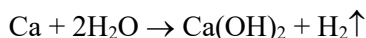
Химические свойства. Кальций при обычных условиях реагирует с кислородом воздуха и водой. Поэтому его хранят в керосине. При обычных условиях он также реагирует с галогенами, а при нагревании – и с другими неметаллами:



фосфид кальция

карбид кальция

Кальций вытесняет водород из воды и разбавленных кислот (кроме азотной кислоты):



Магний и кальций восстанавливают титан, ванадий, вольфрам и др. металлы из их оксидов.

Применение. Кальций используется в производстве свинцово-кальциевых сплавов, применяемых для изготовления подшипников, для восстановления ряда тугоплавких металлов (титан, цирконий и др.) из их оксидов.

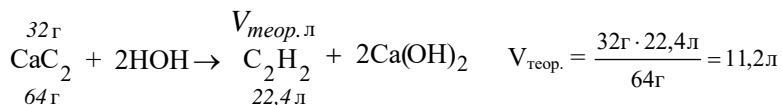
Определение. Соединения кальция окрашивают пламя в кирпично-красный цвет.

Гидролиз карбида кальция и фосфида магния

Сколько литров (н.у.) ацетилена (C_2H_2) можно получить по реакции $CaC_2 + 2H_2O \rightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2$ из 32 г карбида кальция, если выход реакции составляет 90%?

Решение:

1. Вычислим теоретически ожидаемый объем ($V_{теор.}$) ацетилена:



2. Поскольку практический выход составляет 90%, то реальный объем ацетилена составит:

$$90\% = \frac{V_{прак.} \cdot 100\%}{V_{теор.}} \quad V_{прак.} = \frac{90\% \cdot 11,2 \text{ л}}{100\%} = 10,8 \text{ л}$$

Задача. Сколько граммов газа фосфина (PH_3) можно получить гидролизом 0,5 моль фосфида магния. $A_r(P) = 31$, $A_r(H) = 1$.

Это интересно

Кальций, участвуя в образовании костных клеток, входит в состав костей и зубов. Ионы кальция регулируют работу сердца и свертываемость крови.

Ключевые слова

• щелочноземельные металлы • кальцит • апатиты • карбид кальция •

Применение и проверка знаний

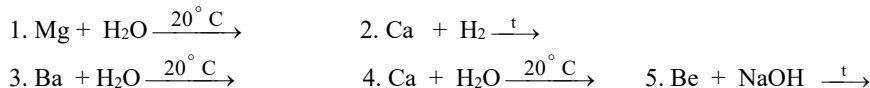
1. Что ошибочно для элементов главной подгруппы II группы?

- А) s-элементы
- В) имеют 2 валентных электрона
- С) в соединениях проявляют степень окисления +2
- Д) все они называются щелочноземельными металлами
- Е) менее активны, чем щелочной метал, расположенный в том же периоде

2. Какое соединение кальция в природе не встречается?

- А) $CaCO_3$
- В) $CaSO_4 \cdot 2H_2O$
- С) $Ca(OH)_2$
- Д) $Ca_3(PO_4)_2$
- Е) $CaCO_3 \cdot MgCO_3$

3. Составьте уравнения реакций, протекание которых возможно.



4. Что верно для кальция?

- 1. в природе встречается в свободном состоянии и в виде соединений
- 2. активнее магния
- 3. более сильный восстановитель, чем водород
- 4. тяжелый металл
- 5. пламя окрашивает в кирпично-красный цвет

5. Почему металлический кальций не получают восстановлением негашеной извести (CaO) водородом или углеродом?

6. Перечислите области применения кальция и его соединений.

7. Сколько килограммов кальция можно получить электролизом расплава 555 кг хлорида кальция? $A_r(Ca) = 40$; $A_r(Cl) = 35,5$.

8. Составьте уравнения превращений. $Ca \xrightarrow{1} CaCl_2 \xrightarrow{2} Ca(NO_3)_2 \xrightarrow{3} CaCO_3 \xrightarrow{4} CaO$

ВАЖНЕЙШИЕ СОЕДИНЕНИЯ КАЛЬЦИЯ, ПОЛУЧАЕМЫЕ В ПРОМЫШЛЕННОСТИ. ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ И МЕТОДЫ ЕЕ УСТРАНЕНИЯ



- Какое соединение кальция входит в состав гашеной извести и известковой воды?
- Для определения какого газа используют известковую воду?

Деятельность

О реакции гашения извести

На основе реакции гашения извести ($\text{H}_2\text{O} + \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Q}$) ответьте на следующие вопросы.

- К каким типам химических реакций относится указанная реакция?
- В чем состоит практическая значимость оксида и гидроксида кальция?
- Какое практическое значение имела эта реакция в далеком прошлом?

Большинство соединений кальция в промышленности получают из минералов, содержащих в основном карбонат кальция CaCO_3 .

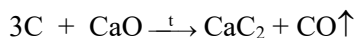
Карбонат кальция в природе встречается в виде *мела, известняка и мрамора*. Его применяют в производстве негашеной извести, диоксида углерода, соды, чугуна и стали, стекла, цемента, в строительных работах, а также для уменьшения кислотности почвы.

Кратко рассмотрим получение, свойства и применение следующих соединений кальция – CaO , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и CaC_2 .

Оксид кальция CaO (техническое название – *негашеная известь*) – белое, тугоплавкое вещество ($t_{\text{пл.}}=2570^\circ\text{C}$). CaO – основной оксид; в промышленности получают разложением известняка, мела при температуре $1000 - 1200^\circ\text{C}$:



Оксид кальция применяется, в основном, для получения гашеной извести и карбида кальция:



Гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ относится к щелочам. Он используется в виде *гашеной извести, известкового молока и известковой воды*.

1. *Гашеная известь* – порошок серого цвета, в воде малорастворим (при температуре 20°C в литре воды – 1,56 г). Смесь ее с песком и водой называется *строительным или известковым раствором* и используется в строительстве. Затвердение строительного раствора происходит по нижеприведенным уравнениям:

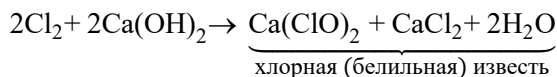


2. *Известковое молоко* – взвесь, похожая на молоко; его получают путем смешивания гашеной извести с водой. Оно используется для получения хлорной извести, устранения временной жесткости воды, в производстве сахара, средств по борьбе с болезнями и вредителями растений, а также для побелки зданий и стволов деревьев.

3. *Известковая вода* – прозрачный раствор гидроксида кальция в воде. Ее получают путем фильтрования известкового молока. В лаборатории ее используют для определения диоксида углерода: при пропускании диоксида углерода через известковую воду раствор мутнеет в результате образования нерастворимого карбоната кальция (ур. **a**). Однако если углекислый газ пропускать через раствор долго, то в результате превращения карбоната кальция в растворимый гидрокарбонат (ур. **b**), муть исчезает:



Хлорную известь получают взаимодействием хлора с гашеной известью:

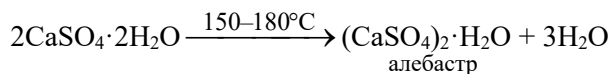


Ее применяют для отбеливания красителей, а также для дезинфекции и дегазации.

Шкатулка знаний • Активной частью хлорной извести является гипохлорит кальция. Под действием воды и углекислого газа (из воздуха) из гипохлорита образуется непрочная хлорноватистая кислота (HClO). Атомарный кислород, образующийся при ее разложении, окисляя красители, отбеливает их:

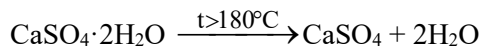


Гипс CaSO₄·2H₂O встречается в природе, поэтому его называют *природным гипсом*. При нагревании (150–180°C) природного гипса он частично теряет воду, превращаясь в *алебастр* или *жженный гипс* (CaSO₄)₂·H₂O:



Смесь алебастра с водой быстро твердеет; при этом алебастр, присоединяя воду, вновь превращается в гипс. Это свойство алебастра используют в изготовлении художественных изделий, в медицине – для накладывания гипсовых повязок, а в смеси с известью, песком и водой – в строительном деле.

Выше 180°C гипс полностью теряет кристаллизационную воду, превращаясь в *безводный гипс* (CaSO₄) или *мертвый гипс*, который, в отличие от алебастра, обратно воду не присоединяет:



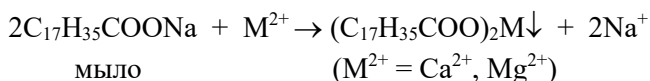
Карбид кальция CaC₂ используется в технике для получения ацетилена.

Жесткость воды и способы ее устранения

• Воду, содержащую ионы Ca²⁺ и Mg²⁺ в малых количествах, называют *мягкой водой*, а в больших количествах – *жесткой*.

Чаще всего эти катионы в жесткой воде находятся в виде гидрокарбонатов и сульфатов. Жесткая вода для многих технических целей *непригодна*. Так при использовании жесткой воды в паровых котлах и на поверхности нагревательных элементов образуется толстый слой накипи.

Накипь образуется в результате превращения гидрокарбонатов в карбонаты и способствует большому расходу топлива (электроэнергии), а в ряде случаев и разрушению котлов, в результате их перегрева. При стирке в жесткой воде качество тканей ухудшается и расходуется много мыла:

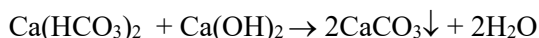


Накипь на поверхности электрической спирали



Поэтому необходимо устранить жесткость воды, т.е. осадить ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} .

Различают жесткость воды *карбонатную (временную)* и *некарбонатную (постоянную)*. **Карбонатная** или **временная жесткость** обусловлена присутствием в воде гидрокарбонатов кальция и магния. Карбонатную жесткость устраняют кипячением воды, действием известкового молока или соды:

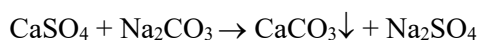


При кипячении воды гидрокарбонаты разлагаются, превращаясь в нерастворимые карбонаты. Именно по этой причине ее называют *временной жесткостью*. В природе она возникает в результате взаимодействия углекислого газа и воды с известняком и доломитом:



Некарбонатную или **постоянную жесткость** воды образуют сульфаты и хлориды кальция и магния.

Постоянную жесткость устраняют действием соды или ортофосфата натрия:



Содой и ортофосфатом натрия можно устранить и временную жесткость.

Таким образом, методы осаждения ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} определяются природой кислотного остатка, “соединенного” с этими катионами.

Для умягчения воды применяются также **катиониты**. **Иониты** – *твердые вещества, содержащие в своем составе подвижные ионы, способные обмениваться с ионами внешней среды*. Если подвижным ионом является катион, ионит называют *катионитом*, если – анион, то – *анионитом*. Для устранения жесткости воды используют катиониты – ионообменные смолы и алюмосиликаты, например, $Na_2[Al_2Si_2O_8 \cdot nH_2O]$.

Общая жесткость воды состоит из суммы временной и постоянной жесткости.

Общая жесткость воды определяется числом миллимоль (ммоль) катионов Ca^{2+} и Mg^{2+} , содержащихся в 1 л воды.

Воду с общей жесткостью менее 2 ммоль/л называют *мягкой*, от 2 до 10 ммоль/л – *средней жесткости*, более 10 ммоль/л – *жесткой*.

Вода, используемая в быту, не должна иметь жесткость выше 7 ммоль/л.

**Ключевые
слова**

• мрамор • гашеная известь • известковое молоко • известковая вода • хлорная известь • гипс • временная и постоянная жесткость • общая жесткость •

Применение и проверка знаний
1. Какая реакция не имеет практического значения?

- A) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2$
 B) $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$
 C) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
 D) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 E) $2\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{Ca(ClO)}_2 + \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

2. Какое вещество используется для устранения как временной, так и постоянной жесткости воды?

- A) Na_2CO_3 B) NaHCO_3 C) Na_2SO_4 D) Ca(OH)_2 E) $\text{Ca(HCO}_3)_2$

3. К какому веществу относятся высказывания?

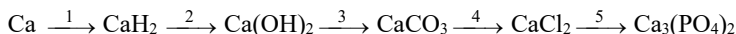
1. получают по экзотермической реакции
2. применяется для получения хлорной извести
3. входит в состав известковой воды
4. используется для определения CO_2

- A) Ca(OH)_2 B) CaO C) HClO D) $\text{Ca(HCO}_3)_2$ E) Ca(ClO)_2

4. По каким схемам устраняют временную жесткость воды?

1. $\text{Ca(HCO}_3)_2 \xrightarrow{100^\circ\text{C}} \dots$
 2. $\text{Mg(HCO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \dots$
 3. $\text{Ca(HCO}_3)_2 + \text{NaHCO}_3 \rightarrow \dots$
 4. $\text{Ca(HCO}_3)_2 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \dots$
- A) 1,2,3,4 B) только 1 C) только 4 D) только 2 E) 1,2,4

5. Присутствие каких соединений кальция (или магния) в воде обуславливает, соответственно, ее временную и постоянную жесткость?
6. Чем обусловлено отбеливающее свойство хлорной извести?
7. Завершите уравнения способов устранения временной и постоянной жесткости воды, указанной в тексте урока, но не отраженных соответствующими уравнениями

8. При разложении 122 кг карбоната кальция выделилось 22 кг диоксида углерода. Вычислите массовую долю (%) оксида кальция в твердом остатке. $M_r(\text{CaCO}_3)=100$; $M_r(\text{CO}_2) = 44$; $M_r(\text{CaO}) = 56$.
9. Сколько миллиграммов ионов Ca^{2+} содержится в 100 мл воды с общей жесткостью 7 ммоль/л (ионы Mg^{2+} не учитываются).
10. Составьте уравнения превращений.


7 ЭЛЕМЕНТЫ ПОДГРУППЫ БОРА. АЛЮМИНИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ



– Чем обусловлено широкое применение алюминия и его сплавов в ракетно- и авиастроении, а также в автомобильной промышленности?

Деятельность

Взаимодействие алюминия с кислотами и щелочами

Обеспечение: кусочки алюминия, 2 пробирки, соляная кислота, концентрированный раствор NaOH.

Ход работы: В одну из двух пробирок, содержащих по 2-3 кусочка алюминия, осторожно прилейте 5–6 мл соляной кислоты, во вторую – раствор щелочи и проследите за происходящим.

Обсудите результаты:

- Какие признаки химических реакций заметили в каждой пробирке?
- Как называют вещества, реагирующие с кислотами и щелочами?
- Как, по вашему, оксид и гидроксид алюминия будут реагировать с кислотами и щелочами?
- Как можете связать эти свойства Al с его положением в Периодической системе?

Алюминий расположен в подгруппе бора; в эту подгруппу входят также бор В, галлий Ga, индий In и таллий Tl. Все они являются *p*-элементами. На внешнем энергетическом уровне их атомов находятся 3 электрона (ns^2np^1). Поэтому, отдав эти 3 электрона, они в своих соединениях проявляют степень окисления +3.

Металлические свойства элементов подгруппы бора выражены слабее, чем у элементов подгруппы бериллия, расположенных в том же периоде.

В подгруппе *от бора к таллию металлические свойства возрастают:*

В – неметалл, Al – металл с *двойственным характером*, In и Tl – металлы.

Все элементы подгруппы бора образуют оксиды типа R_2O_3 , которым соответствуют гидроксиды состава $R(OH)_3$. Из гидроксидов:

$B(OH)_3$ или H_3BO_3 – кислота, $Al(OH)_3$, $Ga(OH)_3$ и $In(OH)_3$ – гидроксиды с амфотерными свойствами.

Алюминий и его соединения

Открытие. Впервые в чистом виде алюминий был получен при восстановлении хлорида алюминия калием в отсутствие воздуха (1827 г., Велер, Германия).

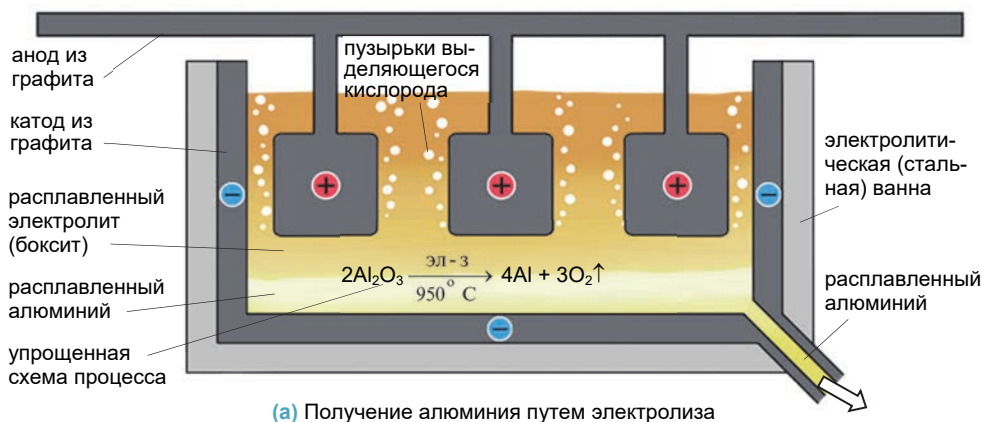
Положение в Периодической системе и строение атома. Алюминий – элемент 3-го периода, главной подгруппы III группы. Электронное строение его атома – $1s^22s^22p^63s^23p^1$.

Нахождение в природе. По распространенности в природе Al занимает 3-е место среди элементов и 1-е – среди металлов. Встречается только в виде соединений. Важнейшие соединения – *алюмосиликаты*, *боксит* ($Al_2O_3 \cdot nH_2O$), *корунд* (Al_2O_3), *криолит* ($Na_3[AlF_6]$) и *каолинит* $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$.

Шкатулка знаний • Алюмосиликаты – соли, образованные оксидами алюминия, кремния, щелочных и щелочноземельных металлов, например, *нефелин* $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$, *полевошпат* $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$.

В Азербайджане алюминий встречается в составе минерала *алунита* ($\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 2\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) (месторождение Зеглик Дашкесанского района).

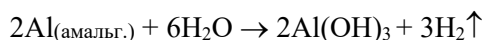
Получение. В промышленности Al получают электролизом расплава оксида алюминия (боксит) (а). Для осуществления электролиза при относительно низкой температуре электролизу подвергают расплав не самого Al_2O_3 [$t_{\text{пл.}} = 2050^\circ\text{C}$], а его раствор в расплавленном криолите ($\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$). В этом случае процесс протекает при 950°C и схему электролиза можно представить так:



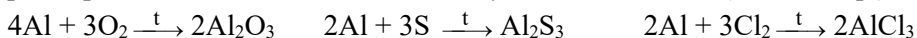
Этим методом алюминий получают и в нашей республике.

Физические свойства. Алюминий – серебристо-белого цвета, легкий ($\rho = 2,7 \text{ г/см}^3$), пластичный и легкоплавкий (660°C) металл. По электрической проводимости уступает только серебру, меди и золоту. При температуре 600°C он становится хрупким и его можно превратить в порошок.

Химические свойства. Алюминий – сильный *восстановитель*. На воздухе он мгновенно окисляется, покрываясь оксидной пленкой. Алюминий, покрытый оксидной пленкой, с водой не реагирует. Если поверхность алюминия протереть солью ртути (HgCl_2), то оксидная пленка разрушается, и алюминий вытесняет ртуть из ее соли. Ртуть и алюминий образуют амальгаму алюминия ($\text{Al}_{\text{амальг.}}$), которая далее при обычных условиях реагирует с водой:



При нагревании алюминий взаимодействует с неметаллами (S, N, P и др.):

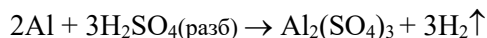


Хемфри Деви
1778 – 1829
Английский химик

• Впервые получил амальгамы стронция и магния.
Амальгама – сплав металла, образующийся растворением этого металла в ртути.

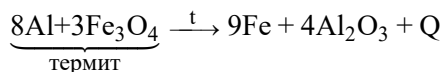
С водородом алюминий непосредственно *не взаимодействует*.

При обычных условиях алюминий не реагирует с очень разбавленной и концентрированной азотной, а также концентрированной серной кислотами; в этих средах он *пассивируется*. В соляной и разбавленной серной кислотах алюминий растворяется, вытесняя водород:



Алюминий восстанавливает многие металлы (Fe, Mn, Cr, V, W) из их оксидов по экзотермическим реакциям. *Восстановление металлов из их оксидов алюминием называется **алюминотермией***.

Смесь алюминиевой пыли с железной окалиной (Fe_3O_4) в мольном соотношении 8:3 называют *термитом*, а сам процесс, происходящий между ними – *термитной сваркой*:



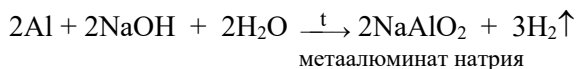
Это интересно

За счет тепла, выделяемого в ходе термитной сварки, железо плавится, и это используется при сварке рельсов.

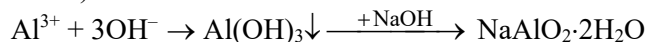


b – Термитная сварка рельсов способом алюминотермии;
c – рельс после термитной сварки.

Как элемент с двойственными свойствами алюминий также взаимодействует и с щелочами:



Определение. Для определения иона Al^{3+} в раствор соли алюминия добавляют раствор щелочи. При этом выпадает белый студенистый осадок гидроксида алюминия. При избытке щелочи осадок растворяется (образуются растворимые алюминаты):



Оксид алюминия Al_2O_3 – твердое вещество белого цвета, плавящееся при высокой температуре (2050°C). В природе встречается в виде *корунда* или его производных.

Шкатулка знаний • Прозрачные кристаллы корунда синего цвета называются **сапфирами**, красного цвета – **рубинами (d)**. Их используют в качестве драгоценных украшений, а рубин применяется в изготовлении механизмов часов, в электротехнике – лазеров. Корунд также применяется в производстве наждачной бумаги и точильных камней.



(d) Природные минералы оксида алюминия

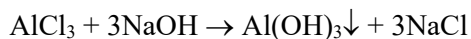
В лаборатории оксид алюминия можно получить путем сжигания порошка алюминия в кислороде или термическим разложением гидроксида алюминия.

В промышленности Al_2O_3 получают переработкой боксита.

Как амфотерный оксид, он не растворяется в воде и с ней не реагирует. Он взаимодействует как с кислотами, так и с щелочами:



Гидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ – вещество белого цвета, нерастворимое в воде. Его можно получить действием раствора щелочи на раствор соли алюминия:



Гидроксид алюминия, как амфотерный гидроксид, взаимодействует с кислотами и щелочами:



Применение. Алюминий используется в изготовлении проводов и электропроводов, кухонной посуды, фольги для упаковки пищевых продуктов, конденсаторов, взрывчатых веществ (*аммонала* – $\text{Al} + \text{NH}_4\text{NO}_3$), сплава с кремнием – *силумина* ($\text{Al} + \text{Si}$). Его сплав дюралюминий широко применяется в самолетостроении и др. областях промышленности.

Его используют при восстановлении оксидов металлов. Алюминий также применяется для защиты стальных и чугунных изделий от коррозии при их *алитировании*. *Алитирование* – процесс насыщения поверхности изделия алюминиевой пылью при высоких температурах.

Примечание. Преимущества алюминиевой кухонной посуды состоят в том, что они позволяют готовить еду быстро и с низким расходом энергии; очень легкие и имеют красивый внешний вид; **недостатки** заключаются в том, что они легко деформируются, их можно мыть только мягкими моющими средствами, они не пригодны для приготовления пищи, которые создают кислую и щелочную среду, поскольку во время этих процессов защитный слой

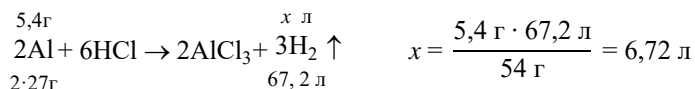
оксида алюминия на поверхности металла разрушается и металлический алюминий непосредственно или путем взаимодействия с пищей попадает в организм человека, оказывая вредное воздействие. Чтобы устранить этот негативный фактор, сейчас многие бытовые посуды с внутренней стороны покрывают нержавеющей сталью.

Получение водорода с участием алюминия

Сколько литров (н.у.) водорода выделится при взаимодействии 5,4 г алюминия с избытком соляной кислоты? $A_r(\text{Al}) = 27$.

Решение:

По уравнению реакции вычислим объем образующегося водорода:



Задача. При действии избытка концентрированного раствора KOH на смесь, состоящую из меди и алюминия, общей массой 10 г, выделилось 4,48 л (н.у.) водорода. Вычислите массовую долю (%) Al в исходной смеси.

Ключевые слова

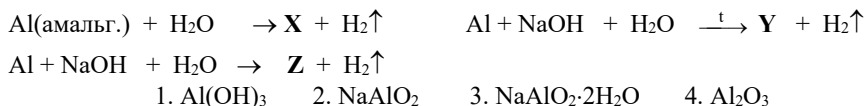
• боксит • корунд • алюминотермия • термитная сварка • термит •

Применение и проверка знаний

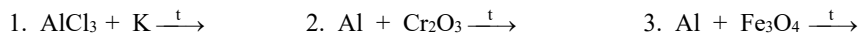
1. Что ошибочно для алюминия (${}_{13}\text{Al}$)?

- A) легкий металл B) легкоплавкий металл
C) s-элемент D) его ион определяют раствором щелочи
E) образует амфотерный оксид и гидроксид

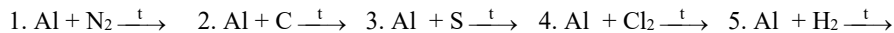
2. Определите вещества X, Y и Z.



3. Завершите схемы реакций и отметьте уравнения, отражающие метод алюминотермии.



4. Завершите схемы возможных реакций.

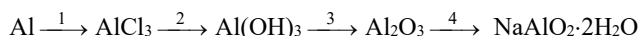


5. Составьте формулы нитрида алюминия и карбида алюминия. Вычислите степень окисления азота и углерода в этих соединениях.

6. На каких свойствах Al и его сплавов основывается их применение в технике?

7. Вычислите массовую долю (%) Al_2O_3 в боксите, если известно, что при полном электролизе 1,2 тонны боксита было получено 0,54 тонны Al. $M_r(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102$.

8. Составьте уравнения превращений.



9. Напишите реферат на тему “Металлы в технике”.

Обобщающие задания

1. Определите ошибочное высказывание.

- А) сильвинит – соль двух щелочных металлов
 В) электролизом расплавов NaCl и KCl получают соответствующий металл
 С) NaN имеет немолекулярное строение
 D) степень окисления водорода в гидриде калия –1
 E) в промышленности Na получают электролизом водного раствора NaOH

2. Какие свойства металлов возрастают в ряду Be, Mg, Ca, Sr, Ba?

1. энергия ионизации
 2. металлические свойства
 3. восстановительные свойства
 4. электроотрицательность
 А) 1,2,3,4 В) 1,2,3 С) 2,3 D) 1,4 E) 1,3

3. Перепишите схемы реакций в тетрадь и завершите их.

1. $\text{Al} + \text{Cr}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t}$ 2. $3\text{C} + \text{CaO} \xrightarrow{t}$ 3. $\text{Ca} + \text{P} \xrightarrow{t}$
 4. $\text{Li} + \text{O}_2 \xrightarrow{t}$ 5. $\text{Na} + \text{O}_2 \xrightarrow{t}$ 6. $\text{LiH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

4. Какое выражение не относится к кальцию или его иону?

- А) серебристо-белый металл В) тяжелый металл С) легкоплавкий металл
 D) Ca менее активен, чем Ba E) его ион участвует в свертываемости крови

5. Какие ионы обуславливают временную жесткость воды?

- А) Mg^{2+} , Ca^{2+} , HCO_3^- В) Mg^{2+} , Ca^{2+} , CO_3^{2-} С) Mg^{2+} , Ca^{2+} , SO_4^{2-}
 D) K^+ , Ca^{2+} , HCO_3^- E) Na^+ , Ca^{2+} , CO_3^{2-}

6. Перепишите схемы реакций в тетрадь и завершите их.

1. $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t}$ 2. $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{t}$
 3. $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$ 4. $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
 5. $\text{MgSO}_4 + \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ 6. $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CaCO}_3 \rightarrow$

7. Какое выражение относительно жесткости воды ошибочное?

- А) различают карбонатную и некарбонатную жесткость
 В) различают временную и постоянную жесткость
 С) устраняют действием соды
 D) дистилляцией воды устраняют оба типа жесткости
 E) вода, используемая в быту, должна иметь жесткость выше 7 ммоль/л.

8. Укажите верные высказывания. Алюминий ...

1. при обычных условиях пассивируется концентрированной серной кислотой
 2. при обычных условиях пассивируется концентрированной азотной кислотой
 3. с ртутью образует амальгаму
 4. на воздухе покрывается оксидной пленкой
 5. в виде иона в растворе не определяют действием раствора щелочи
 А) 1,2,3,4,5 В) 2,3,4,5 С) 1,2,3,4 D) 1,3,4,5 E) 3,4

9. Сколько граммов лития должно прореагировать с водой, чтобы получить водород объемом (н.у.), равным объему водорода, выделенного при взаимодействии 69 г натрия с водой? $A_r(\text{Li}) = 7$, $A_r(\text{Na}) = 23$.

10. Какой из металлов Mg, Ca и Ba, взятых в одинаковых массах, при взаимодействии с избытком соляной кислоты образует наибольший объем водорода?

**КРАТКИЙ ОБЗОР МЕТАЛЛОВ ПОБОЧНЫХ ПОДГРУПП.
ЖЕЛЕЗО. ОКСИДЫ И ГИДРОКСИДЫ ЖЕЛЕЗА**

– Какой металл наиболее широко используется в технике? Почему?

Общая характеристика элементов побочных подгрупп

Элементы побочных подгрупп больших (4–7) периодов называются *переходными элементами*. В каждом периоде эти элементы расположены между s-элементами и p-элементами. Как правило, на внешнем энергетическом уровне их атомов один или два s-электрона, а d- и f-подуровни второго (в случае d-) и третьего (в случае f-) снаружи уровня заполнены *частично*. Поэтому их иногда называют d- и f-элементами. (В атомах меди, серебра и золота d-подуровень полностью завершен (d^{10})).

У переходных d-элементов валентными электронами являются s- и d-электроны.

Переходные элементы имеют ряд характерных особенностей:

1. Все они металлы;
2. Многие проявляют переменные степени окисления;
3. Их ионы и соединения часто окрашены.

Ознакомимся со способами получения, свойствами и применением наиболее важных, с практической точки зрения, металлов побочных подгрупп – железа, меди, цинка и хрома.

Железо. Оксиды и гидроксиды железа**Деятельность****Взаимодействие железа с кислотами**

Обеспечение: железные стружки, соляная кислота, разбавленная и концентрированная серная кислота, концентрированная азотная кислота, 4 пробирки, спиртовка (**опыты следует проводить в вытяжном шкафу!!!**).

Ход работы: в каждую из 4-х пробирок поместите по 0,5 г железных стружек; в 1-ю пробирку налейте немного соляной, во 2-ю и 3-ю – разбавленной и концентрированной серной, в 4-ую – концентрированной азотной кислоты и наблюдайте за происходящим. Немного погодя пробирки с концентрированными кислотами слабо нагрейте.

Обсудите результаты.

- В каких пробирках в отсутствии нагревания вы наблюдали признаки химической реакции?
- Что вы заметили в пробирках с концентрированными кислотами при их нагревании?
- Одинаковы ли степени окисления железа в продуктах реакций? Почему?

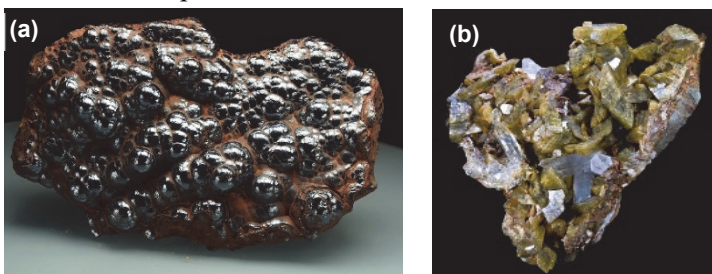
Открытие. Железо людям известно с древних времен.

Положение в Периодической системе и строение атома. Железо расположено в 4-ом периоде, в побочной подгруппе VIII группы. Электронное строение его атома – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$, т.е. железо – d-элемент. В соединениях при потере $4s^2$ электронов оно проявляет степень окисления +2, а при потере еще одного электрона (одного из d-электронов) – +3.

Нахождение в природе. Железо, после алюминия, является наиболее распространенным в природе металлом (по массе 5,1%). Встречается главным образом в виде кислородных и сернистых соединений. Важнейшими из них являются: *магнетит* Fe_3O_4 (магнитный железняк), *гематит* Fe_2O_3 (красный железняк), *лимонит* $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$ (бурый железняк), *пирит* FeS_2 (серный или железный колчедан) и *сидерит* $FeCO_3$ (железный шпат). Ионы железа входят в состав многих минеральных вод и гемоглобина крови.

В Азербайджане железо встречается на Дашкесанском железном и Филизчайском полиметаллическом месторождениях.

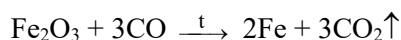
Минералы железа:
гематит (a) и сидерит (b)



Получение. Железо можно получить электролизом водных растворов солей двухвалентного железа и восстановлением его оксидов:



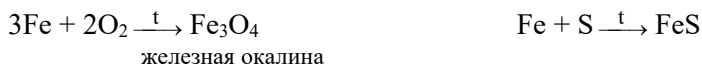
В промышленности железо (в виде чугуна и стали) получают восстановлением, в основном, оксида железа(III) монооксидом углерода:



Физические свойства. Железо – блестящий, серебристо-белого цвета пластичный металл. Хорошо проводит тепло и электричество. Оно относится к тяжелым ($\rho=7,87 \text{ г/см}^3$) и тугоплавким ($t_{пл.}=1539^\circ\text{C}$) металлам. Железо легко намагничивается.

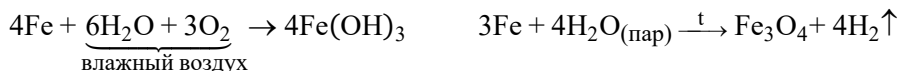
Химические свойства. Железо – металл средней активности. Оно реагирует с простыми и сложными веществами:

a) с кислородом и другими неметаллами

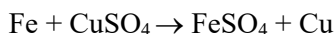


(в $FeO \cdot Fe_2O_3$ степень окисления железа +2 и +3 соответственно).

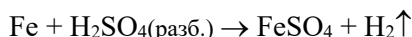
b) с влажным воздухом, а при высокой температуре и с водяными парами



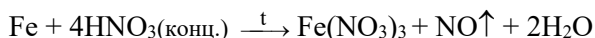
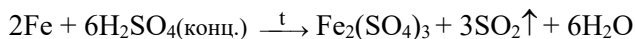
с) с растворами солей менее активных металлов



д) с соляной и разбавленной серной кислотами

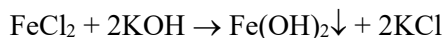


Концентрированной серной и азотной кислотами железо при обычных условиях **пассивируется** и с ними **не реагирует**. При нагревании оно реагирует с ними следующим образом:

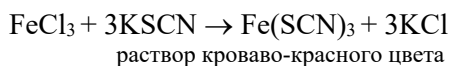
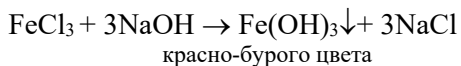


Примечание: При действии на железо соляной или разбавленной серной кислотами образуются соли **двухвалентного** железа, а при сжигании железа в хлоре или нагревании с концентрированной серной или азотной кислотами – соли **трехвалентного** железа.

Определение. Для определения ионов Fe^{2+} в растворе используют щелочь. В присутствии щелочи образуется зеленоватый осадок гидроксида железа(II), который постепенно буреет на воздухе:



Определение ионов Fe^{3+} в растворе основывается на образовании красно-бурого осадка гидроксида железа(III) при действии щелочей, а также кроваво-красного раствора при действии роданидов, например, роданида калия:

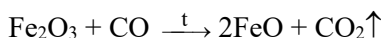


Оксиды и гидроксиды железа

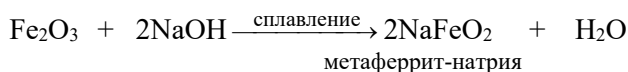
Оксиды железа – FeO , Fe_3O_4 и Fe_2O_3 – твердые вещества, нерастворимые в воде, но растворимые в кислотах. FeO обладает основными, Fe_2O_3 – слабо *амфотерными* свойствами. Fe_3O_4 ($\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$) – смешанный оксид:



Оксид железа(II) получают восстановлением оксида железа(III), а оксид железа(III) – термическим разложением гидроксида железа(III), в промышленности – сжиганием пирита:



Как амфотерный оксид, Fe_2O_3 реагирует с кислотами и с щелочами. Например, при сплавлении с щелочью образует метаферрит натрия:



Гидроксиды железа – $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и $\text{Fe}(\text{OH})_3$ получают действием щелочей на растворы солей двух- и трехвалентного железа. Гидроксид железа(III) получают также окислением гидроксида железа(II). Способность ионов Fe^{2+} легко окисляться – характерное их свойство.

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ проявляет *основные*, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – слабо *амфотерные* свойства, т.е. гидроксид железа(III) более слабое основание, чем гидроксид железа(II).

Это интересно

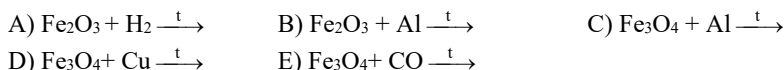
В организме взрослого человека около 4–5 г железа. Железо – составная часть гемоглобина крови, переносящего кислород из легких к клеткам. Многие ферменты – соединения железа. Наиболее богаты железом печень и селезенка. При малокровии рекомендуют пищу, богатую железом (гречку, яблоки, листья салата).

Ключевые слова

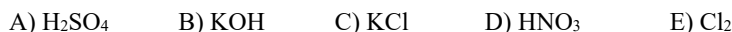
• элементы побочных подгрупп • гематит • сидерит • намагничивание • роданид калия •

Применение и проверка знаний

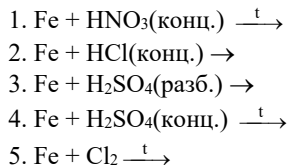
1. По какой схеме железо не может образоваться?



2. С помощью какого вещества можно определить ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} в растворе?



3. Завершите схемы и отметьте уравнения реакций, в которых образуются соли II-валентного железа.



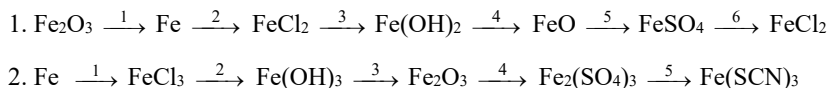
4. Почему элементы побочных подгрупп 4–7-го периодов называются d- и f-элементами?

5. По какому физическому свойству железа его можно отличить от большинства других металлов?

6. Какая из степеней окисления +2 или +3 более характерна для соединений железа? В каком из этих состояний окисления, соединения железа более устойчивы на воздухе?

7. Масса железной пластины, опущенной в раствор сульфата меди(II), увеличилась на 0,2 г. Вычислите, сколько граммов меди выделилось на поверхности железной пластины? $A_r(\text{Fe}) = 56$, $A_r(\text{Cu}) = 64$.

8. Составьте уравнения превращений.



9 Производство чугуна и стали

- ? – В каком виде железо обычно используется в технике? Почему?
 ? – Почему чугун и сталь получают не из чистого железа, а из железных руд?

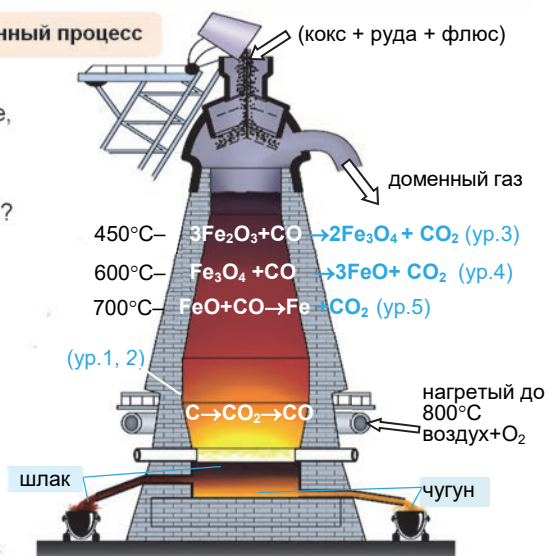
• **Чугун** – сплав железа, содержащий от 2 до 4% углерода, а также кремния, марганца, фосфора и серы.

Деятельность

Доменный процесс

На основании уравнений процессов, протекающих в домне, ответьте на вопросы.

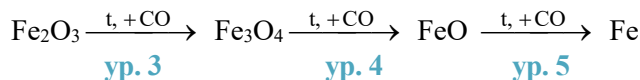
- Почему в домну (сверху) вначале подают не руду, а кокс?
- При какой температуре начинается восстановление руды?
- Почему в домне температура поднимается выше 800°C?
- В какой последовательности изменяется состав руды при восстановлении Fe_2O_3 ?



Чугун получают в *доменной печи* (а). Для получения чугуна в домну загружают по очереди – вначале *кокс* (С), затем смесь *железной руды* (Fe_2O_3 или Fe_3O_4) с *флюсом* (обычно CaCO_3). Снизу домны подается нагретый до 800°C и обогащенный кислородом воздух. Под действием подогретого воздуха кокс экзотермически сгорает, и температура повышается до 2000°C (ур. 1). Образующийся CO_2 , реагируя с раскаленным коксом (углем), образует *монооксид углерода* (ур. 2),

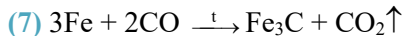
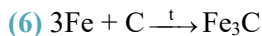


который восстанавливает оксиды железа до свободного металла по схеме:

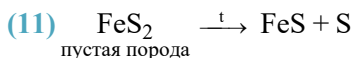
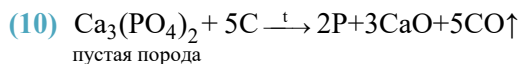
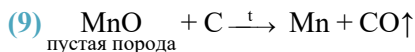
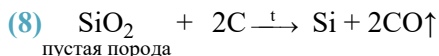


(более подробно относительно реакций, описываемых ур. 3–5 см. в схеме домны).

Часть железа, реагируя с раскаленным коксом и *монооксидом углерода*, образует карбид железа (цементит) Fe_3C :

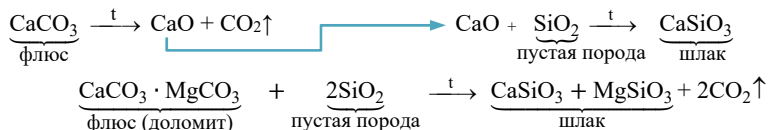


Наряду с вышеуказанными процессами, протекает и восстановление кремния, марганца, фосфора и серы из их соединений $[\text{SiO}_2, \text{MnO}, \text{FeS}_2, \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2]$. Эти соединения присутствуют в виде тугоплавких примесей в составе пустой породы руды и кокса:



Таким образом, образующиеся в ходе доменного процесса *кремний, фосфор, сера и марганец*, а также *цементит и углерод*, растворяясь в расплавленном железе, образуют *жидкий чугу́н*.

Шкатулка знаний • Невосстановленную часть пустой породы удаляют с помощью флюса в виде *шлаков*. Если пустая порода состоит из диоксида кремния, то в качестве флюса используют известняк или доломит (и наоборот):



Образующиеся легкоплавкие шлаки, собираясь на поверхности чугуна, защищают его от окисления.

Выходящий из домы газ называется *доменным газом*. Он состоит из CO , N_2 и CO_2 . Его используют в регенераторах для нагревания воздуха, вдуваемого в дому.

Таким образом, *сущность (химическая) доменного процесса состоит в восстановлении железной руды монооксидом углерода*.

Различают чугун *серый* и *белый*. *Серый* чугун называют *литейным чугуном*, а *белый* – *передельным*. Серый чугун содержит в своем составе углерод в виде графита. В технике из него изготавливают трубы, детали машин и станков, батареи отопления.

В составе *белого чугуна* углерод содержится в виде цементита. Белый чугун в основном используют для производства стали.

Производство стали

• **Сталь** – сплав железа, содержащий от 0,1 до 2% углерода и в малых количествах другие примеси (*Si, Mn, S, P*).

Деятельность

Производство стали из чугуна

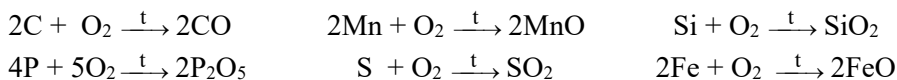
Получение стали из чугуна состоит в удалении примесей путем их окисления. Зная это, ответьте на вопросы.

- Где больше массовая доля железа – в стали или чугуна? Обоснуйте ваш ответ.
- Какие типы оксидов образуются в ходе производства стали? Почему?
- Какие типы – экзо- или эндотермические реакции, в основном, протекают? Почему?
- Как влияет присутствие углерода на свойства стали?

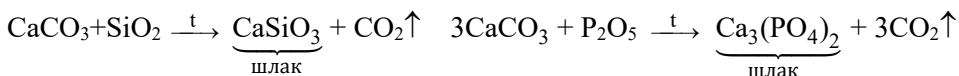
Получение стали из чугуна состоит в удалении примесей – С, S, P, Si и др., содержащихся в составе чугуна. Это достигается путем их окисления.

Шкатулка знаний • Содержание фосфора и серы в составе чугуна особенно нежелательно, поскольку фосфор придает стали хрупкость при обработке в обычных условиях, а сера – при горячей механической обработке. Поэтому в производстве стали стараются по возможности полнее их удалить.

Основу производства стали составляют нижеприведенные реакции. Следует отметить, что, поскольку в ходе процесса образуется много оксида железа(II), то он также, наряду с кислородом, участвует в окислении примесей:



Оксиды кремния и фосфора удаляются с помощью известняка в виде шлаков:



Для полного восстановления оксида железа(II), в расплавленную сталь добавляют восстановители, например, *ферромарганец* (или феррохром). Ферромарганец, сплав железа с марганцем. Марганец, отнимая кислород у оксида железа(II), превращается в оксид марганца(II) и, соединяясь с SiO_2 , удаляется в виде шлака:



Из чугуна сталь получают тремя способами – *мартеновским*, *кислородно-конверторным* и *электротермическим*.

Мартеновским способом процесс осуществляют в мартеновских печах, состоящих из ванны и 4-х регенераторов. Для поддержания высокой температуры (1700–1750°C) в ванне над чугуном сжигают горючий газ. В ванну, содержащую жидкий чугун, добавляют также железный лом и руду. В этом случае в окислении примесей чугуна (С, S, P, Si) участвует и кислород, содержащийся в этих добавках.

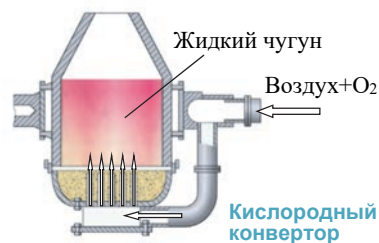
Преимущество мартеновского способа, по сравнению с двумя другими способами, состоит в том, что процесс переработки чугуна можно легко контролировать и получать стали различных марок. Продолжительность процесса 6–8 часов.

Преимущество *кислородно-конверторного* способа состоит в том, что он экономичен. Необходимая для процесса температура (1700–1750°C) достигается в результате экзотермических реакций окисления примесей, и в конверторе сжигание топлива не требуется. По сравнению с мартеновским способом, процесс заканчивается быстрее.

В *электротермическом* способе с помощью электрической дуги достигается более высокая температура (2000°C), чем в двух других способах. Это позволяет получать высококачественные легированные стали. Помимо этого, сооружение электропечей обходится дешевле, а процесс выплавки стали завершается быстрее.

Свойства стали. Чем больше углерода в стали, тем сталь твёрже. Сталь, содержащая 0,7–1,3% углерода, называется *инструментальной*. Инструменты, изготовленные из такой стали, используют для обработки дерева, пластмассы, металлов. Стали, содержащие 0,3–0,7% углерода, называют *конструкционными*. Из них отливают железнодорожные рельсы, оси, валы. Сталь, содержащая менее 0,3% углерода, легко куется, штампуется, сваривается и режется. Из нее изготовливают кузова автомобилей, корпуса компьютеров, листы кровельного материала.

Шкатулка знаний • Основоположником кислородно-конверторного способа был английский ученый Г.Бессемер. В этом способе кислород или воздух обогащенный кислородом под давлением в 1МПа снизу конвертора грушевидной формы, нагнетается внутрь расплавленного чугуна. Для удаления примесей в виде шлака в конвертор добавляют известняк.



Ключевые слова

• железная руда • кокс • флюс • шлак • пустая порода • литейный и передельный чугун • инструментальная и конструкционная сталь

Применение и проверка знаний

- Какие из перечисленных веществ используются в производстве чугуна?
 - флюс
 - железная руда
 - шлак
 - кокс
 А) 1,2,3,4 В) только 2 С) 2,3,4 Д) 1,2,4 Е) 1,2,3
- По какой схеме протекает восстановление Fe_2O_3 в производстве чугуна?
 - $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{Fe}$
 - $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{Fe}$
 - $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{Fe}$
 - $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{Fe}$
 - $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{Fe}$
- В чем состоит роль кокса в доменном процессе? Можно ли в ходе доменного процесса получить чистое железо?
- Какова роль флюса в доменном процессе? Если железная руда в виде пустой породы содержит известняк, то что следует использовать в качестве флюса?
- Перечислите отличительные особенности трех способов переработки чугуна в сталь.
- Почему железо используется в основном в виде чугуна и стали?
- Составьте уравнения реакций, протекающих в ходе производства стали из чугуна.
- Для ускорения доменного процесса, что предложили бы вы осуществить?
- Чем по составу отличается инструментальная сталь от конструкционной стали?

10 Медь, цинк и хром



- Почему электропровода, теплообменные аппараты изготавливают из меди?
- Почему ряд украшений изготавливают из сплава меди с оловом – бронзы?

Медь

Деятельность

Некоторые химические свойства меди

Обеспечение: медный провод, спиртовка, соляная кислота, порошки меди и серы, пробирка, стакан, вода.

Ход работы:

- нагрейте медный провод на спиртовке, пока его поверхность не покроется черным налетом, и опустите в соляную кислоту, следя за тем, что происходит.
- смесь порошков меди и серы массой примерно 0,5 г, в пробирке нагрейте спиртовкой, пока не начнется плавление серы, после чего прекратите нагревание. Содержимое пробирки после охлаждения пересыпьте в воду.

Обсудите результаты.

- Почему на поверхности медной проволоки образуется черный налет?
- Что происходит с черным налетом проволоки в соляной кислоте? Почему?
- Назовите вещество, образующееся из меди и серы? Растворится ли оно в воде?
- К каким типам реакций относятся проведенные реакции? Составьте их уравнения.

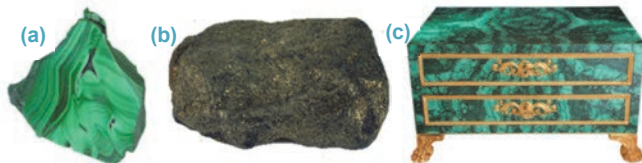
Открытие. Медь известна с древнейших времен.

Положение в Периодической системе и строение атома. Медь расположена в 4-м периоде, в побочной подгруппе I группы. Электронное строение ее атома: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$. За счет $4s^1$ электрона медь проявляет степень окисления +1. При участии в образовании химической связи еще одного электрона (одного из $3d$ -) медь проявляет степень окисления +2.

Нахождение в природе. Медь в природе встречается, главным образом, в виде соединений. Важнейшие ее минералы – *куприт* Cu_2O , *медный блеск* Cu_2S , *медный колчедан* $CuFeS_2$ и *малахит* $(CuOH)_2CO_3$. Иногда медь встречается в свободном состоянии – в виде *слитков*. В Азербайджане медь встречается в основном на Филизчайском и Кедабекском месторождениях.

Минералы меди:

- a – малахит
- b – медный колчедан
- c – изделие из малахита



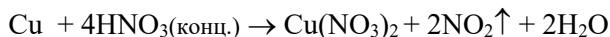
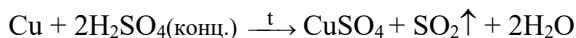
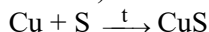
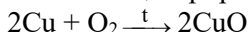
Получение. В промышленности медь получают из медного блеска в две стадии: вначале медный блеск Cu_2S превращается в оксид меди(I), который далее реагирует с избытком Cu_2S :



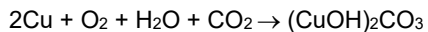
Медь, полученная таким способом, содержит примеси. Для получения более чистой меди используют метод электролиза.

Физические свойства. Медь – пластичный металл светло-розового цвета, достаточно мягкий. Она относится к тяжелым ($\rho=8,96 \text{ г/см}^3$) и тугоплавким ($t_{\text{пл.}}=1083^\circ\text{C}$) металлам, хорошо проводит электричество (уступает только серебру).

Химические свойства. На сухом воздухе и при обычной температуре медь не изменяется. При высоких температурах она реагирует с простыми и сложными веществами. Из кислот медь реагирует лишь с кислотами-окислителями (азотной и концентрированной серной кислотами):



Шкатулка знаний • На влажном воздухе, в результате окисления кислородом воздуха – на поверхности меди образуется налет зеленого цвета, состоящий из гидроксокарбоната меди(II) ($\text{Cu}(\text{OH})_2\text{CO}_3$):



гидроксокарбонат меди(II) (составная часть малахита)

Применение. Чистая медь применяется для изготовления электропроводов, кабелей, растворимых анодов (электродов), а также в теплообменных аппаратах. Она используется в производстве различных сплавов (латунь, бронза и др.).

Медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ в виноградарстве используют для борьбы с широко распространенной болезнью – *милдью*.

Цинк



– Почему для защиты металлических изделий от коррозии их поверхность покрывают цинком?

Деятельность

Взаимодействие цинка с кислотами и щелочами

Обеспечение: две пробирки, концентрированная соляная кислота, концентрированный раствор NaOH.

Ход работы: В одну из двух пробирок, содержащих по одной грануле цинка, налейте 2–3 мл соляной кислоты, в другую – столько же раствора NaOH и наблюдайте за происходящим.

Обсудите результаты.

- Какие визуальные изменения происходили в каждой пробирке?
- Какое свойство цинка отражают явления, произошедшие в пробирках?
- Составьте уравнения реакций, которые были осуществлены.

Открытие. Цинк в виде сплавов с медью известен с древнейших времен.

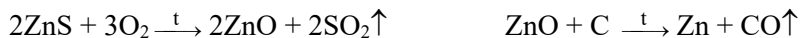
В Периодической системе цинк расположен в 4-м периоде, в побочной подгруппе II группы. Электронное строение его атома: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$.

Степень окисления цинка в соединениях +2.

Нахождение в природе. Цинк в природе встречается только в виде соединений; например, *сфалерит* ZnS , *галмей* ZnCO_3 (цинковый шпат) и др.

В Азербайджане цинк встречается, в основном, на Гюмюшлинском свинцово-цинковом (Нахчыван) и Филизчайском полиметаллическом месторождениях.

Получение. В промышленности цинк получают из сфалерита в 2 стадии: обжигом минерала с последующим восстановлением оксида цинка углеродом:

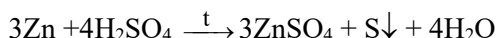


Физические свойства. Цинк – легкоплавкий ($t_{\text{пл.}}=419,5^\circ\text{C}$), тяжелый ($\rho=7,1 \text{ г/см}^3$) цветной металл голубовато-серебристого цвета. При обычной температуре он хрупкий, при $100 - 150^\circ\text{C}$ легко прокатывается в листы. Выше 200°C цинк снова становится хрупким.

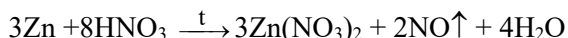
Химические свойства. При обычных условиях цинк окисляется кислородом воздуха и покрывается прочной оксидной пленкой. Пленка при обычных условиях защищает цинк от его дальнейшего окисления и взаимодействия с водой. При нагревании цинк реагирует с простыми и сложными веществами:



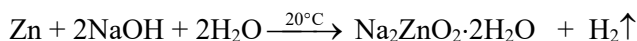
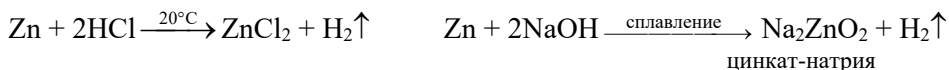
Из разбавленной серной кислоты цинк вытесняет водород; с концентрированной кислотой, в зависимости от условий – концентрации кислоты и температуры – цинк реагирует, выделяя H_2S , SO_2 или S :



С концентрированной азотной кислотой цинк реагирует, выделяя NO :



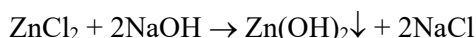
Как и алюминий, цинк реагирует с кислотами и щелочами. В обеих реакциях выделяется водород:



Оксид и гидроксид цинка – амфотерные соединения.

Применения. Поскольку, оксидная пленка, образующаяся на поверхности цинка устойчива по отношению к кислороду воздуха и воде, то цинк используют в качестве защитного покрытия от коррозии. Из-за хрупкости цинк применяется в основном в виде сплавов, например, в виде латуни – сплава с медью. ZnO применяется в качестве белой краски – *цинковых белил*.

Определяют ионы Zn^{2+} в растворе по выпадению белого осадка гидроксида-цинка под действием щелочи, растворяющегося в избытке щелочи:



Это интересно

Цинк входит в состав более 200 ферментов. Он является составной частью инсулина, регулирующего содержание сахара в крови, регулирует рост человека, играет важную роль в формировании скелета и иммунной системы. Цинк входит в состав овса, пшеницы, гречки, гороха, кедрового ореха, плавленого сыра, арахиса, фасоли. Он также содержится в говядине, баранине, в мясе индейки.

Хром



- Почему в производстве сплавов широко используют хром?
- В чем состоит роль хрома в нержавеющей стали?

Деятельность

Получение гидроксида хрома(III) и его свойства

Обеспечение: растворы сульфата хрома(III), гидроксида натрия, соляная кислота, штатив с пробирками.

Ход работы: в три пробирки налейте по 5–6 мл раствора сульфата хрома(III); в одну пробирку с раствором опустите синюю лакмусовую бумажку, в две другие добавьте по каплям раствор щелочи до выпадения осадка и наблюдайте за изменениями. В одну пробирку с осадком добавьте по каплям соляную кислоту, а во вторую – раствор щелочи до полного растворения осадков.

Обсудите результаты.

- Почему синяя окраска лакмусовой бумажки изменяется? Что происходит с солью в водном растворе?
- Какого цвета осадок и какому веществу он соответствует?
- Какими свойствами обладает гидроксид хрома(III)? Ответ ваш обоснуйте и составьте уравнения соответствующих реакций.
- Обладает ли этими же свойствами и оксид хрома(III)?
- Как вы думаете, какими свойствами обладают оксиды и гидроксиды двух- и шестивалентного хрома?

Открытие. Хром был открыт в 1797 г. французским химиком Л.Вокленом.

В Периодической системе хром расположен в 4-м периоде, в побочной подгруппе VI группы. Электронное строение его атома – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$.

Степень окисления хрома в соединениях, в основном, +2, +3 и +6.

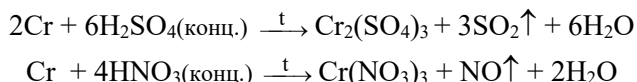
Нахождение в природе. Хром в природе встречается только в виде соединений. Важнейший его минерал – *хромистый железняк* или *хромит железа* (II) $FeO \cdot Cr_2O_3$ [или $Fe(CrO_2)_2$]. В природе он также встречается в виде оксида хрома(III) и других его соединений.

Получение. При восстановлении хромита железа(II) углем образуется сплав железа и хрома – *феррохром*. Для получения чистого хрома оксид хрома(III) восстанавливают алюминием:



Физические свойства. Хром – металл серовато-белого цвета с металлическим блеском; хорошо проводит электричество и тепло. Относится к тяжелым ($\rho = 7,19 \text{ г/см}^3$) и тугоплавким ($t_{\text{пл.}} = 1890^\circ\text{C}$) металлам. Хром – один из самых твердых металлов.

Химические свойства. При обычных условиях поверхность хрома покрывается, очень устойчивой к коррозии, оксидной пленкой Cr_2O_3 . Поэтому, во влажном воздухе хром не подвергается изменению. Азотной и концентрированной серной кислотами хром пассивируется (в этих условиях оксидная пленка упрочняется). При нагревании хром реагирует с обеими кислотами:



Соляная и разбавленная серная кислоты с хромом реагируют спустя некоторое время – после разрушения оксидной пленки:



Соединения двухвалентного хрома – *сильные восстановители*. В порошкообразном состоянии хром реагирует со фтором при обычных условиях, с хлором и кислородом – при высокой температуре:



Из оксидов и гидроксидов хрома CrO и $\text{Cr}(\text{OH})_2$ проявляют основные, Cr_2O_3 и $\text{Cr}(\text{OH})_3$ – амфотерные, CrO_3 , H_2CrO_4 (хромовая кислота) и $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (дихромовая кислота) – кислотные свойства. Например,



CrO_3 – *сильный окислитель*. Например, если его смочить этиловым спиртом,

Это интересно

Ионы хрома, реагируя с инсулином, обеспечивают перенос глюкозы из крови в клетки. Ионы хрома регулируют активность некоторых ферментов, понижают артериальное давление, уменьшают чувство страха, возбуждения. Человек получает хром, в основном, из пищи животного происхождения, – рыбы, печени, креветок, а также из пищи растительного происхождения – свеклы, ячменя.

то в результате энергичного окисления спирт воспламеняется, а CrO_3 восстанавливается до Cr_2O_3 .

Применение. Хром применяется для получения твердых, нержавеющих сталей, а также для хромирования различных стальных изделий. Сплавы хрома, обладающие высоким электрическим сопротивлением, например, его сплав с никелем – *нихром*, применяют для изготовления электрических нагревательных приборов. Соединения хрома – *хроматы*

и *дихроматы* – широко применяются в качестве окислителей.

Ключевые слова

• малахит • медный блеск • амфотерность • цинковые белила • феррохром • хромовая и дихромовая кислоты

Применение и проверка знаний

Медь (1-6) • Цинк (7-12) • Хром (13-18)

1. Какое соединение меди не встречается в природе?

- A) Cu_2S B) CuSO_3 C) Cu_2O D) CuFeS_2 E) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$

2. Укажите ошибочное высказывание относительно меди.

- A) пластичный металл B) тяжелый металл C) тугоплавкий металл
D) элемент главной подгруппы E) хорошо проводит электричество

3. Завершите схемы реакций.

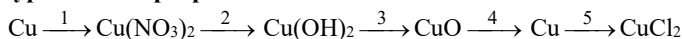
1. $\text{Cu} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t}$ 2. $2\text{Cu} + \text{O}_2 \xrightarrow{t}$ 3. $\text{Cu} + \text{S} \xrightarrow{t}$
4. $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \xrightarrow{t} \dots + \dots + 2\text{NO}_2\uparrow$ 5. $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \xrightarrow{t} \dots + \dots + 2\text{SO}_2\uparrow$

4. Составьте уравнения получения меди в промышленности из медного блеска.

5. Укажите области применения меди и ее соединений.

1. электротехника
2. изготовление растворимых анодов
3. производство сплавов
4. восстановление оксидов металлов
5. борьба с вредителями растений

6. Составьте уравнения превращений.



7. Какое уравнение составлено неверно?

- A) $\text{Zn} + \text{S} \xrightarrow{t} \text{ZnS}$ B) $\text{Zn} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t} \text{ZnCl}_2$ C) $2\text{Zn} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{ZnO}$
 D) $\text{Zn} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$ E) $\text{Zn} + 2\text{NaOH} \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\uparrow$

8. Укажите схемы получения меди и цинка в промышленности соответственно.

1. $\text{Cu}_2\text{S} \xrightarrow[-\text{SO}_2]{+\text{O}_2} \text{Cu}_2\text{O} \xrightarrow[-\text{SO}_2]{+\text{Cu}_2\text{S}} \text{Cu}$ 2. $\text{Cu}_2\text{S} \xrightarrow[-\text{SO}_2]{+\text{O}_2} \text{Cu}_2\text{O} \xrightarrow[-\text{HgO}]{+\text{Hg}} \text{Cu}$
 3. $\text{ZnS} \xrightarrow[-\text{SO}_2]{+\text{O}_2} \text{ZnO} \xrightarrow[-\text{Fe}_2\text{O}_3]{+\text{Fe}} \text{Zn}$ 4. $\text{ZnS} \xrightarrow[-\text{SO}_2]{+\text{O}_2} \text{ZnO} \xrightarrow[-\text{CO}]{+\text{C}} \text{Zn}$

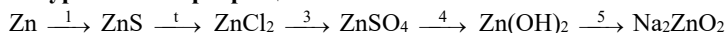
9. Составьте уравнения соответствующих реакций.

1. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) \xrightarrow{t}$ 2. $\text{ZnO} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{20^\circ\text{C}}$
 3. $\text{Zn} + \text{HCl}(\text{p-p}) \xrightarrow{20^\circ\text{C}}$ 4. $\text{Zn} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \xrightarrow{t}$

10. Что верно для цинка?

1. ион Zn^{2+} определяют щелочью
2. типичный металл
3. входит в состав бронзы
4. входит в состав латуни
5. его оксид входит в состав белой краски

11. Составьте уравнения превращений.



12. Укажите природные соединения цинка и хрома.

1. ZnCO_3 2. ZnS 3. ZnCl_2 4. Cr_2O_3 5. CrBr_3 6. $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$

13. Что общего в электронном строении атомов хрома и меди?

14. Укажите ошибочное высказывание. Хром ...

- A) устойчив к коррозии B) тяжелый металл
 C) тугоплавкий металл D) самый твердый металл E) мягкий металл

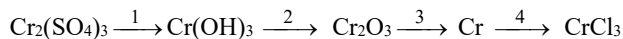
15. Завершите схемы реакций.

1. $\text{Cr} + \text{Cl}_2 \rightarrow$ 2. $\text{Cr} + \text{HCl} \rightarrow$ 3. $\text{Cr} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) \xrightarrow{t}$
 4. $\text{Cr} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \xrightarrow{t} \dots + \text{SO}_2\uparrow + \dots$ 5. $\text{Cr} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \xrightarrow{t} \dots + \text{NO}\uparrow + \dots$

16. Определите верные высказывания.

1. CrO – основной оксид
2. Cr_2O_3 – кислотный оксид
3. $\text{Cr}(\text{OH})_3$ – амфотерный оксид
4. CrO_3 – образует хромовую и дихромовую кислоты
5. чистый хром в промышленности получают методом алюминотермии

17. Составьте уравнения превращений.



18. Перечислите общие физические и химические свойства оксидов: Al_2O_3 , Fe_2O_3 и Cr_2O_3 . Составьте уравнения соответствующих реакций.

19. Напишите реферат на тему “Металлы в организме человека и их биологическая роль”.

11 ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА – 1. СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

О П Ы Т 1

Взаимодействие цинка, железа и меди с соляной и разбавленной серной кислотами.

Обеспечение: гранулы цинка, стружки железа и меди, соляная и разбавленная серная кислоты, спиртовка, 6 пробирок, 6 пипеток, часовое стекло.

Ход работы: Поместите в каждую из двух пробирок по 2 гранулы цинка, в другую пару пробирок 2–3 железные стружки, в третью пару пробирок – столько же медных стружек. В одну пробирку с цинком налейте 2 мл серной, в другую – столько же соляной кислоты. Точно так же поступите с пробирками с медной и железной стружками и проследите за происходящими изменениями. Затем пипеткой перенесите 1–2 капли раствора из каждой пробирки на часовое стекло и выпарите с помощью спиртовки.

Обсудите результаты:

- Какой металл более энергично реагировал с кислотами?
- Какие признаки химической реакции вы наблюдали в проведенных опытах?
- Какой металл из кислот не вытеснил водород?
- В каких случаях при выпаривании на стекле не остался твердый остаток?

О П Ы Т 2

Проведите реакции, подтверждающие качественный состав хлорида кальция и составьте молекулярное и ионное уравнения этих реакций.

О П Ы Т 3

Обменной реакцией получите гидроксид алюминия. Докажите его амфотерный характер. Составьте молекулярное и ионное уравнения этих реакций.

О П Ы Т 4

Получите из хлорида железа(III) оксид железа(III). Составьте молекулярное и ионное уравнения соответствующих реакций.

О П Ы Т 5

Получите из оксида меди(II) раствор сульфата меди(II) и выделите из него кристаллы медного купороса. Составьте уравнения обеих реакций.

12 ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА НЕМЕТАЛЛОВ



- В какой части Периодической системы расположены неметаллы? Свой ответ обоснуйте электронным строением атомов химических элементов.
- С какими неметаллами в повседневной жизни вы сталкиваетесь?

Как вы знаете, число элементов-неметаллов (22) намного меньше числа металлов. Однако, несмотря на это, их роль в окружающей среде не менее важна, чем металлов. Так, из уроков географии, физики и биологии вам известно, что не только земной шар, но и Вселенную невозможно представить без неметаллов. Солнце и наибольшая планета Солнечной системы – Юпитер, в основном, состоят из водорода, кора земного шара по массе на 49% состоит из кислорода и на 27% – из кремния. Наша Земная атмосфера содержит 78% азота (по объему) и 21% кислорода, гидросфера, в основном, состоит из водорода и кислорода, живые организмы, образующие биосферу, также состоят, главным образом, из неметаллов.

Деятельность Относительно электронного строения атомов неметаллов

На основании электронного строения атомов ответьте на вопросы.

A) ... 3s ² 3p ⁴	C) 1s ¹	E) ...3s ² 3p ³	G) ...2s ²
B) ...2s ² 2p ²	B) ...2s ¹	F) ...2s ² 2p ⁵	H) ...2p ⁶ 3s ²

- Какие электронные конфигурации соответствуют атомам неметаллов?
- Аллотропные модификации каких из этих неметаллов вам известны?
- Какая электронная конфигурация соответствует атому неметалла, обладающему наибольшими окислительными свойствами?
- Укажите электронные конфигурации атомов неметаллов, которые в реакциях могут проявлять как восстановительные, так и окислительные свойства.

Ознакомимся с положением неметаллов в Периодической системе, их общими физическими и химическими свойствами, а также теми причинами, которые их обуславливают.

1. Положение неметаллов в Периодической системе.

В Периодической системе неметаллы, в основном, расположены в правом верхнем углу. За исключением водорода и гелия (s-элементы), неметаллы являются *p-элементами* (табл. 12.1).

Таблица 12.1. Положение неметаллов в Периодической системе

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	(H1s ¹)	Неметаллы					H	He 1s ²
			ns ² np ¹	ns ² np ²	ns ² np ³	ns ² np ⁴	ns ² np ⁵	ns ² np ⁶
2	В главных подгруппах радиусы атомов увеличиваются, электроотрицательность убывает, неметаллические свойства ослабевают.		B	C	N	O	F	Ne
3				Si	P	S	Cl	Ar
4					As	Se	Br	Kr
5						Te	I	Xe
6							At	Rn
7								

В периоде слева направо радиусы атомов уменьшаются, электроотрицательность возрастает
неметаллические свойства усиливаются

2. Особенности строения атомов неметаллов.

В атомах неметаллов (кроме бора В) внешний энергетический уровень имеет октетное (s^2p^6) строение, или близок к нему. Например, строение внешнего уровня атомов благородных газов – ns^2np^6 (у гелия $1s^2$), галогенов – ns^2np^5 , элементов VIA подгруппы (халькогенов) – ns^2np^4 .

При изменении электронного строения атома, металлические и неметаллические свойства элемента изменяются, как это указано в таблице 12.1.

3. Особенности строения простых веществ неметаллов.

Простые вещества неметаллов в твердом состоянии имеют как молекулярное, так и немолекулярное строение. К простым веществам молекулярного строения относятся галогены, кислород, водород, азот, озон O_3 , белый фосфор P_4 , кристаллическая сера S_8 и др. В них силы притяжения между молекулами, расположенными в узлах их кристаллических решеток, незначительны; поэтому такие вещества характеризуются невысокими температурами плавления и кипения. Например, молекулярная кристаллическая сера (S_8 , моноклинная модификация) плавится при $119,3^\circ\text{C}$, белый фосфор – при 44°C , простые вещества водород, азот и кислород, взятые в жидком состоянии, кипят в области минус $200\text{--}250^\circ\text{C}$.

Неметаллы с немолекулярным строением (C, Si, В или C_n , Si_n , B_n) имеют атомную кристаллическую решетку. Такие вещества обладают высокой твердостью или высокой температурой плавления; например, алмаз – самое твердое вещество, а графит плавится при 3800°C .

4. Особенности физических свойств твердых веществ неметаллов.

Неметаллы в твердом состоянии, как правило, или диэлектрики, или плохие проводники электричества и тепла; они не обладают пластичностью, металлическим блеском и являются хрупкими веществами.

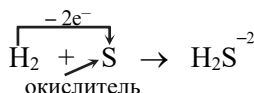
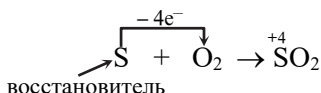
Шкатулка знаний • Кристаллический бор и кремний обладают полупроводниковыми свойствами. Из неметаллов графит, кристаллический йод и кремний имеют металлический блеск, а графит обладает также электропроводностью.

5. Особенности химических свойств.

Неметаллы в реакциях с металлами всегда являются окислителями, т.е. принимают электроны. Самый сильный окислитель – фтор:

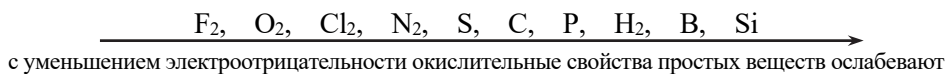


При взаимодействии друг с другом неметаллы могут быть как окислителями, так и восстановителями:



Только фтор при взаимодействии с другими простыми веществами не бывает восстановителем.

Окислительные свойства неметаллов ослабевают с уменьшением их электроотрицательности:



Неметаллы (R) с водородом образуют газообразные или летучие соединения общей формулы RH_n ($n = 8 - N$; N – номер группы Периодической системы, в которой расположен элемент R).

С активными металлами галогены образуют соединения с ионной связью – KCl , NaF и др.

1. В периодах слева направо кислотные свойства водных растворов летучих водородных соединений усиливаются. Например, в нижеприведенном ряду PH_3 (фосфин) обладает слабыми основными, H_2S – слабыми кислотными, а HCl – сильными кислотными свойствами:



2. В главных подгруппах сверху вниз восстановительные свойства летучих водородных соединений, а в водных растворах и их кислотные свойства усиливаются:



Неметаллы с кислородом, в основном, образуют кислотные оксиды – SO_2 , SO_3 , P_2O_5 и др.

3. В Периодической системе слева направо кислотные свойства высших оксидов неметаллов усиливаются, а сверху вниз ослабевают.

Об изменении кислотных свойств высших оксидов и водородных соединений неметаллов главных подгрупп

Задание. Составьте формулы высших оксидов азота, фосфора и мышьяка (As) и расположите их в порядке возрастания кислотных свойств.

Решение:

Поскольку азот, фосфор и мышьяк расположены в главной подгруппе V группы, то формулы их высших оксидов будут: N_2O_5 , P_2O_5 и As_2O_5 .

Согласно правилу 3 в подгруппе кислотные свойства этих оксидов ослабевают сверху вниз; следовательно, кислотные свойства оксидов – N_2O_5 , P_2O_5 и As_2O_5 возрастают в последовательности:



Задание. Объясните причины возрастания кислотных свойств водных растворов галогеноводородов в ряду $HF \rightarrow HCl \rightarrow HBr \rightarrow HI$.

Ключевые слова

• окислительные и восстановительные свойства неметаллов •
водородные соединения неметаллов •

Применение и проверка знаний

- Что ошибочно для водородных соединений неметаллов?
 - при обычных условиях летучие соединения
 - в твердом состоянии имеют молекулярное строение
 - в водных растворах некоторые могут проявлять кислотные свойства
 - соединения состава RH_4 соответствуют неметаллам IVA подгруппы
 - соединения состава RH_5 соответствуют неметаллам VA подгруппы
- Установите соответствие между валентными электронами неметалла и номером группы Периодической системы, в котором расположен неметалл.

1. ns^2np^1	2. ns^2np^2	a. VII	b. VI
3. ns^2np^3	4. ns^2np^4	c. V	d. IV
5. ns^2np^5		e. III	
- Укажите верные высказывания. В главных подгруппах сверху вниз у неметаллов ...

1. энергия ионизации уменьшается	2. окислительные свойства ослабевают
3. неметаллические свойства убывают	4. число валентных электронов растет
- В какой последовательности возрастают кислотные свойства водных растворов?

1. HCl	2. HBr	3. HI	4. HF
--------	--------	-------	-------
- Чем отличаются неметаллы от металлов по физическим и химическим свойствам?
- Приведите примеры неметаллов с различным типом кристаллических решеток. Рассмотрите отличительные особенности их физических свойств.
- Перечислите шесть биогенных элементов.
- Определите степени окисления элементов в соединениях – SF_6 , ClF_3 , SiF_4 и P_2S_5 и начертите структурную формулу каждого из них.
- К какому электронному семейству (s, p, d, f) относятся неметаллы?
- Чего больше (%) в литосфере и биосфере – металлов или неметаллов?
- На основании знаний, приобретенных на уроках биологии и химии, напишите реферат на тему “Биологическая роль неметаллов в живой природе”.

13 ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ ПОДГРУППЫ ФТОРА



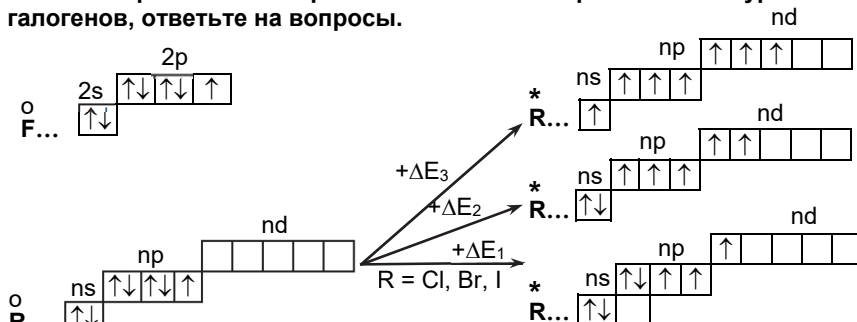
– Что объединяет поваренную соль, йодную настойку, зубную пасту, воду, воздух?

Элементы, расположенные в главной подгруппе VII группы Периодической системы – *фтор F*, *хлор Cl*, *бром Br*, *йод I* и *астат At*, называются *галогенами* (на лат. “галоген” означает рождающие соли).

Деятельность

Валентные возможности атомов галогенов

Учитывая различие в строении внешнего энергетического уровня атомов галогенов, ответьте на вопросы.



- В чем состоит различие в строении внешнего энергетического уровня атомов F, Cl, Br, и I?
- Во всех ли атомах галогенов возможно распаривание спаренных s- и p-валентных электронов? С чем это связано?
- Отражаются ли эти различия в строении атомов F и Cl в их валентностях, проявляемых ими в своих соединениях? Подтвердите примерами.

В каждом периоде галогены обладают наибольшими неметаллическими свойствами. На внешнем энергетическом уровне их атомов располагаются 7 электронов – ns^2np^5 . До октетной (ns^2np^6) конфигурации не хватает одного электрона. Кроме того, атомы галогенов, по сравнению с атомами других элементов данного периода, обладают наибольшим зарядом ядра и наименьшим радиусом. По этим причинам галогены – *сильные окислители*: приняв 1 электрон, они в соединениях с водородом и металлами проявляют степень окисления -1 .

В ряду $F \rightarrow Cl \rightarrow Br \rightarrow I \rightarrow At$ неметаллические свойства галогенов ослабевают.

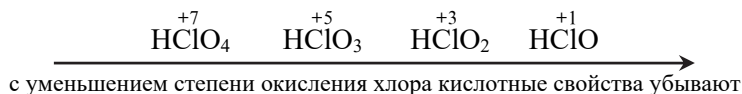
Фтор, как элемент с наибольшей электроотрицательностью, в соединениях проявляет степень окисления только -1 . Элементы Cl, Br, I наряду с -1 в соединениях со фтором и кислородом проявляют также степени окисления $+1$, $+3$, $+5$ и $+7$. Из-за отсутствия d-подуровня в атоме фтора он не проявляет валентность III, V и VII.

Шкатулка знаний • Таблица 13.1. Некоторые характеристики галогенов

Элемент	Валентные электроны	Относительная электроотрицательность	Степень окисления (в соединениях)
Фтор, F	2s ² 2p ⁵	4,0	только -1
Хлор, Cl	3s ² 3p ⁵	3,0	-1, +1, +3, +5, +7
Бром, Br	4s ² 4p ⁵	2,8	-1, +1, +3, +5, +7
Йод, I	5s ² 5p ⁵	2,5	-1, +1, +3, +5, +7

Водные растворы галогеноводородов являются кислотами. Сила этих кислот возрастает в ряду $\text{HF} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{HI}$, поскольку с ростом радиуса атома галогена, отщепление иона водорода H^+ от молекулы HR последовательно облегчается ($\text{HR} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{R}^-$). По той же причине в ряду $\text{HF} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{HI}$ восстановительные свойства галогеноводородов (галогенид ионов) усиливаются, а стабильность уменьшается.

Кроме фтора, все остальные галогены образуют кислородсодержащие кислоты. Например, хлор образует кислоты типа HClO_4 (хлорная), HClO_3 (хлорноватая), HClO_2 (хлористая) и HClO (хлорноватистая). С уменьшением степени окисления хлора их кислотные свойства убывают:



Кислотные свойства одготипных кислот хлора, брома и йода, например, типа HRO_4 , убывают от хлора к йоду. HClO_4 – одна из самых сильных кислот.

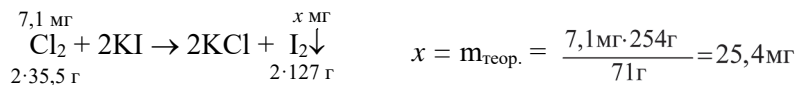
Галогены образуют простые вещества, состоящие из двухатомных молекул. В ряду $\text{F}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Br}_2 \rightarrow \text{I}_2$ их реакционная способность (химическая активность) убывает. Поэтому в этом ряду каждый предыдущий галоген вытесняет следующий из кислот типа HR и их солей.

Об активности галогенов и кислотных свойствах кислот типа HRO_4

При пропускании 7,1 мг хлора через раствор KI , взятого в избытке, выделилось 12,7 мг йода. Вычислите выход (%) йода? $A_r(\text{Cl})=35,5$, $A_r(\text{I})=127$.

Решение:

1. Найдем теоретически ожидаемую массу (x) йода (с выходом 100%):



2. Учитывая массу йода, полученную на самом деле ($m_{\text{практ.}}=12,7 \text{ мг}$), вычислим выход йода (η , %):

$$\eta(\%) = \frac{m_{\text{практ.}} \cdot 100\%}{m_{\text{теор.}}} = \frac{12,7 \text{ мг} \cdot 100\%}{25,4 \text{ мг}} = 50\%$$

Задание. Объясните причины уменьшения кислотных свойств в ряду:



В связи с тем, что в ряду $F_2 \rightarrow Cl_2 \rightarrow Br_2 \rightarrow I_2$ межмолекулярные силы притяжения возрастают, некоторые физические свойства галогенов в том же направлении изменяются закономерно.

Ключевые слова

• галогены • галогеноводороды • кислородсодержащие кислоты галогенов • активность галогенов •

Применение и проверка знаний

1. Что ошибочно для атомов галогенов?

- A) на внешнем энергетическом уровне имеют 7 электронов
- B) в каждом периоде обладают наибольшей электроотрицательностью
- C) принимая 1 электрон, легко приобретают конфигурацию ns^2np^6
- D) в невозбужденном состоянии содержат 1 неспаренный электрон
- E) в каждом периоде обладают наибольшим радиусом

2. Что из нижеперечисленного возрастает с ростом радиуса атомов галогенов?

- A) энергия ионизации
- B) окислительные свойства
- C) электроотрицательность
- D) восстановительные свойства
- E) неметаллические свойства

3. Укажите формулы водородных соединений галогенов и их высших оксидов (фтор не рассматривать).

- A) $HR; RO_4$
- B) $HR; R_2O_5$
- C) $HR; R_2O_7$
- D) $H_2R; R_2O_5$
- E) $HR; RO_3$

4. Определите электронную конфигурацию атома, обладающего наибольшими окислительными свойствами.

- A) $\dots 2s^2 2p^5$
- B) $\dots 3s^2 3p^5$
- C) $\dots 4s^2 4p^5$
- D) $\dots 5s^2 5p^5$
- E) $\dots 6s^2 6p^5$

5. В каком соединении степень окисления галогена указана ошибочно?

- A) $CaCl_2^{-1}$
- B) $KBrO_3^{+3}$
- C) SCl_2^{-1}
- D) Cl_2O^{+1}
- E) $Cl_2O_7^{+7}$

6. Определите в каждом ряду более сильную кислоту.

- 1. $HCl(p-p), HBr(p-p), HI(p-p)$
- 2. $HClO_4, HBrO_4, HIO_4$

7. Почему в каждом периоде галогены обладают наиболее сильными окислительными свойствами?

8. Почему фтор в своих соединениях не проявляет валентности: III, V и VII?

9. Как объяснить усиление кислотных свойств в ряду $HF \rightarrow HCl \rightarrow HBr \rightarrow HI$?

10. В каком соединении массовая доля (%) водорода наибольшая?

- 1. HF
- 2. HCl
- 3. HBr
- 4. HI

14 Хлор



- Какое свойство хлора определило его применение в Первой мировой войне в качестве химического оружия?
- Почему этот галоген в составе поваренной соли не оказывает вредное воздействие на организм?

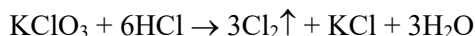
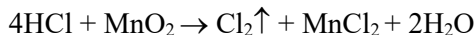
Открытие. В свободном состоянии хлор впервые был получен окислением соляной кислоты диоксидом марганца (1774 г., К.Шееле, Швеция).

Положение в Периодической системе и строение атома. Хлор – элемент

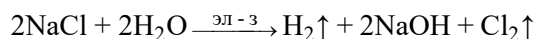
3-го периода главной подгруппы VII группы. Электронное строение атома – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Степень окисления хлора в соединениях $-1, +1, +3, +5$ и $+7$.

Нахождение в природе. Как активный элемент хлор в природе встречается только в виде соединений. К важнейшим его соединениям относятся *галит* NaCl , *сильвин* KCl , *сильвинит* $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$, *карналлит* $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и др. Соединения хлора встречаются в водах океанов, морей и озер, а также в организмах растений и животных.

Получение. В лаборатории хлор можно получить действием сильных окислителей (MnO_2 , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и KClO_3) на соляную кислоту:

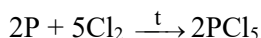
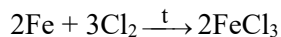
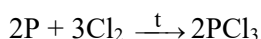
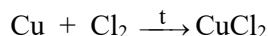
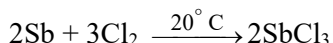
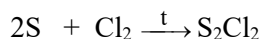
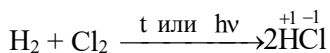


В промышленности хлор получают электролизом расплава хлорида натрия или его концентрированного водного раствора:



Физические свойства. Хлор – газ желто-зеленого цвета, с резким удушающим запахом. **Ядовит!** В 2,5 раза тяжелее воздуха. В 1 л воды растворяется 2,5 л хлора (20°C). Его водный раствор называют *хлорной водой*. Хлор раздражает дыхательные пути, а при вдыхании большого количества вызывает смерть. Хлор под давлением сжижается и в жидком состоянии хранится в стальных баллонах.

Химические свойства. Хлор – *сильный окислитель*. Он непосредственно *не реагирует* с кислородом, азотом и углеродом. Хлор с водородом реагирует при освещении ($h\nu$) с сурьмой (Sb) и активными металлами при комнатной температуре, а с другими простыми веществами при нагревании:



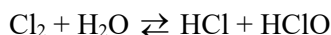
Деятельность

Химические свойства хлора

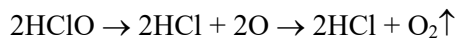
На основании уравнений, отражающих химические свойства хлора, ответьте на вопросы.

- В каких реакциях хлор окислитель? Чем обусловлены ее окислительные свойства?
- При каких условиях из простых веществ образуется PCl_3 , а при каких – PCl_5 ?
- Почему железо с соляной кислотой образует FeCl_2 , а с хлором – FeCl_3 ?
- В каких соединениях элемент в соединении с хлором проявляет валентность, равную двум? Почему их формулы отличаются друг от друга?

Взаимодействие хлора со сложными веществами. Хлор реагирует с водой, образуя соляную (хлороводородную) и хлорноватистую кислоты:

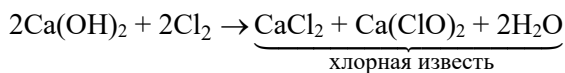


Образующийся раствор называют *хлорной водой*. Хлорноватистая кислота – непрочное вещество, поэтому она разлагается. Образующийся при ее разложении атомарный кислород, как сильный окислитель, обесцвечивает органические красители:

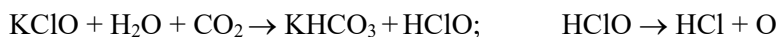


Это свойство хлорной воды позволяет использовать ее в качестве отбеливающего вещества.

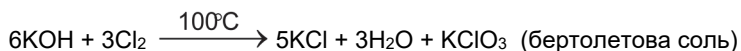
Хлор взаимодействует с щелочами. Например, при обычных условиях хлор с растворами KOH или NaOH образует *жавелевую воду*, а с раствором гашеной извести – *хлорную известь*, которые также обладают отбеливающими свойствами:



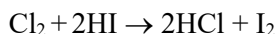
Отбеливающие свойства жавелевой воды и хлорной (белильной) извести обуславливает хлорноватистая кислота, которая образуется под действием воды и углекислого газа воздуха. Например,



Шкатулка знаний • При нагревании хлора с щелочами образуются соли хлорноватой кислоты (HClO₃):



Хлор – более сильный окислитель, чем бром и йод. Поэтому он вытесняет бром и йод из их бинарных соединений с водородом и металлами:



Хлор взаимодействует и с органическими соединениями.

Применение. Хлор используют для обеззараживания питьевой воды, отбеливания тканей и бумаги. Его основная часть расходуется в производстве соляной кислоты, хлорной извести, а также других хлорсодержащих неорганических и органических соединений.

Хлор (в основном в виде гипохлорита натрия) входит в состав препаратов бытовой химии – отбеливателей, мощных средств для мытья посуды, средств для дезинфекции и борьбы с плесенью. Гипохлорит натрия также используется для очистки питьевой и бытовой воды, для удаления накипи и ржавчины с поверхности сантехники, а также для устранения засоров в трубах. Каждый препарат следует использовать в соответствии с правилами безопасности, указанными в его инструкциях, так как эти препараты оказывают на человека вредное воздействие. Так, соединения хлора вызывают у человека повышенное кровяное давление, анемию, заболевания сердечно-сосудистой

системы и способствуют развитию атеросклероза сосудов. Они также вызывают аллергию и даже бронхиальную астму.

Ключевые слова

• хлорная вода • хлорноватистая кислота • жавелевая вода • отбеливающие вещества • реакции замещения галогенов •

Применение и проверка знаний

1. Что ошибочно для хлора?

- А) ядовитый газ
- В) в лаборатории получают из соляной кислоты
- С) обладает высокой химической активностью
- Д) в природе встречается в свободном состоянии
- Е) в промышленности получают из поваренной соли

2. По какой схеме образуется (непосредственно) простое вещество?

1. $\text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow$ 2. $\text{KI} + \text{Br}_2 \rightarrow$ 3. $\text{KBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow$ 4. $\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \rightarrow$
 А) 1,2 В) только 2 С) 1,2,3,4 Д) 2,3 Е) только 3

3. Составьте уравнения возможных реакций.

1. $\text{K} + \text{Cl}_2 \rightarrow$ 2. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu}$ 3. $\text{Al} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t}$ 4. $\text{O}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t}$ 5. $\text{P} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t}$

4. Завершите схемы реакций. Укажите уравнения, по которым образуются, соответственно, жавелевая вода и хлорная известь.

1. $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ 2. $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$ 3. $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \xrightarrow{100^\circ\text{C}}$ 4. $\text{Cl}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$

5. Солями каких кислот являются гипохлорит калия и бертолетова соль? Напишите молекулярную и структурную формулы этих кислот.

6. Как объяснить отбеливающие свойства хлорной воды и жавелевой воды?

7. Вычислите массу 1 литра (н.у.) хлора. Определите относительную плотность хлора по водороду и воздуху. $A_r(\text{Cl}) = 35,5$; $M_r(\text{возд.}) = 29$.

15 Хлороводород и соляная кислота



– Какие вещества принимают участие в переваривании пищи в желудке?

Деятельность

Химические свойства соляной кислоты

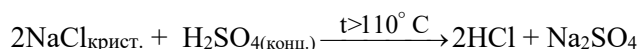
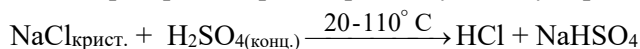
Оборудование: 5 пробирок, соляная кислота, стружки магния, медная проволока, оксид меди(II), гидроксид меди(II), сода или порошок мела.

Ход работы: в одну из 5 пробирок поместите стружки магния, во 2-ю – медную проволоку, в 3-ю – оксид меди(II), в 4-ю – гидроксид меди(II), в 5-ю – соду или порошок мела и в каждую из них прилейте по 2–3 мл соляной кислоты и проследите за происходящим.

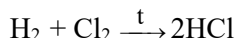
Обсудите результаты.

- Вступила ли соляная кислота в реакцию с обоими металлами?
- Как объяснить образование растворов синего цвета в 3-й и 4-й пробирках и выделение газа в 5-й пробирке?
- Составьте уравнения реакций, осуществленных в ходе работы.

Получение. В лаборатории хлороводород получают сульфатным способом,



а в промышленности, главным образом, сжиганием водорода в хлоре:



Физические свойства. Хлороводород – бесцветный газ с резким, удушливым запахом, немного тяжелее воздуха. Во влажном воздухе “дымит”. При 0°C и 0,1 МПа в 1 л воды растворяется 500 л хлороводорода. Его водный раствор называется *соляной кислотой*. При вдыхании оказывает удушливое действие.

Химические свойства. Хлороводород, в отличие от соляной кислоты, *при обычных условиях не реагирует с металлами и их оксидами*.

Применение. Хлороводород, главным образом, используется в виде соляной кислоты. Он также применяется в производстве пластмасс и каучука.

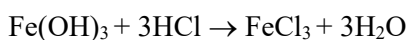
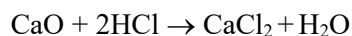
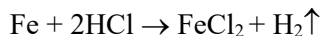
Соляная кислота

Получение соляной кислоты. Соляную кислоту получают растворением хлороводорода в воде.

Физические свойства. Соляная кислота – бесцветный раствор с резким запахом. Концентрированная соляная кислота на воздухе “дымит”. Обычно наиболее концентрированная соляная кислота бывает не более 40%-ной; соляная кислота, поступающая в продажу, имеет концентрацию не более 37%. В желудочном соке концентрация соляной кислоты составляет 0,3%.

Химические свойства. Соляная кислота, наряду с *общими свойствами* кислот, обладает и *специфическими свойствами*.

1. Соляная кислота – сильная кислота. В растворе она полностью диссоциирует на ионы и изменяет цвет индикаторов. Она взаимодействует с металлами, стоящими в ряду напряжения до водорода, с основными и амфотерными оксидами, основаниями и солями, кроме солей серной, азотной и ортофосфорной кислот (исключая нитрат серебра(I)):

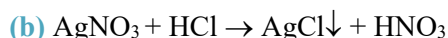


II. *Специфические свойства соляной кислоты.*

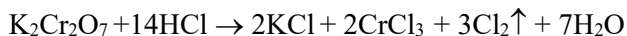
1. Пары концентрированной соляной кислоты взаимодействуют с аммиаком с образованием белого дыма, состоящего из частиц хлорида аммония (ур. **а**):



2. Соляная кислота и ее растворимые соли с раствором нитрата серебра(I) образуют нерастворимый в воде и кислотах белый осадок AgCl (ур. **б**). Этой реакцией пользуются при *определении* соляной кислоты и ее солей:



3. Обладая восстановительными свойствами, соляная кислота (хлорид ион) реагирует с окислителями. Это ее свойство используют при получении хлора:



Применение. Соляная кислота используется для получения ее солей, в синтезе красителей, при очистке поверхности металла от оксидных пленок в процессе паяния, в пищевой промышленности (для получения глюкозы и желатина), в кожевенной промышленности (дубление кож), в медицине (в производстве лекарств) и т. д.

Шкатулка знаний • Применение солей соляной кислоты: **NaCl** – в производстве гидроксида натрия, соляной кислоты, хлора, металлического натрия, соды, мыла, красителей и в быту; **KCl** – как ценное минеральное удобрение, **ZnCl₂** – для пропитки деревянных изделий с целью предотвращения их гниения, **BaCl₂** – как средство борьбы с вредителями сельского хозяйства, **CaCl₂** – для осушки газов, **AlCl₃** – как катализатор в органическом синтезе.

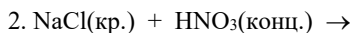
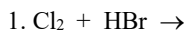
Определение хлороводорода и хлорид аниона. Хлороводород определяют по образованию белого дыма с аммиаком (ур. **a**), а хлорид анионы – по образованию с ионом Ag^+ белого осадка AgCl (ур. **b**).

Ключевые слова

• хлороводород • соляная кислота • специфические свойства соляной кислоты •

Применение и проверка знаний

1. По каким схемам получают хлороводород в промышленности и лаборатории, соответственно?



A) 2,1

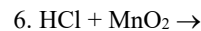
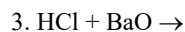
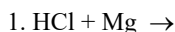
B) 1,2

C) 3,4

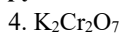
D) 2,3

E) 1,4

2. Завершите схемы реакций и укажите уравнения, отражающие специфические свойства соляной кислоты.



3. Определите вещества, не реагирующие с соляной кислотой.



4. Укажите в окислительно-восстановительной реакции $\text{HCl} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ окислитель, восстановитель, продукт окисления и продукт восстановления. Методом электронного баланса расставьте коэффициенты.

5. Составьте уравнения двух способов получения хлороводорода. Почему не выделяется хлороводород при смешивании разбавленных растворов хлорида натрия и серной кислоты?

6. Присутствием каких ионов в растворе обусловлены, соответственно, окислительные и восстановительные свойства соляной кислоты?

7. Вычислите концентрацию (%) соляной кислоты, если известно, что в 1 объеме воды растворено 448 объемов (н.у.) хлороводорода. Примите плотность воды равной 1г/см^3 . $M_r(\text{HCl}) = 36,5$.

16 СРАВНИТЕЛЬНАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ГАЛОГЕНОВ

- ?
- Как вы думаете, соединение какого галогена входит в состав зубной пасты?
 - 5%-ный раствор какого галогена в этиловом спирте применяется для дезинфекции ран?
 - Ион какого галогена входит в состав поваренной соли?

Деятельность Взаимодействие галогенид ионов с нитратом серебра(I) и хлоридом кальция

Обеспечение: растворы солей – NaF, NaCl, NaBr, NaI, CaCl₂ и AgNO₃; 8 пробирок, штатив для пробирок, две пипетки.

Ход работы: а) В каждую из 4-х пробирок налейте по 2–3 мл растворов NaF, NaCl, NaBr и NaI. К каждому раствору в пробирках добавьте 3–4 капли раствора AgNO₃ и проследите за происходящими изменениями.

б) Точно так же к растворам NaF, NaCl, NaBr и NaI в 4-х других пробирках добавьте раствор хлорида кальция и проследите за происходящими изменениями.

Обсудите результаты.

- В экспериментах (а), при добавлении раствора AgNO₃, из растворов каких солей выпали осадки? В какие цвета были окрашены осадки?
- В экспериментах (б) ион какого галогенида с ионом кальция образует осадок?
- Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, осуществленных в экспериментах а и б.

Открытие. Фтор впервые был получен электролизом жидкого фтороводорода (1886 г., А.Муассан, Франция), хлор – окислением соляной кислоты диоксидом марганца (1774 г., К.Шееле, Швеция), бром (1826 г., А.Балар, Франция), йод – из золы морских водорослей (1811, Б.Куртуа, Франция).

По-гречески “*фторос*” означает *разрушающий*, “*хлорос*” – *желто-зеленый*, “*бромос*” – *зловонный*, “*иодэс*” – *фиолетовый*.

Нахождение в природе. Галогены в природе встречаются только в виде соединений.

Шкатулка знаний • Важнейшие природные соединения фтора – *флюорит* (плавиковый шпат) CaF₂, *криолит* Na₃[AlF₆] и *фторопатит* 3Ca₃(PO₄)₂·CaF₂. Бром встречается, главным образом, на всех месторождениях хлора в виде солей NaBr, KBr, MgBr₂, а также в составе морских водорослей.

В течение года из морской воды в атмосферу переходит около 4 млн тонн брома. По этой причине в воздухе, у побережья морей, содержание брома многократно больше, по сравнению с другими районами.

Йод, в основном, встречается в виде йодида калия и йодида натрия, а также, как и бром, в составе морской водоросли – ламинарии.

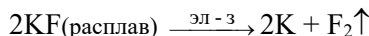
(а) Галогены в природе:

- 1 – каменная соль (NaCl),
- 2 – сильвин (KCl),
- 3 – флюорит (CaF₂),
- 4 – ламинария (содержит много йода)



Соединения галогенов в Азербайджане встречаются в Нахчыване (в основном в виде NaCl) в буровых и морских водах близ городов Баку и Нефтчала (в виде йодидов и бромидов).

Получение. 1. Фтор можно получить электролизом расплавов фторида калия или фторида кальция:

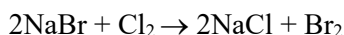


2. Получение хлора (см. стр. 63)

3. Бром в лаборатории получают действием окислителей (MnO_2 , $KMnO_4$, $KClO_3$ и др.) на бромоводородную кислоту или ее соли:



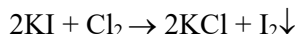
В промышленности его получают действием хлора на бромиды:



4. Йод в лаборатории получают действием слабых окислителей (Fe^{3+} , Cu^{2+} и др.) на йодоводородную кислоту или ее соли:



а в промышленности – действием хлора на йодиды:



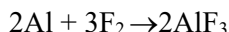
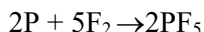
Физические свойства. Фтор и хлор – ядовитые газы, соответственно, светло-желтого и желто-зеленого цвета.

Бром – жидкость красновато-бурого цвета, пары которого ядовиты. Йод – легко сублимирующее при нагревании, кристаллическое вещество темно-фиолетового цвета с резким запахом.

В ряду $F_2 \rightarrow Cl_2 \rightarrow Br_2 \rightarrow I_2$ из-за увеличения размеров атомов и молекул увеличиваются межмолекулярные силы притяжения. В результате в этом ряду усиливается интенсивность окраски галогенов, возрастает плотность, повышаются их температуры плавления и кипения.

Галогены в воде малорастворимы, в спирте, бензине и керосине хорошо растворимы. Из-за того, что фтор при обычных условиях необратимо реагирует с водой, его водный раствор получить невозможно.

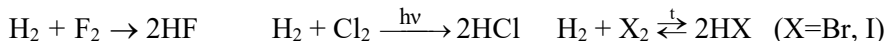
Химические свойства. Химическая активность галогенов убывает от фтора к йоду. Поэтому фтор по сравнению с другими галогенами более энергично вступает в реакции; например, фтор при обычных условиях энергично реагирует с углеродом, фосфором, серой и со многими металлами:



Другие галогены в реакции вступают в основном при нагревании.

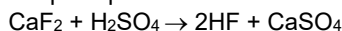


С водородом фтор реагирует в темноте со взрывом, хлор – под действием света или при нагревании, бром и йод же – при нагревании:

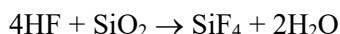


Шкатулка знаний • В условиях реакции синтеза соединения HBr и HI разлагаются. Поэтому их получают косвенным путем.

В промышленности фтороводород получают действием концентрированной серной кислоты на минерал флюорит:



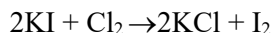
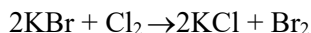
Галогеноводороды в водном растворе являются кислотами, сила которых возрастает в ряду $\text{HF} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{HI}$. Фтороводородная (плавиковая) кислота реагирует с диоксидом кремния, входящим в состав стекла:



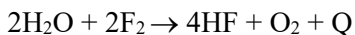
Это ее свойство используют на практике для нанесения узоров и надписей на стекле.

Соли галогеноводородных кислот называются *фторидами, хлоридами, бромидами и йодидами*. Для распознавания этих солей в растворе используют их реакцию с раствором нитрата серебра(I) (стр. 71).

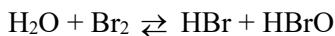
Окислительные свойства галогенов ослабевают в ряду $\text{F} \rightarrow \text{Cl} \rightarrow \text{Br} \rightarrow \text{I}$. Поэтому из соединений типа HX и MX ($\text{X}=\text{F}, \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$) хлор вытесняет бром и йод, а бром – только йод:



Для фтора эти реакции в водном растворе не характерны, так как фтор энергично реагирует с водой, выделяя большое количество тепла:



В отличие от фтора, хлор и бром очень слабо реагируют с водой. При этом, наряду с галогеноводородом, образуются хлорноватистая (HClO) и бромноватистая (HBrO) кислоты:



Йод с водой не реагирует. Следует отметить, что восстановительные свойства галогенид ионов возрастают в ряду $\text{F}^- \rightarrow \text{Cl}^- \rightarrow \text{Br}^- \rightarrow \text{I}^-$.

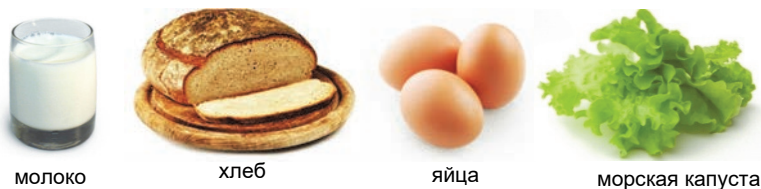
Применение галогенов. Среди галогенов наиболее широко применяется хлор (стр. 64).

Фтор и его соединения используются в синтезе фторорганических соединений (фреон, CF_2Cl_2), полимеров (тефлон $(-\text{CF}_2-\text{CF}_2-)_n$, для производства криолита $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$, нанесения узоров на стекле, а также в составе зубной пасты.

Соединения брома применяются в фотографии (AgBr), в медицине для успокоения нервной системы (NaBr , KBr) и в производстве ряда красителей.

Соединения йода применяются в йодировании (NaI) поваренной соли, при лечении некоторых заболеваний, например, заболевания щитовидной железы, а также для дезинфекции ран 5%-ным раствором йода в этиловом спирте.

В организм человека йод поступает из воды, воздуха и пищи (молока, хлеба, яиц, соли, морской капусты и др.).



молоко

хлеб

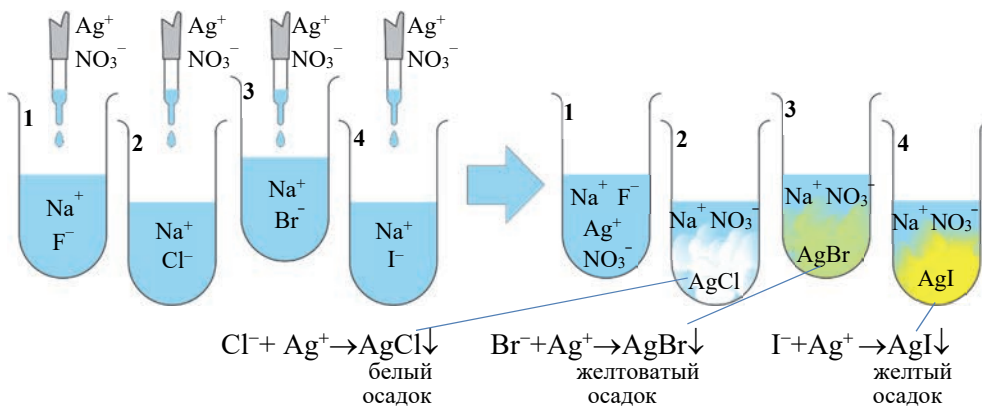
яйца

морская капуста

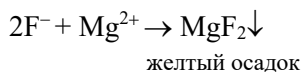
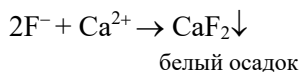
(с) Продукты, содержащие йод

Определение ионов F^- , Cl^- , Br^- и I^- , а также молекулярного йода

Из опытов, проведенных в разделе “Деятельность”, следует, что ионы F^- , Cl^- , Br^- и I^- в растворе можно определять с помощью раствора нитрата серебра(I): при этом ионы серебра Ag^+ с хлорид ионами Cl^- образуют белый осадок хлорида серебра(I) $AgCl$, с бромид ионами Br^- – желтоватый осадок бромид серебра(I) $AgBr$, а с йодид ионами I^- – желтый осадок йодида серебра(I) AgI (эти осадки не растворяются и в растворе азотной кислоты). Из-за растворимости AgF в воде ионы Ag^+ и F^- не образуют осадок (пробирка 1):

(d) Определение ионов Cl^- , Br^- и I^-

Однако ионы F^- , в отличие от ионов Cl^- , Br^- и I^- , с ионами Ca^{2+} и Mg^{2+} образуют нерастворимые в воде осадки, соответственно, белого (CaF_2) и желтого (MgF_2) цвета:



Определение молекулярного йода основывается на появлении темно-синего окрашивания при действии на крахмал разбавленного раствора йода в этиловом спирте (стр.183).

Химия и окружающая среда. Среди галогенопроизводных наибольшую экологическую опасность представляют хлорсодержащие пестициды, фреоны (фторхлорпроизводные углерода – CFCl_3 , CF_2Cl_2 и др.) и хлороводород, способствующий повышению кислотности почв. Продукты фотолиза фреонов, образующиеся в атмосфере Земли, реагируя с озоном, вызывают появление в атмосфере “озоновых дыр”. Поэтому подобные соединения представляют большую опасность в аспекте сохранения озонового слоя планеты. В настоящее время применение опасных пестицидов и фторпроизводных или полностью запрещается, или ограничено разрешается при соблюдении определенных правил и осуществлении контроля за их содержанием в атмосфере.

Фотолиз – разложение вещества под действием света.

Ключевые слова

• активность галогенов • активность галогенид ионов • реакции определения галогенид ионов •

Применение и проверка знаний

1. Что ошибочно для галогенов? В ряду $\text{F}_2\text{--Cl}_2\text{--Br}_2\text{--I}_2$...

- A) усиливается интенсивность окраски
- B) возрастает температура плавления
- C) убывает химическая активность
- D) уменьшается плотность
- E) увеличивается длина ковалентной связи в молекуле

2. Укажите ошибочное высказывание относительно галогеноводородов.

- A) HI – наиболее сильный восстановитель
- B) HF – наименее слабый восстановитель
- C) наименьшая длина R--H связи в молекуле HF
- D) HI – самая слабая кислота (в растворе)
- E) HF используется для нанесения узоров на стекле

3. Завершите схемы возможных реакций.

1. $\text{CaF}_2(\text{расплав}) \xrightarrow{\text{эл-3}}$
2. $\text{C} + \text{Cl}_2 \rightarrow$
3. $\text{C} + \text{F}_2 \rightarrow$
4. $\text{S} + \text{F}_2 \rightarrow$
5. $\text{P} + 5\text{Cl}_2 \rightarrow$

4. Составьте молекулярную и структурную формулы кислоты, соответствующей оксиду Cl_2O_7 .

5. Составьте уравнения реакций, по которым можно получить галоген.

1. $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{эл-3}}$
2. $\text{KF}(\text{p-p}) + \text{Cl}_2 \rightarrow$
3. $\text{KI}(\text{p-p}) + \text{Br}_2 \rightarrow$
4. $\text{NaF}(\text{p-p}) + \text{MnO}_2 \rightarrow$

6. Определите типы химической связи и степени окисления элементов в соединениях – KBr , Cl_2 , BF_3 и HI .

7. Почему нельзя приготовить фторную воду? В чем состоит сходство двух приведенных реакций?



Обобщающие задания

1. Какие электронные формулы соответствуют атомам галогенов?
 1. ... $2s^22p^5$ 2. ... $2s^22p^6$ 3. ... $3d^64s^1$ 4. ... $3s^23p^5$ 5. ... $3s^23p^4$
 A) 1,2,3 B) 1,2 C) только 1 D) 1,3,4,5 E) 1,4
2. В каком периоде и в какой группе расположен элемент, обладающий наибольшими окислительными свойствами?
 A) 1; VII B) 2; VII C) 2; VI D) 3; VII E) 6; VII
3. Что верно для хлора?
 1. в природе встречается в виде соединений
 2. газ тяжелее воздуха
 3. в промышленности получают из соляной кислоты
 4. в лаборатории получают из соляной кислоты
 A) 1,2,3,4 B) 2,3,4 C) 2,3 D) 1,2,3 E) 1,2,4
4. Укажите ошибочное высказывание. Соляная кислота ...
 A) не является чистым веществом B) реагирует с железом
 C) присутствует в желудочном соке D) имеет концентрацию выше 40%
 E) может быть определена раствором нитрата серебра(I)
5. Что верно для хлороводорода?
 1. имеет резкий запах 2. во влажном воздухе дымит
 3. хорошо растворяется в воде 4. реагирует с аммиаком
 5. при обычных условиях – жидкость
6. Перепишите схемы реакций в тетрадь и завершите их.
 1. $Cl_2 + H_2O \rightarrow$ 2. $Ca(OH)_2 + Cl_2 \rightarrow$ 3. $KOH + Cl_2 \rightarrow$
 4. $HCl + MnO_2 \rightarrow$ 5. $Fe + Cl_2 \xrightarrow{t} \rightarrow$ 6. $HF + SiO_2 \rightarrow$
7. Укажите верные высказывания. Среди галогеноводородов ...
 1. HCl – самый сильный восстановитель
 2. HF – в растворе самая сильная кислота
 3. HF – самая полярная молекула
 4. HI – легче всех диссоциирует в растворе
 5. HBr – очень устойчив и при нагревании не разлагается
8. Перепишите схемы реакций в тетрадь и завершите их.
 1. $NaBr + Cl_2 \rightarrow$ 2. $Sb + Cl_2 \xrightarrow{20^\circ C} \rightarrow$ 3. $Al_2O_3 + HCl \rightarrow$
 4. $K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow$ 5. $KClO_3 + HCl \rightarrow$ 6. $CaCO_3 + HCl \rightarrow$
9. Укажите верные высказывания. Среди ионов F^- , Cl^- , Br^- и I^- ...
 1. F^- – самый слабый восстановитель
 2. I^- – самый сильный восстановитель
 3. У иона I^- – наибольший радиус
 4. F^- наиболее сильно притягивает ион H^+
10. При взаимодействии диоксида марганца с соляной кислотой было получено 33,6 л (н.у.) хлора. Вычислите массу (г) диоксида марганца, вступившего в реакцию. $M_r(MnO_2) = 87$.

17 ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ ПОДГРУППЫ КИСЛОРОДА



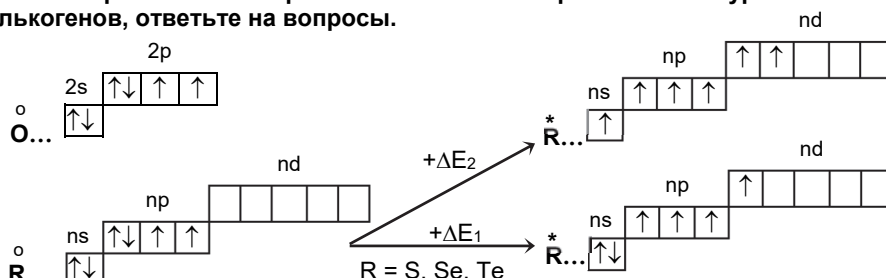
- С помощью какого вещества можно обезвредить разлитую на пол ртуть?
- Какой газ обуславливает запах тухлых яиц?

В главную подгруппу VI группы входят *кислород O, сера S, селен Se, теллур Te* и радиоактивный *полоний Po*. Эти элементы называют *халькогенами* (“халькогены” означает *рождающие руды*).

Деятельность

Валентные возможности атомов халькогенов

Учитывая различия в строении внешнего энергетического уровня атомов халькогенов, ответьте на вопросы.



- В чем состоит различие в строении внешнего энергетического уровня атомов O, S, Se и Te?
- В атомах всех ли халькогенов возможно распаривание спаренных s- и p- валентных электронов? С чем это связано?
- Отражаются ли эти различия в строении атомов O и S в их валентностях, проявляемых ими в своих соединениях? Ответ подтвердите примерами.

На внешнем энергетическом уровне атомов халькогенов содержится 6 электронов: ns^2np^4 . Присоединяя недостающие до октета 2 электрона, они в соединениях с водородом и металлами проявляют степень окисления -2 . Сера, селен и теллур в соединениях с кислородом и галогенами, а кислород только со фтором проявляют и степень окисления $+2$. В отличие от кислорода, сера, селен и теллур проявляют также и степени окисления $+4$ и $+6$ (табл. 17.1).

Из-за отсутствия на внешнем (2-м) энергетическом уровне его атома d-подуровня кислород не проявляет валентности IV и VI.

Элементы подгруппы кислорода с водородом образуют соединения общей формулы H_2R – H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te . В водном растворе H_2S , H_2Se и H_2Te образуют *кислоты*. Сила этих кислот возрастает в ряду $H_2S \rightarrow H_2Se \rightarrow H_2Te$.

Вода в очень незначительной степени диссоциирует на ионы (H^+ и OH^-).

Таблица 17.1. Некоторые характеристики кислорода и серы

Элемент	Валентные электроны	Относительная электроотрицательность	Степень окисления (в соединениях)
Кислород, O	$2s^2 2p^4$	3,5	в основном -2
Сера, S	$3s^2 3p^4$	2,5	-2, -1, +2, +4, +6

Сера, селен и теллур с кислородом образуют оксиды состава RO_2 и RO_3 . Этим оксидам соответствуют кислоты типа H_2RO_3 и H_2RO_4 ($H_2TeO_4 \cdot 2H_2O$).

В подгруппе с ростом порядкового номера элемента R сила этих кислот убывает. Поскольку в них R имеет степень окисления +4 и +6 соответственно, то все они обладают *окислительными* свойствами. Кислоты типа H_2RO_3 обладают также и восстановительными свойствами, так как степень окисления элемента R (+4) в этих кислотах имеет промежуточное значение.

Кислородсодержащие и бескислородные кислоты халькогенов

Почему кислотные свойства возрастают в ряду $H_2S \rightarrow H_2Se \rightarrow H_2Te$?

Решение:

В ряду $H_2S \rightarrow H_2Se \rightarrow H_2Te$, из-за увеличения размера атома, длина связи R-H возрастает, а ее прочность уменьшается. Как следствие, полярным молекулам воды становится все легче оторвать ион H^+ от молекулы H_2R .

Задание. Почему в кислотах типа H_2RO_4 элемент R проявляет только окислительные свойства?

В ряду $O \rightarrow S \rightarrow Se \rightarrow Te$ *окислительные (неметаллические) свойства элементов убывают, а восстановительные свойства возрастают.*

Ключевые слова

• халькогены • халькогеноводороды • кислородсодержащие кислоты •

Применение и проверка знаний

1. Что ошибочно для элементов главной подгруппы VI группы?

- А) образуют руды
 В) называются халькогенами
 С) являются s- и p-элементами
 D) менее активны, чем галогены того же периода
 E) на внешнем уровне их атомы содержат 6 электронов

2. Какое свойство халькогенов возрастает с ростом радиуса их атомов?

- А) энергия ионизации
 В) окислительные свойства
 С) электроотрицательность
 D) восстановительные свойства
 E) неметаллические свойства

3. Атом с какой конфигурацией обладает более сильными окислительными свойствами?

- А) ... $2s^2 2p^4$ В) ... $4s^2 4p^4$ С) ... $5s^2 5p^4$ D) ... $3s^2 3p^4$ E) ... $6s^2 6p^4$

4. В каком соединении степень окисления халькогена указана неверно?

- А) H_2O_2 В) H_2SO_4 С) $S^{+2}Cl_2$ D) H_2SeO_4 E) H_2Te^{-2}

5. Напишите общие формулы водородных соединений халькогенов и их высших оксидов.

6. Какая кислота в каждом ряду более сильная?

1. $H_2S(p-p)$, $H_2Se(p-p)$, $H_2Te(p-p)$ 2. H_2SO_4 , H_2SeO_4 , H_2TeO_4

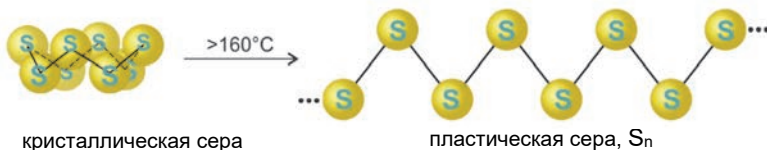
18 СЕРА

- ❓ – Какое вещество еще издавна применяли для изготовления косметических средств?
 – Какое вещество применяют в качестве лечебного средства при кожных заболеваниях?

Деятельность

Кристаллическая и пластическая сера

На основании моделей аллотропных модификаций серы ответьте на вопросы.



- Что можете сказать о строении и физических свойствах аллотропных модификаций серы?
- Возможно ли обратное превращение пластической серы в кристаллическую?
- С какой модификацией обычно мы имеем дело? Как серу записывают в химических уравнениях?

Открытие. Сера людям известна еще с глубокой древности.

Положение в Периодической системе и строение атома. Сера – элемент 3-го периода главной подгруппы VI группы. Электронное строение атома – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. В соединениях сера проявляет, в основном, степени окисления: $-2, -1, +2, +4$ и $+6$.

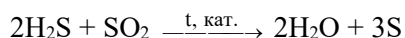
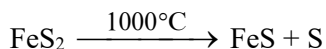
Нахождение в природе. Сера в природе встречается в свободном и связанном состояниях. Ее природные соединения, в основном, состоят из сульфидов и сульфатов. Например, *железный колчедан или пирит* FeS_2 ; *сфалерит* ZnS , *медный колчедан или халькопирит* CuFeS_2 , *свинцовый блеск* PbS , *киноварь* HgS , *медный блеск* Cu_2S , *гипс* $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, *мирабилит или глауберова соль* $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, *сероводород* H_2S и др. Сера содержится в организмах животных и растений (в белках) и в составе органических соединений нефти.

Сера в природе



В Азербайджане сера встречается на многих месторождениях руд (стр.40).

Получение. Из своих соединений серу получают термическим разложением пирита, окислением сероводорода и другими способами:



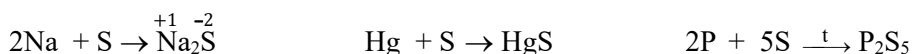
Аллотропные модификации. Сера имеет следующие аллотропные модификации: *кристаллическая* и *пластическая* (аморфная) *сера*. Кристаллическая сера при обычных условиях более устойчива, и потому со временем пластическая сера превращается в кристаллическую.

Физические свойства. Кристаллическая сера – твердое, хрупкое вещество желтого цвета, в два раза легче воды; плавится при $112,8^{\circ}\text{C}$ и кипит при $444,6^{\circ}\text{C}$. Как неметалл она плохо проводит тепло и не проводит электрический ток. В воде не растворяется, в сероуглероде CS_2 растворяется хорошо.

В виде порошка сера *не смачивается* водой и по этой причине плавает на поверхности воды. В мелкораздробленном состоянии этим свойством обладают и многие природные соединения серы. Поэтому в технике это свойство используют для разделения сернистых руд от смачиваемых и оседающих “пустых пород”. Такой способ обогащения руд называют *флотацией*.

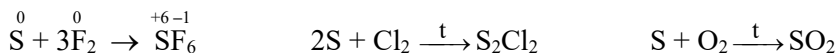
Химические свойства. Сера – типичный неметалл. В химических реакциях сера проявляет и окислительные, и восстановительные свойства. (В химических уравнениях серу условно изображают химическим знаком S).

Сера – как окислитель. Сера окисляет металлы (кроме золота, иридия и платины), а также неметаллы, электроотрицательности которых меньше электроотрицательности серы. С щелочными и щелочноземельными металлами, а также со ртутью сера реагирует при обычных условиях:



Шкатулка знаний • Реакция соединения ртути с серой лежит в основе обезвреживания разлитой ртути, например из разбитого термометра. Видимые капли ртути следует собрать, а ртуть, которая попала в щели – засыпать порошком серы. Этот процесс называют *демеркуризацией*.

Сера – как восстановитель. Как восстановитель сера реагирует с галогенами, кислородом и некоторыми сложными веществами. С йодом, азотом и водой сера не реагирует:



Шкатулка знаний • $6\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{S} \xrightarrow{t} \text{H}_2\text{SO}_4 + 6\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + \text{S} \xrightarrow{t} 3\text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{S} \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
 (тиосульфат натрия)

Шкатулка знаний • Для получения пластической серы нужно нагретую до кипения серу вылить в холодную воду. При этом она застывает в виде прозрачной резинообразной массы.



19 СЕРОВОДОРОД



– Присутствие какого вещества в водах Галаалты (Шабран) и Бадо (Исмаиллы) отличает их от минеральных вод Истису, Бадамлы и Сираб?

Деятельность-1

Взаимодействие сульфида натрия с хлорной и бромной водами

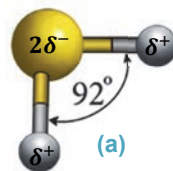
Обеспечение: 2 пробирки, раствор сульфида натрия, хлорная и бромная воды.

Ход работы: В каждую из 2-х пробирок налейте немного раствора сульфида натрия. В одну из пробирок с этими растворами добавьте хлорную, в другую – бромную воды и проследите за происходящими изменениями.

Обсудите результаты.

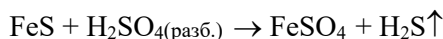
- Что вы наблюдали в пробирках? Как объясните эти наблюдения?
- Составьте уравнения этих реакций.

Строение молекулы. Структурная формула сероводорода следующая: H–S–H. Связь S–H – полярная связь. Поскольку молекула имеет угловое строение ($\angle\text{HSH} \approx 92^\circ$), то в целом молекула – полярная (а).



Нахождение в природе. В природе сероводород встречается в составе вулканических газов и некоторых минеральных вод (Пятигорск, Мацеста, Галаалты, Исмаиллы).

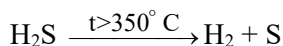
Получение. В лаборатории сероводород получают, главным образом, действием соляной или разбавленной серной кислот на сульфид железа(II):



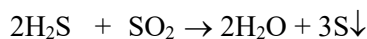
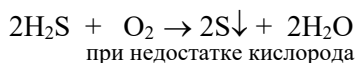
В промышленности сероводород образуется как побочный продукт при очистке нефти, природного и промышленных газов.

Физические свойства. Сероводород – бесцветный газ, немного тяжелее воздуха, с запахом тухлых яиц (точнее, тухлые яйца пахнут сероводородом). Сероводород очень ядовит; вдыхание большого количества может привести к смерти. При 20°C в 1 л воды растворяется 2,5 л сероводорода. Его водный раствор называют *сероводородной кислотой*.

Химические свойства. При нагревании сероводород разлагается:



H₂S – сильный восстановитель. Как восстановитель сероводород реагирует с кислородом, диоксидом серы и бромной водой:



В водном растворе сероводород – очень *слабая, двухосновная* кислота:



20 Диоксид серы. Сернистая кислота. Триоксид серы



– Запах какого газа мы чувствуем при сжигании спичек?

Деятельность

Определение сульфидов, сульфитов и сульфатов

Обеспечение: три пробирки, в каждой из которых около 0,5 г сульфата, сульфита и сульфида натрия, концентрированная соляная кислота.

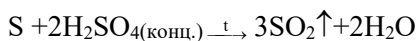
Ход работы: К содержимому в каждой пробирке прилейте 2–3 мл соляной кислоты и проследите за происходящими изменениями.

Обсудите результаты:

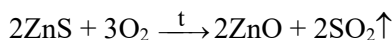
- В каких пробирках произошли химические реакции? Почему вы так считаете?
- Укажите признаки каждой реакции, которые вы обнаружили.
- Объясните, почему в одних пробирках реакции протекают, а других – не протекают?

Диоксид серы

Получение. В лаборатории диоксид серы можно получить действием концентрированной серной кислоты на сульфит натрия, серу или медь, а также сжиганием сероводорода:

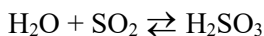


В промышленности диоксид серы получают сжиганием серы, пирита (FeS_2) и сернистых соединений цветных металлов (ZnS , PbS , Cu_2S и др.):



Физические свойства. Диоксид серы или сернистый газ – бесцветный газ с резким удушливым запахом. При 20°C в 1 л воды растворяется 40 л SO_2 . Его водный раствор называется *сернистой кислотой*.

Химические свойства. Диоксид серы – *ангидрид* сернистой кислоты. С водой он образует *непрочную* сернистую кислоту, с оксидами и гидроксидами металлов – соли:



В перечисленных реакциях степень окисления серы не изменяется. В других же реакциях диоксид серы выступает или как *восстановитель* (а), или как *окислитель* (б):



Диоксид серы обладает отбеливающим и дезинфицирующим свойствами.

Сернистая кислота

При растворении диоксида серы в воде образуется *сернистая кислота*. Из-за своей непрочности она существует только в растворе.

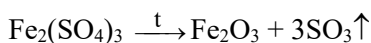
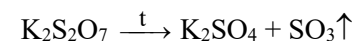
Сернистая кислота – слабая, двухосновная кислота; в воде диссоциирует в две стадии и образует средние и кислые соли – *сульфиты* и *гидросульфиты*.

Применение диоксида серы и солей сернистой кислоты. Диоксид серы применяется для обесцвечивания шелка, шерсти, соломы, красителей, а также для уничтожения микроорганизмов овощехранилищ и при консервировании фруктов, соков, ягод. Основная его часть идет на производство серной кислоты.

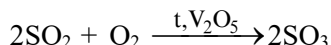
Из солей сернистой кислоты сульфит натрия Na_2SO_3 используется для получения тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{SO}_3\text{S}$ или $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$), гидросульфит натрия NaHSO_3 – для удаления избытка хлора после отбеливания тканей, и наряду с гидросульфитом кальция $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ – в производстве целлюлозы из древесины.

Триоксид серы

Получение. В лаборатории триоксид серы можно получить термическим разложением дисульфата калия, сульфатов алюминия или железа(III):

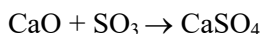
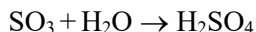


В промышленности триоксид серы получают окислением диоксида серы кислородом воздуха в присутствии катализатора (V_2O_5 или NO):



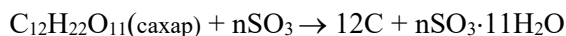
Физические свойства. Триоксид серы – бесцветная жидкость, кипящая при 45°C и замерзающая при 17°C ; хорошо растворяется в воде и серной кислоте. Триоксид серы сильно поглощает водяные пары из воздуха; поэтому его хранят в плотно закрытой стеклянной посуде.

Химические свойства. Триоксид серы – *ангидрид* серной кислоты. Она экзотермически реагирует с водой, образуя серную кислоту, вступает в реакции с основными оксидами и основаниями:

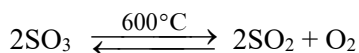


В триоксиде серы степень окисления серы +6; поэтому она проявляет сильные *окислительные свойства*.

Триоксид серы проявляет также и дегидратирующие свойства:



При сильном нагревании триоксид серы обратимо разлагается:



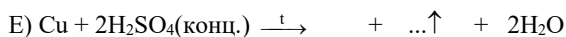
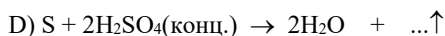
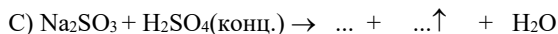
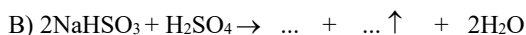
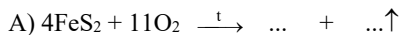
Триоксид серы используется в производстве серной кислоты.

**Ключевые
слова**

• диоксид серы • сернистая кислота • сульфиты и гидросульфиты
• триоксид серы • дегидратирующее свойство •

Применение и проверка знаний

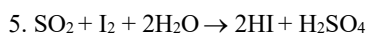
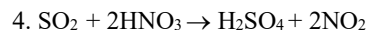
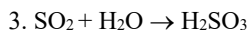
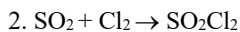
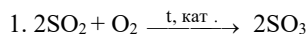
1. Завершите схемы реакций и укажите уравнение, по которому нецелесообразно получать диоксид серы в лаборатории.



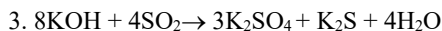
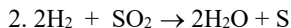
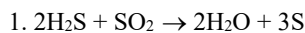
2. Что ошибочно для триоксида серы?

- A) проявляет сильные окислительные свойства
- B) сильно поглощает водяные пары
- C) растворяется в концентрированной серной кислоте
- D) при гидратации выделяется тепло
- E) получают восстановлением диоксида серы

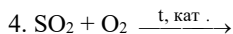
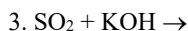
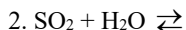
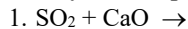
3. В каких реакциях диоксид серы восстановитель?



4. В каких реакциях сера со степенью окисления +4 проявляет только окислительные свойства?



5. Завершите схемы и укажите реакции, характеризующие кислотные свойства SO_2 .



6. Перечислите сходные и отличительные физические и химические особенности диоксида и триоксида серы. Там, где можно, ответ подтвердите соответствующими уравнениями.

7. Сколько литров газа (н.у.) выделится при взаимодействии 6,4 г меди с раствором массой 25 г, содержащим 90% серной кислоты. $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$, $A_r(\text{Cu}) = 64$.

8. Сколько м^3 диоксида серы образуется при полном сжигании 60 м^3 (н.у.) сероводорода?

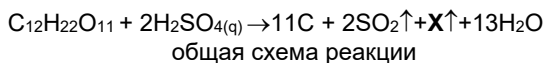
21 СЕРНАЯ КИСЛОТА

? – Какое вещество используется в качестве электролита в аккумуляторах автомобилей?

Деятельность Водотнимающее свойство концентрированной серной кислоты

Обеспечение: высокий стакан, концентрированная серная кислота, сахарная пудра, стеклянная палочка

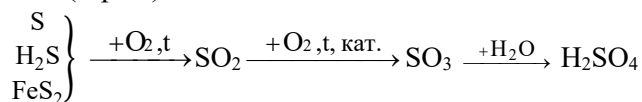
Ход работы: В стакане смочите водой сахарную пудру и осторожно, перемешивая стеклянной палочкой, добавляйте серную кислоту, следя за происходящим. Коснитесь пальцами стенок стакана.



Обсудите результаты:

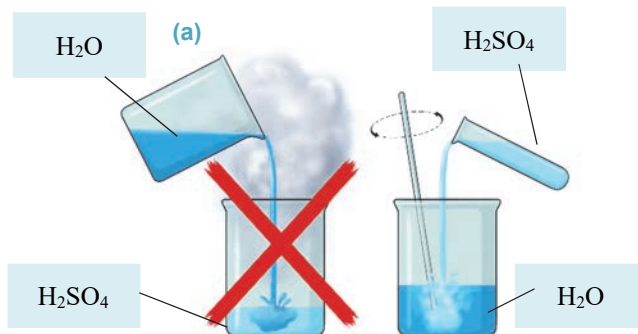
- Какое свойство серной кислоты отражает этот эксперимент? Как называются вещества с подобными свойствами?
- Почему образующийся уголь поднимается вдоль стакана? Что за вещество X?
- Обугливание сахарной пудры – экзотермический или эндотермический процесс?
- Проявляет ли серная кислота подобные свойства с другими веществами?

Получение. В промышленности серную кислоту получают, в основном, *контактным способом* (стр.86):



Физические свойства. Серная кислота – бесцветная маслянистая нелетучая и тяжелая ($\rho=1,838$ г/мл) жидкость, без запаха; сильно *гигроскопична*. При растворении серной кислоты в воде наблюдается сильное разогревание (а).

Примечание: При разбавлении серной кислоты ее тонкой струйкой надо вливать в воду, непрерывно перемешивая раствор; обратное – **приливать воду к кислоте нельзя!** В последнем случае происходит разбрызгивание раствора кислоты, что может вызвать ожоги.



Шкатулка знаний • Безводная серная кислота растворяет до 70% триоксида серы. Раствор SO_3 в концентрированной серной кислоте называют **олеумом**. Серная кислота, используемая в лаборатории, обычно имеет концентрацию 96% ($\rho=1,84$ г/мл).

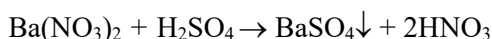
Химические свойства. Серная кислота, наряду с общими свойствами кислот, обладает и *специфическими свойствами*.

I. Химические свойства разбавленной серной кислоты. Как сильная двухосновная кислота, серная кислота в водном растворе диссоциирует в две ступени:



Металлы, расположенные в электрохимическом ряду металлов до водорода, из разбавленной серной кислоты вытесняют водород. (В этих реакциях роль окислителя играют ионы водорода – H^+). Металлы (Cu, Hg, Ag, Au), расположенные справа от водорода, с разбавленной кислотой не реагируют. Серная кислота взаимодействует с основаниями, основными и амфотерными оксидами, солями и аммиаком.

Серная кислота и ее соли с растворимыми солями бария образуют нерастворимый в воде и кислотах *белый осадок сульфата бария*:



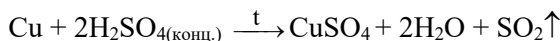
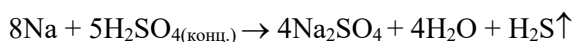
Эта реакция, *характерная для серной кислоты и ее солей*, используется для определения ионов SO_4^{2-} в растворе.

II. Химические свойства концентрированной серной кислоты.

Специфические свойства концентрированной серной кислоты:

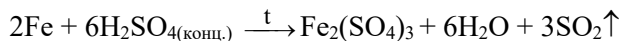
A) Окислительные свойства. Концентрированная серная кислота – *сильный окислитель*. При нагревании она реагирует со многими металлами (исключение – Au, Pt и некоторые другие металлы). В этих реакциях роль окислителя играет не ион H^+ , а сера со степенью окисления +6 (ион SO_4^{2-}). Поэтому *при взаимодействии металлов с концентрированной серной кислотой водород не выделяется*.

При взаимодействии концентрированной серной кислоты с активными металлами (Li, Na, K, Ca, Sr, Ba) выделяется H_2S , а с металлами – Cu, Hg, Ag – сернистый газ SO_2 . Во втором случае реакция протекает при нагревании:



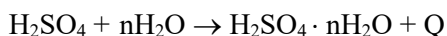
В реакциях с другими металлами серная кислота, в зависимости от концентрации, активности металла и температуры, восстанавливается до SO_2 , S и H_2S .

При обычных условиях концентрированная серная кислота не действует на железо, хром, алюминий и никель; она *пассивирует* их. При нагревании эти металлы, в соответствии с вышеуказанными правилами реагируют с ней:



Свинец с концентрированной серной кислотой реагирует с выделением SO_2 и образованием кислой соли $\text{Pb}(\text{HSO}_4)_2$ (при нагревании).

B) Дегидратирующее (водоотнимающее) свойство. Концентрированная серная кислота энергично реагирует с водой, образуя различные гидраты:



Химия и окружающая среда. Производство серной кислоты создает ряд экологических проблем. В этом производстве основными веществами, загрязняющими атмосферу, являются диоксид серы, туман серной кислоты и пылеобразные твердые частицы, образующиеся при переработке руд. Они вызывают поражение дыхательной системы человека и животных, гибель растительности, усиление коррозии металлических конструкций, разрушение памятников и других сооружений из известняка и мрамора, закисление почв и др.

Обычно диоксид серы поглощается известковой водой. Для уменьшения серно-кислотного тумана в атмосфере используют высокогерметичные аппараты и специальные поглотительные фильтры, например, волокнистые фильтры. Замена пирита на серу в производстве серной кислоты позволяет в значительной степени уменьшить загрязнение атмосферы твердыми частицами.

Ключевые слова

• олеум • дегидратирующие и окислительные свойства серной кислоты •

Применение и проверка знаний

1. Что *ошибочно* для концентрированной серной кислоты?

- A) тяжелее воды
- B) нелетучая жидкость
- C) растворение в воде сопровождается нагреванием раствора
- D) поглощает водяные пары воздуха
- E) при разбавлении ее нельзя приливать к воде

2. Какие металлы с разбавленной серной кислотой *не реагируют*?

- A) Ag, Cu, Hg B) Zn, Fe, Hg C) Au, Ca, Cu D) Cu, Mg, Ca E) Hg, Cr, Ag

3. Какие вещества могут образоваться при восстановлении серной кислоты? Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.

1. S 2. H₂S 3. SO₂ 4. H₂

4. Что *верно* для серной кислоты?

- 1. в концентрированном состоянии сильный окислитель
- 2. в концентрированном состоянии пассивирует Fe, Al и Cr
- 3. в разбавленном состоянии также может быть окислителем
- 4. с ионами Ba²⁺ образует белый осадок

5. Завершите схемы и укажите уравнение, отражающее свойство только разбавленной серной кислоты.



6. Учитывая, что концентрированная серная кислота с сахаром реагирует в две стадии по общей схеме C₁₂H₂₂O₁₁ + (n+2)H₂SO_{4(q)} → завершите схемы этих двух реакций.



7. Сколько моль пирита надо сжечь, чтобы получить 980 г серной кислоты? M_r(H₂SO₄)=98.

8. Вычислите массовую долю (%) серной кислоты в растворе, полученном растворением 16 г триоксида серы в 84 г воды. M_r(SO₃) = 80, M_r(H₂SO₄) = 98.

1. Определите природные соединения серы.

1. CuFeS_2 2. CS_2 3. HgS 4. K_2S 5. $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
 А) только 1 В) 1, 2 С) 1, 2, 3 Д) 1, 3, 5 Е) 1, 3, 4, 5

2. Какое высказывание *ошибочно*?

- А) сера в природе встречается в виде солей
 В) при обычных условиях кристаллическая сера стабильнее пластической
 С) в образовании молекулы SO_3 d-подуровень атома S принимает участие
 Д) сера одновременно вступает в реакции и окисления и восстановления
 Е) сульфид ионы определяют ионом Ca^{2+}

3. Где применяется сера?

1. в сельском хозяйстве и медицине 2. в производстве спичек и резины
 3. в получении пирита 4. в производстве серной кислоты
 А) 1,3,4 В) 1,2,3 С) 1,2 Д) 1,2,4 Е) 1,4

4. Какие выражения соответствуют сернистой кислоте?

1. непрочное соединение 2. не проявляет окислительные свойства
 3. проявляет восстановительные свойства 4. образует кислые и средние соли

5. Перепишите в тетрадь схемы реакций, которые протекают до конца, и завершите их.

1. $\text{H}_2\text{S} + \text{CuCl}_2 \rightarrow$ 2. $\text{H}_2\text{S} + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
 3. $\text{Na}_2\text{S} + \text{KNO}_3 \rightarrow$ 4. $\text{H}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$

6. Какие выражения соответствуют диоксиду серы?

1. проявляет окислительные свойства 2. не проявляет восстановительные свойства
 3. образует двухосновную кислоту 4. ядовитый газ
 5. промежуточное вещество в производстве серной кислоты

7. Завершите схемы реакций и укажите уравнения, которые отражают химические свойства только концентрированной серной кислоты.

1. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \dots + \dots$
 2. $2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \dots + \dots \uparrow + \dots$
 3. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{ZnO} \rightarrow \dots + \dots$
 4. $\text{HCOOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \dots + \dots$

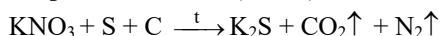
8. Перепишите схемы в тетрадь и завершите их. Укажите уравнение, где сера не проявляет окислительные свойства.

1. $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) \rightarrow$ 2. $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \xrightarrow{t}$ 3. $8\text{Na} + 5\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow$

9. Сколько литров (н.у.) газа выделится при нагревании избытка серебра с раствором концентрированной серной кислоты, содержащим 196 г кислоты?

$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$.

10. Сколько литров (н.у.) газовой смеси образуется при взрыве черного пороха, содержащего 101 г нитрата калия? $M_r(\text{KNO}_3) = 101$.



22 ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ ПОДГРУППЫ АЗОТА. АЗОТ И ЕГО ОКСИДЫ



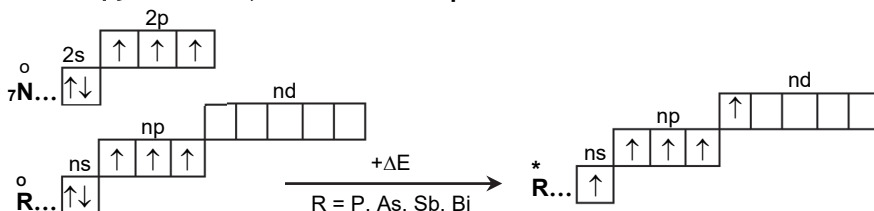
– При открытии был назван “безжизненным”, а оказался незаменимым элементом жизни. О каком “противоречивом” элементе идет речь?

В главную подгруппу V группы входят азот N, фосфор P, мышьяк As, сурьма Sb и висмут Bi.

Деятельность

Валентные возможности атомов элементов подгруппы азота

Учитывая различия в строении внешнего энергетического уровня атомов элементов подгруппы азота, ответьте на вопросы.



- В чем состоит различие в строении внешнего энергетического уровня атомов N, P, As, Sb и Bi?
- Во всех ли атомах N, P, As, Sb и Bi возможно распаривание спаренных s-валентных электронов? С чем это связано?
- Отражаются ли эти различия в строении атомов N и P в их валентностях, проявляемых ими в своих соединениях? Ответ подтвердите примерами.

На внешнем энергетическом уровне атомов элементов подгруппы азота 5 электронов – ns^2np^3 . Как и галогены и халькогены, они являются р-элементами.

Атом азота из-за отсутствия d-подуровня на его внешнем (2-м) энергетическом уровне при образовании химических связей может использовать только четыре орбитали (одну s- и три p-). Поэтому максимальная валентность азота равна IV. Азот *пятивалентным не бывает*.

Атомы других же элементов подгруппы могут распаривать свои ns^2 валентных электрона. Поэтому они проявляют валентность, равную V (см. схему).

В соответствии с ns^2np^3 конфигурацией внешнего уровня, все элементы подгруппы азота в своих соединениях проявляют максимальную степень окисления +5 и наименьшую –3. Они также проявляют и промежуточные степени окисления +3 и др. (табл. 22.1).

Элементы подгруппы азота с водородом образуют соединения состава RH_3 – NH_3 аммиак, PH_3 фосфин, AsH_3 арсин, SbH_3 стибин. В отличие от водородных соединений галогенов и халькогенов (HR , H_2R), они, при растворении в воде, не образуют ионов H^+ .

Соединения типа RH_3 (в особенности NH_3), напротив, в воде присоединяют ионы H^+ , проявляя тем самым *основные* свойства.

Таблица 22.1. Некоторые характеристики азота и фосфора

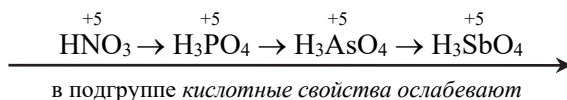
Элемент	Валентные электроны	Относительная электроотрицательность	Степень окисления (в соединениях)
Азот, N	$2s^2 2p^3$	3,0	-3, +1, +2, +3, +4, +5
Фосфор, P	$3s^2 3p^3$	2,1	-3, +3, +5

В подгруппе сверху вниз (от азота до висмута) *стабильность* соединений RH_3 *уменьшается*, а *восстановительные свойства их возрастают*.

Элементы подгруппы азота с кислородом образуют оксиды состава R_2O_3 и R_2O_5 . В соответствии с этими оксидами фосфор образует кислоты состава H_3PO_3 и H_3PO_4 и др., а азот – состава HNO_2 и HNO_3 .

В указанных кислотах, *с ростом степени окисления элемента R, сила кислоты возрастает*. Например, азотная кислота HNO_3 сильнее азотистой HNO_2 .

В подгруппе, с ростом порядкового номера элемента R, *кислотные свойства кислородсодержащих кислот ослабевают*. Например,



Азот и его оксиды

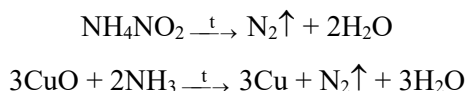
Открытие. Азот впервые был открыт в 1772 году (Д.Резерфорд, Англия).

Положение в Периодической системе и строение атома (см. стр. 89).

Степень окисления азота в соединениях изменяется от -3 до +5.

Нахождение в природе. В природе азот встречается в свободном и связанном состоянии. Азот (N_2) составляет 78% объема воздуха. В малых количествах в виде нитратов (чилийская селитра $NaNO_3$, индийская селитра KNO_3 , норвежская селитра $Ca(NO_3)_2$) азот распространен в верхних слоях земной коры. Он также входит в состав белков и многих природных органических соединений.

Получение. В лаборатории азот можно получать термическим разложением нитрита и дихромата аммония ($(NH_4)_2Cr_2O_7$), а также восстановлением оксида меди(II) аммиаком:

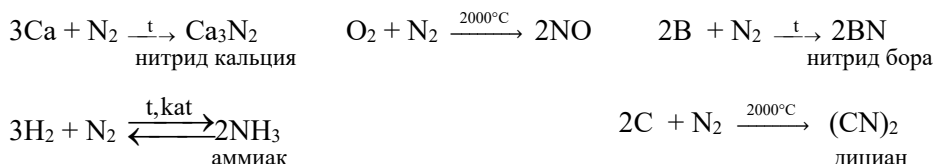


В промышленности азот получают фракционной дистилляцией жидкого воздуха.

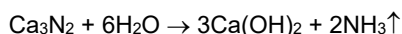
Физические свойства. Азот (N_2) – газ без цвета, запаха и вкуса, немного легче воздуха. В воде, по сравнению с кислородом, растворяется меньше. При давлении в 0,1 МПа и температуре -196°C он сжижается.

Шкатулка знаний • Строение молекулы N_2 . Структурная формула молекулы азота $N \equiv N$, а электронная формула – $:N :: N:$. Тройная связь в молекуле азота очень прочная. В тройной связи одна σ -связь и две π -связи. Из-за симметричного распределения электронной плотности этих связей между атомами азота молекула N_2 в целом неполярна.

Химические свойства. Азот (N_2) при обычных условиях малоактивен; поэтому азот в природе встречается в свободном состоянии. Его низкая активность связана с большой прочностью связи $N \equiv N$ в молекуле азота. По этой причине азот (N_2) только при высокой температуре реагирует с металлами и неметаллами. С литием азот реагирует при обычных условиях:

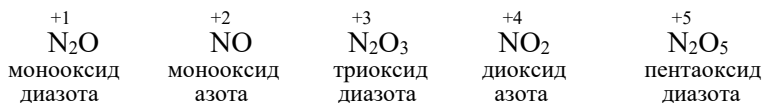


Шкатулка знаний • Нитрид бора (BN) плавится при 3000°C и по твердости близок к твердости алмаза. Нитриды гидролизуются с выделением аммиака:



Оксиды азота

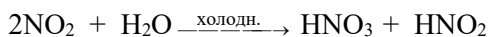
Азот образует несколько оксидов. В этих оксидах степень окисления азота изменяется от +1 до +5:



Оксиды N_2O и NO – *несолеобразующие*, остальные – *кислотные оксиды*.

Из этих оксидов только *монооксид азота NO* образуется при непосредственном взаимодействии азота с кислородом. Он образуется при температуре (2000°C) электрической дуги (например, во время грозы).

Триоксиду diazота (оксид азота(III) N_2O_3 соответствует *азотистая кислота* HNO_2 , *пентаоксиду diazота* (оксид азота(V) N_2O_5 – *азотная кислота* HNO_3 . *Диоксид азота* (оксид азота(IV) NO_2 с водой одновременно образует две кислоты – азотную HNO_3 и азотистую HNO_2 кислоты:



По этой причине диоксид азота NO_2 называют *смешанным ангидридом*.

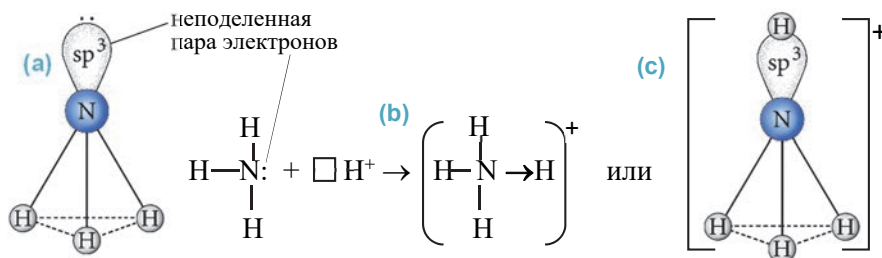
23 Аммиак

– Водные растворы используются при потере сознания человеком и в качестве удобрения. О каком веществе идет речь?

Деятельность

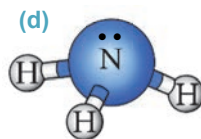
Строение молекулы аммиака и катиона аммония

На основе приведенных схем (a, b, c) ответьте на вопросы.

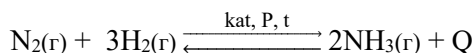
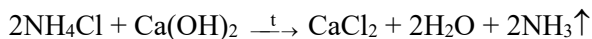


- Какое свойство аммиака отражает данное превращение (b)?
- К каким классам неорганических веществ относятся продукты присоединения воды и хлороводорода к аммиаку?
- Учитывая степень окисления азота в NH_3 , определите какими свойствами – окислительными или восстановительными – обладает азот в аммиаке? Ответ обоснуйте.
- Укажите сходные и отличительные особенности пространственного строения аммиака (a) и катиона аммония (c)?

Строение. Пространственное строение молекулы аммиака можно представить в виде пирамиды, в основании которой лежат три атома водорода, а на вершине – атом азота в состоянии sp^3 -гибридизации (d).



Получение. В лаборатории аммиак получают нагреванием солей аммония с щелочью, а в промышленности – взаимодействием азота с водородом:

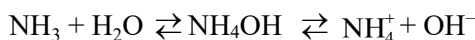


Последняя реакция – синтез аммиака – *обратимая, экзотермическая* и протекает с *уменьшением объема*. Поэтому, в соответствии с принципом Ле Шателье, синтез аммиака осуществляют при не очень высокой температуре (400–500°C), под давлением в 30 МПа и в присутствии катализатора – железных стружек, активированных добавками оксидов Al_2O_3 и K_2O .

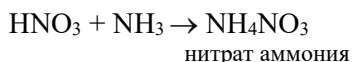
Шкатулка знаний • Поскольку синтез аммиака – обратимая реакция, то в ходе синтеза применяют *циркуляционный процесс*, т.е. невульпившую в реакцию азото-водородную смесь в холодильнике отделяют от сжиженного аммиака и снова возвращают в контактный аппарат. Таким путем удается до 95% азото-водородной смеси превратить в аммиак.

Физические свойства. Аммиак – бесцветный газ с характерным резким запахом, примерно в 2 раза легче воздуха. Под давлением или при охлаждении аммиак легко сжижается в бесцветную жидкость ($t_{\text{кип.}} = -33,4^{\circ}\text{C}$). Жидкий аммиак обладает большой теплотой испарения и по этой причине используется в холодильных установках. Хорошо растворяется в воде (при 20°C (0,1МПа) в 1 л воды растворяется 700 л аммиака). 10%-ный водный раствор аммиака называют *аммиачной водой* или *нашатырным спиртом*.

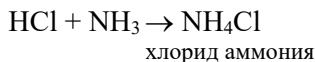
Химические свойства. Водный раствор аммиака имеет *слабо щелочной характер*, поскольку незначительная часть молекул аммиака, реагируя с водой, образуют в растворе ионы аммония NH_4^+ и гидроксид-ионы OH^- (e):



Аммиак с кислотами образует соли (f):

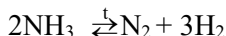


Если стеклянную палочку, смоченную концентрированной соляной кислотой, поднести к выходу пробирки, заполненной аммиаком, то образуется белый дым, состоящий из частиц хлорида аммония (f):

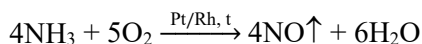
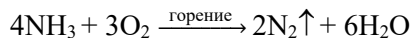


В вышеприведенных реакциях степень окисления азота не изменяется, а валентность увеличивается от III до IV.

В нижеприведенных реакциях аммиака степень окисления азота меняется. При нагревании аммиак разлагается:

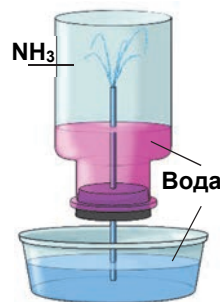
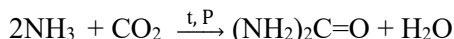


В чистом кислороде аммиак горит желтым пламенем. При нагревании в присутствии катализатора аммиак окисляется кислородом воздуха в монооксид азота:



Вторая реакция используется в производстве азотной кислоты.

Аммиак с диоксидом углерода образует *карбамид* $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$:

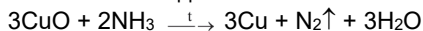


(e) Растворение аммиака в воде, содержащей 1-2 капли раствора фенолфталеина



(f) "Дым без огня"

Шкатулка знаний • Аммиак – сильный **восстановитель**. При нагревании он восстанавливает металлы из их оксидов:



Применение. Огромное количество аммиака используется в производстве азотной кислоты, минеральных удобрений, взрывчатых веществ, а также соды (аммиачным способом). Легкая сжижаемость аммиака и большая теплота его испарения используются в холодильных установках. Под названием *нашатырный спирт* его водный раствор применяют в медицине.

Определение. Газ аммиак распознают или по посинению влажной лакмусовой бумажки, или по характерному запаху, или по образованию белого дыма при внесении в аммиак стеклянной палочки, смоченной соляной кислотой.

Ключевые слова

• строение молекулы аммиака • аммиачная вода • основные и восстановительные свойства аммиака • карбамид •

Применение и проверка знаний

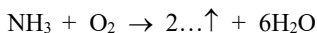
1. Какое выражение не относится к аммиаку?

- A) газ легче воздуха с резким запахом B) молекула имеет плоское строение
C) в воде хорошо растворяется D) с водой образует аммиачную воду
E) молекула обладает неподеленной электронной парой

2. Как определяют газ аммиак?

1. по характерному запаху
2. по посинению влажной красной лакмусовой бумаги
3. по покраснению влажной лакмусовой бумаги
4. по образованию белого дыма с хлороводородом
A) только 1 B) только 4 C) только 2 D) 1,2,3 E) 1,2,4

3. Завершите схему реакции.



4. Завершите схемы и укажите лабораторный способ получения аммиака.

1. $\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{t} \dots + 2\text{H}_2\text{O}$ 2. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t} \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow + \dots$ 3. $\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{t} \dots$
4. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \dots$ 5. $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \xrightarrow[t, \text{кат.}]{} \dots$

5. Составьте уравнения реакций, отражающих основные свойства аммиака.

6. Сколько литров водорода и сколько литров азота потребуется для синтеза 300 л аммиака (н.у.)?
7. Сколько литров (н.у.) аммиака можно получить при взаимодействии избытка гашеной извести с хлоридом аммония массой 117 г, содержащим 10 г примеси? Сколько моль гашеной извести вступит в реакцию? $M_r(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53,5$.
8. Сколько м³ (н.у.) аммиака потребуется для синтеза 0,6 т карбамида? $M_r[\text{CO}(\text{NH}_2)_2] = 60$.

24 Соли аммония



- Какое вещество используют в паяльных работах для очистки поверхности металла от оксидной пленки?
- Что общего в строении всех солей аммония?

Деятельность

Взаимодействие хлорида аммония с щелочами

Обеспечение: стакан, растворы хлорида аммония и щелочи, лакмусовые и фенолфталеиновые бумажки (или растворы), спиртовка.

Ход работы: В стакане к 15–20 мл раствора NH_4Cl прилейте столько же раствора щелочи и нагрейте. По очереди подержите над стаканом влажную лакмусовую и фенолфталеиновую бумажки и следите за происходящими изменениями.

Обсудите результаты:

- В какой цвет окрашиваются лакмусовая и фенолфталеиновая бумажки над стаканом? Почему это происходит?
- Можно ли таким же путем распознать другие соли аммония?
- Какие еще свойства проявляют соли аммония?



Получение. Соли аммония можно получать взаимодействием аммиака или гидроксида аммония с кислотами. При избытке многоосновной кислоты в обоих случаях образуются кислые соли:



Физические свойства. Соли аммония – твердые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде; многие из них имеют белый цвет.

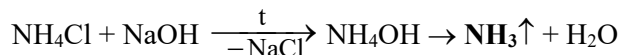
Химические свойства. Соли аммония обладают *общими* свойствами солей и *специфическими* свойствами.

Соли аммония, как и другие соли, взаимодействуют с кислотами, солями и в водном растворе диссоциируют на ионы:



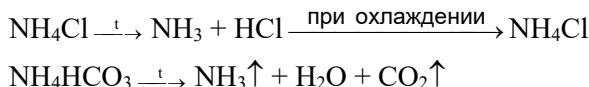
К специфическим свойствам солей аммония относятся их *взаимодействие с щелочами* (см. *Деятельность*), *разложение при нагревании* и *гидролиз*.

1. Реакция взаимодействия солей аммония с щелочами используется в их распознавании, поскольку образующийся гидроксид аммония разлагается с выделением аммиака, обладающего резким характерным запахом. Реакция, осуществленная в разделе *Деятельность*, описывается следующим уравнением:



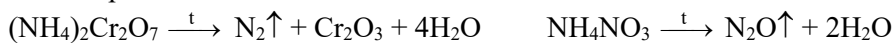
2. Особенности разложения солей аммония при нагревании определяются природой аниона соли. Соли *кислот* – HCl , HBr , H_2CO_3 , H_2SO_3 и др. – разлагаются на аммиак и газ (водный раствор которого является кислотой), которые

при охлаждении снова образуют соль:



Примечание: Карбонат и гидрокарбонат аммония используются при выпечке хлеба в качестве разрыхлителя.

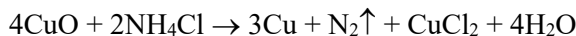
Если анионом соли является анион кислоты с сильными окислительными свойствами (HNO_3 , HNO_2 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и др.), то образующийся при разложении аммиак подвергается окислению:



3. Соли аммония, как соли, образованные слабым основанием, подвергаются гидролизу:



Применение. Из солей аммония – нитрат аммония, сульфат аммония и гидроортофосфат аммония – применяются в качестве удобрений, нитрат аммония – также в производстве взрывчатых веществ, например, аммонала, а хлорид аммония – в паяльных работах:



Определение. Распознавание солей аммония основывается на их взаимодействии с щелочами.

Ключевые слова

• специфические свойства солей аммония • ковалентная связь, образованная по донорно-акцепторному механизму •

Применение и проверка знаний

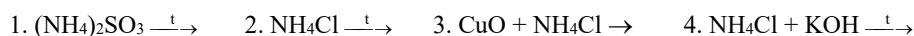
1. Что ошибочно для солей аммония?

- A) содержат связь, образованную по донорно-акцепторному механизму
- B) подвергаются гидролизу
- C) при нагревании с щелочами выделяют аммиак
- D) продукты термического разложения зависят от природы аниона
- E) некоторые из них имеют молекулярное строение

2. Как отличить K_2SO_4 от $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$?

- A) раствором BaCl_2
- B) по растворимости в воде
- C) раствором HNO_3
- D) раствором щелочи
- E) аммиачной водой

3. Завершите схемы и укажите уравнения реакций, по которым образуется аммиак.



4. Укажите типы химических связей в хлориде аммония и рассмотрите механизмы их образования.

5. Как распознать растворы солей – NH_4Cl , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ и NH_4Br ? Составьте уравнения соответствующих реакций.

6. Сколько литров (н.у.) аммиака выделится при взаимодействии 1 моль гидроксида кальция с 110 г хлорида аммония? $M_r(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53,5$.

25 Азотная кислота



– Образуется при грозовых ливнях, повышает плодородие почвы. О каком веществе идет речь?

Деятельность

Свойства концентрированной азотной кислоты

Обеспечение: 3 пробирки, концентрированная HNO_3 , куски медной проволоки, алюминиевые и железные стружки, спиртовка, штатив, стакан, лучинка, спички (**опыты следует проводить в вытяжном шкафу!!!**).

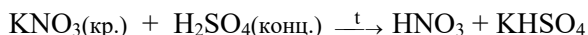
Ход работы:

- поместите в одну из трех пробирок стружки железа, во вторую – стружки алюминия, в третью – кусочки медной проволоки; прилейте к ним немного концентрированной азотной кислоты и проследите за происходящими изменениями.
- опустите тлеющую лучинку в нагретую азотную кислоту и наблюдайте за происходящим.

Обсудите результаты:

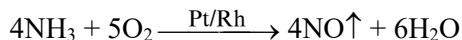
- Почему достаточно активные металлы – железо и алюминий – с концентрированной азотной кислотой при обычных условиях не реагируют? Что происходит с этими металлами?
- При каких условиях медь, расположенная в ряду активности правее водорода, вступает в реакцию с концентрированной азотной кислотой?
- Что происходит с тлеющей лучинкой в нагретой азотной кислоте? Как вы объясните это явление?

Получение. В лаборатории азотную кислоту можно получить действием концентрированной серной кислоты на кристаллический нитрат калия или натрия при слабом нагревании:

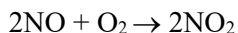


В промышленности азотную кислоту получают из аммиака в три стадии:

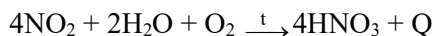
1. Каталитическим окислением аммиака кислородом воздуха до монооксида азота NO :



2. Окислением монооксида азота до диоксида азота кислородом воздуха при обычных условиях:



3. Растворением диоксида азота в воде, в присутствии избытка кислорода:



Шкатулка знаний • Азотная кислота, получаемая в промышленности, обычно бывает концентрации 50–65 и 98%.

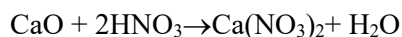
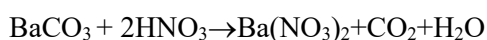
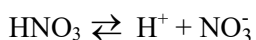
Для хранения и транспортировки разбавленной азотной кислоты используют емкости из стали, а концентрированной кислоты – из алюминия.

Физические свойства. Чистая азотная кислота – бесцветная жидкость с резким раздражающим запахом. На воздухе она дымит; кипит при 86°C. Концентрированная азотная кислота обычно окрашена в желтый цвет. Такой цвет придает ей диоксид азота, который образуется вследствие частичного разложения азотной кислоты и последующего его растворения в кислоте.

Химические свойства. Азотная кислота обладает *общими* свойствами кислот и некоторыми *специфическими* свойствами.

I. Общие химические свойства

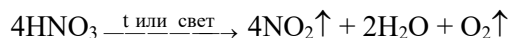
Азотная кислота – сильная кислота и в растворе полностью диссоциирует. Разбавленная кислота обладает всеми свойствами, характерными для других кислот (за исключением свойства выделять водород при взаимодействии с металлами; см. раздел В):



II. Специфические свойства азотной кислоты

А) Азотная кислота – непрочное вещество.

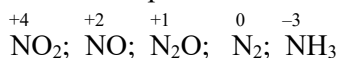
При нагревании или под действием света азотная кислота частично разлагается. Образующийся диоксид азота NO_2 , растворяясь в кислоте, окрашивает ее в желтый цвет:



Шкатулка знаний • Высокая степень окисления азота (+5) в азотной кислоте и образование кислорода при ее разложении обуславливают сильные окислительные свойства концентрированной азотной кислоты.

В) Окислительные свойства азотной кислоты.

1. *Азотная кислота по-разному реагирует с металлами.* Как правило, в этих реакциях водород не выделяется, так как в азотной кислоте азот в степени окисления +5 (ион NO_3^-) является более сильным окислителем, чем ион H^+ . По этой причине металлы окисляются азотом кислоты. В зависимости от концентрации кислоты и активности металла, азот в кислоте восстанавливается, превращаясь в одно или несколько из приведенных веществ:



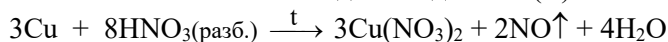
При этом, чем разбавленнее кислота и активнее металл, тем глубже протекает восстановление азота.

Например, концентрированная (примерно 70%-ная) азотная кислота с медью реагирует с образованием соли, воды и оксида азота(IV):



Аналогичным образом концентрированная азотная кислота взаимодействует с малоактивными металлами, расположенными в электрохимическом ряду напряжений правее водорода – ртутью и серебром.

Разбавленная (примерно 30%-ная) же азотная кислота при взаимодействии с теми же металлами восстанавливается до оксида азота(II):

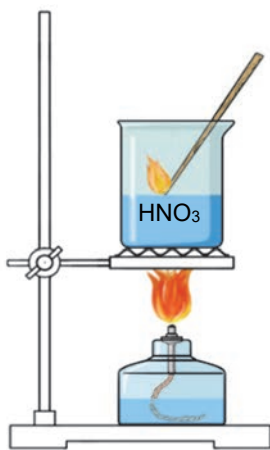


Алюминий, хром и железо при обычных условиях (примерно 0–20°C) с концентрированной азотной кислотой не реагируют.

Платина и золото с концентрированной азотной кислотой не реагируют не только при обычных условиях, но и при нагревании.

Шкатулка знаний • Платина и золото растворяются только в “царской водке” – смеси, состоящей из одного объема концентрированной азотной кислоты и трех объемов концентрированной соляной кислоты.

2. Азотная кислота окисляет также некоторые неметаллы (S, P, C, B; см. стр. 78, 110) и многие органические соединения. Например, тлеющая лучинка в нагретой концентрированной азотной кислоте загорается (а); скипидар и древесные опилки в ней воспламеняются.



(а) Воспламенение тлеющей лучинки в нагретой азотной кислоте

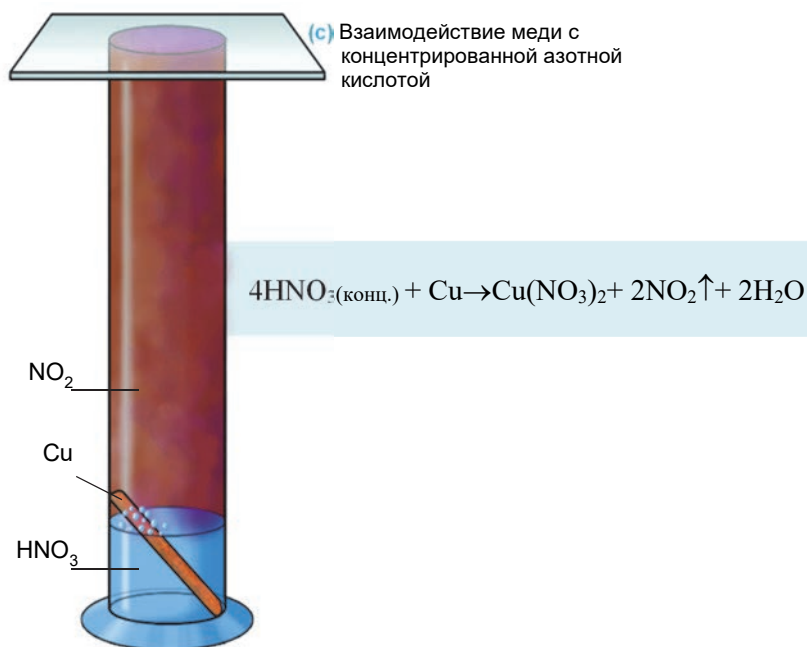
С) Концентрированная азотная кислота с белками образует вещества ярко-желтого цвета. По этой причине на коже при действии концентрированной азотной кислоты образуются желтые пятна.

Применение. Азотная кислота – один из много-тоннажных продуктов химической промышленности. Около 75% производимой кислоты расходуется на производство удобрений, 15% – на производство взрывчатых веществ (бездымный порох, нитроглицерин, динамит и др.), остальная часть – для получения красителей, лекарств, пластмасс, фотоматериалов, дезинфицирующих веществ и др.

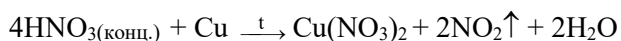
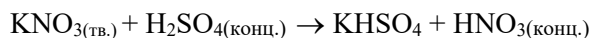
(b) Продукты, производимые из азотной кислоты



Определение иона (NO_3^-). Нитрат ионы NO_3^- присутствуют в растворах азотной кислоты и ее солей. Определение азотной кислоты основывается на выделении бурого газа (NO_2) при ее взаимодействии с медью (с):



Для определения солей азотной кислоты – *нитратов* – к ним добавляют медные стружки, приливают концентрированную серную кислоту и нагревают. Как и в случае азотной кислоты и здесь наблюдается выделение бурого газа NO_2 . Однако процесс протекает в две стадии:



Ключевые слова

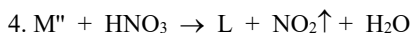
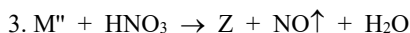
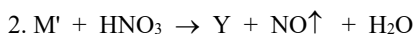
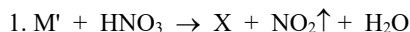
• специфические свойства азотной кислоты • строение молекулы азотной кислоты •

Применение и проверка знаний

1. Что ошибочно для азотной кислоты?

- А) непрочное вещество
- В) сильный окислитель
- С) в промышленности получают по схеме $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \xrightarrow{+\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2} \text{HNO}_3$
- Д) в лаборатории получают по схеме $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- Е) в реакциях с металлами водород не выделяется

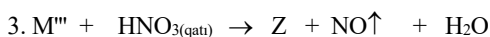
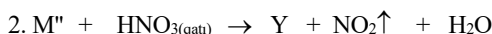
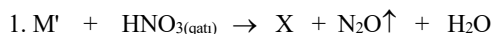
2. В какой реакции участвует концентрированная азотная кислота? Обозначения M' и M'' какие металлы могут изображать?



3. Составьте электронные уравнения процессов окисления и восстановления, протекающих в ходе реакции $Ag + HNO_3 \rightarrow$. Определите окислитель и восстановитель, и укажите какой ион или атом окисляется, а какой – восстанавливается. Запишите химическое уравнение реакции.

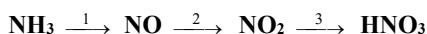
4. Как объясните, что концентрированная азотная кислота, как и концентрированная серная кислота, перевозится в цистернах из стали или алюминия?

5. Учитывая особенности взаимодействия металлов с азотной кислотой и состав образующихся оксидов азота в нижеприведенных реакциях расположите металлы M', M'' и M''' в порядке роста их химической активности.



6. Чем обусловлены сильные окислительные свойства концентрированной азотной кислоты? Почему металлы не вытесняют водород из азотной кислоты?

7. Какая стадия в схеме промышленного способа синтеза азотной кислоты является каталитической реакцией, а какая – обратимой?



8. Перечислите области применения азотной кислоты.

9. Сколько литров (н.у.) газа выделится при взаимодействии 3,2 г меди с концентрированной азотной кислотой? $A_r(Cu) = 64$.

10. Сколько м³ (н.у.) аммиака потребуется для получения 6,3 т азотной кислоты? $M_r(HNO_3) = 63$.

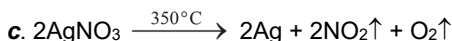
26 Соли азотной кислоты. КРУГОВОРОТ АЗОТА В ПРИРОДЕ

– Их применяют в производстве черного пороха, взрывчатых веществ и удобрений. О каких веществах идет речь?

Деятельность

Термическое разложение нитратов

На основании уравнений реакций разложения нитратов ответьте на вопросы



- Какое одно вещество всегда образуется при разложении нитратов?
- Учитывая характер продуктов разложения и положение металла в ряду активности, что можете сказать об особенностях разложения нитратов?
- Учитывая условие реакции **с** и зная, что Ag_2O разлагается при $t > 280^\circ\text{C}$, чем объясните различия качественного состава продуктов реакций **б** и **с**?

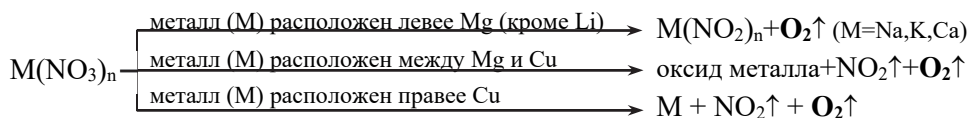
Нитраты натрия, калия, аммония и кальция называются *селитрами*.

Получение. Нитраты получают, главным образом, следующими способами:

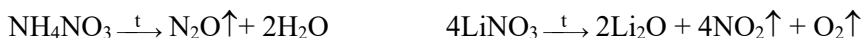
1. Взаимодействием азотной кислоты с металлами, основными оксидами, основаниями, аммиаком и некоторыми солями (стр.99);
2. Взаимодействием диоксида азота с щелочами;
3. В промышленности селитры получают, в основном, действием азотной кислоты или диоксида азота на карбонаты щелочных и щелочноземельных металлов (стр. 116). Нитрат аммония получают взаимодействием аммиака с азотной кислотой.

Свойства. Все нитраты в воде хорошо растворимы и полностью диссоциируют. При нагревании они (кроме NH_4NO_3) разлагаются с выделением кислорода.

Состав продуктов разложения нитратов зависит от положения металла (M) соли в электрохимическом ряду напряжения металлов:



Нитраты аммония и лития разлагаются следующим образом:



Реакции разложения, протекающие при нагревании, называются *термолизом*. Применение нитрата калия в пиротехнике и в составе черного пороха ($\text{KNO}_3 + \text{C} + \text{S}$) основывается именно на свойстве нитратов разлагаться.

Определение. (см. стр.101).

Применение. Нитраты тяжелых металлов применяются для получения оксидов металлов, селитры – в качестве минеральных удобрений. Взрывчатые смеси на основе нитрата аммония – *аммоналы* – используются в горнорудных работах.

Круговорот азота в природе

Азот в составе органических соединений входит в состав любого растительного и животного организма. С другой стороны, азот в свободном состоянии присутствует в атмосфере (78% по объему). Исследования показывают, что несмотря на то, что и свободный азот атмосферы (N_2), и азот, входящий в состав соединений (связанный азот), подвергаются непрерывным изменениям, количественное содержание связанного азота в почве и свободного азота в атмосфере заметно не изменяется. Это обусловлено тем, что в природе в противоположных направлениях протекают химические превращения (см. схему и рис. а), регулирующие соотношение связанного и свободного азота.

СВОБОДНЫЙ АЗОТ ПЕРЕХОДИТ В АТМОСФЕРУ

1. в результате разложения связанного азота почвы и морей бактериями
2. в результате гниения растительных и животных организмов, сжигания топлив

СВОБОДНЫЙ АЗОТ УДАЛЯЕТСЯ ИЗ АТМОСФЕРЫ

1. во время электрических разрядов в атмосфере
2. в результате усвоения азота N_2 клубеньковыми бактериями
3. в процессе производства удобрений

СВЯЗАННЫЙ АЗОТ УДАЛЯЕТСЯ ИЗ ПОЧВЫ

1. в результате разложения бактериями связанного азота почвы
2. во время сбора урожая с полей
3. путем смывания водой
4. в виде пищи растительных и животных организмов

СВЯЗАННЫЙ АЗОТ ПЕРЕХОДИТ В ПОЧВУ

1. при внесении азотных удобрений
2. в результате усвоения азота N_2 клубеньковыми бактериями
3. во время электрических разрядов в атмосфере с последующими осадками ($N_2 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \dots$)
4. в результате гниения растительных и животных организмов



Именно в результате процессов, указанных в схеме, и происходит круговорот азота в природе.

Ключевые слова

• нитраты • селитры • термолит • усвоение свободного азота •

Применение и проверка знаний

1. По какой реакции обычно нитрат не получают?

- A) $\text{KOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- B) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- C) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- D) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{NO}_2 \rightarrow$
- E) $\text{KOH} + \text{NO}_2 \rightarrow$

2. В каком уравнении продукт указан неверно?

- A) $2\text{NaNO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$
- B) $\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{t} \text{N}_2\text{O} \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
- C) $4\text{AgNO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{Ag}_2\text{O} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$
- D) $2\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t} 2\text{MgO} + 4\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$
- E) $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t} 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

3. Какие вещества используют для определения нитратов?

- A) H_2SO_4 (разб.), Cu
- B) H_2SO_4 (конц.), Cu
- C) HNO_3 , Cu
- D) H_2SO_4 (конц.), Al
- E) KOH, Cu

4. Завершите схемы возможных реакций.



5. Почему при грозовых ливнях почва пополняется соединениями азота?

6. Определите объемную долю (%) кислорода в газовой смеси, образующейся при разложении нитрата лития.

7. В газовой смеси продуктов разложения нитратов металлов объемная доля кислорода составляет 20%. Определите валентность этих металлов и составьте уравнение конкретной реакции. Нитрат лития не рассматривать.

8. При полном разложении 34 г нитрата натрия, содержащего примеси, было получено 3,36 л (н.у.) кислорода. Вычислите массовую долю (%) примесей в исходной соли. $M_r(\text{NaNO}_3) = 85$.

9. При нагревании аммиака, 20% исходного его количества разложилось. Вычислите объемное отношение газов $\text{NH}_3:\text{N}_2:\text{H}_2$ в образовавшейся газовой смеси.

10. Составьте уравнения превращений:





– Почему фосфор в природе не встречается в свободном состоянии, как азот?

Деятельность**Относительно белого фосфора**

Белый фосфор – белое с желтоватым оттенком и очень ядовитое кристаллическое вещество. В темноте светится вследствие его окисления на воздухе. Хранят его под водой. В измельченном состоянии он воспламеняется на воздухе при обычных условиях.

Учитывая вышесказанное, ответьте на вопросы.

- Почему белый фосфор хранят под водой?
- Почему, несмотря на большую активность белого фосфора, его не используют в производстве спичек?
- Почему фосфор в измельченном состоянии воспламеняется?

Открытие. Фосфор был открыт в 1669 г. в ходе алхимических исследований (Х.Бранд). По-гречески “*фосфорос*” означает “*светоносный*”.

Положение в Периодической системе и строение атома. Фосфор – элемент 3-го периода главной подгруппы V группы. Электронное строение его атома – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. В отличие от азота, фосфор в своих соединениях проявляет валентность, равную V.

Степень окисления фосфора в соединениях +3, +5 и –3.

Нахождение в природе. Как активный неметалл фосфор в природе встречается только в виде соединений. Важнейшими природными соединениями являются *фосфорит* $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ и *апатиты* $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaX}_2$ (X = F, Cl, OH). В организме взрослого человека содержится около 1,5 кг фосфора. Фосфор, в основном, содержится в клетках мозга, а также в нервной и костной тканях.

Получение. Фосфор получают из апатита и фосфорита. Например, при прокаливании в электропечах (1500°C) без доступа воздуха смеси фосфорита $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, кокса и песка образуется фосфор:

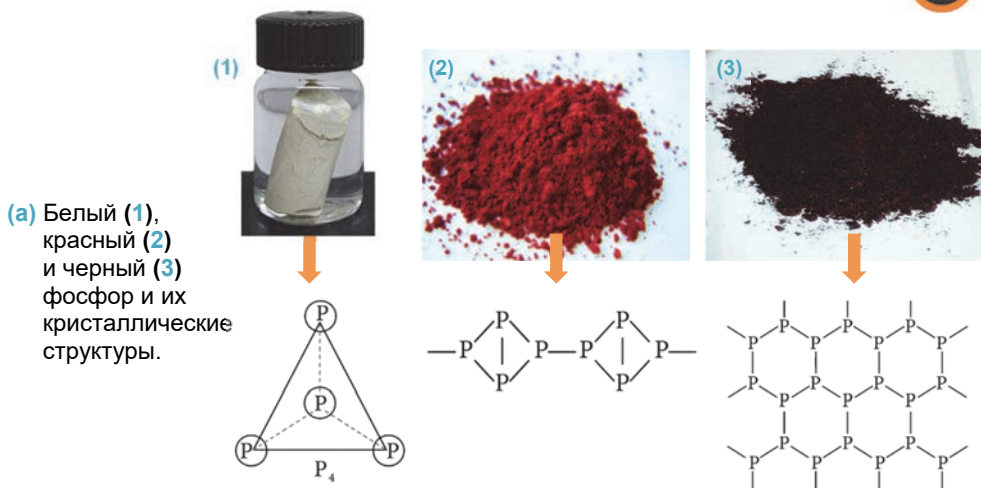


Фосфор можно получать и другими способами.

Физические свойства. У фосфора несколько аллотропных модификаций, например, *белый, красный и черный фосфор (а)*.

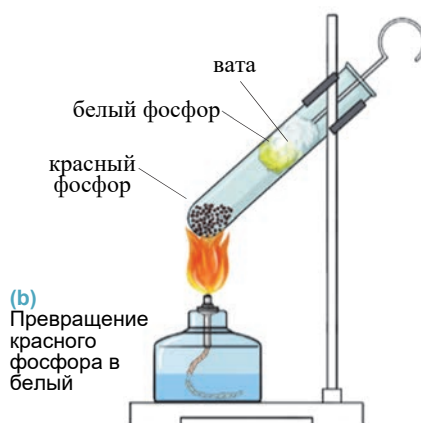
Белый фосфор – белое с желтоватым оттенком, легкоплавкое ($t_{\text{пл.}} = 44^\circ\text{C}$) кристаллическое вещество с запахом чеснока; относительно мягкий, можно резать ножом (под водой). В воде не растворяется, в сероуглероде хорошо растворим. Белый фосфор получают конденсацией паров красного фосфора (**б**).

Белый фосфор имеет молекулярное строение. Его молекула состоит из 4-х атомов P (**а**) и содержит 6 ковалентно-неполярных связей P–P. Реакционная способность белого фосфора выше, чем у красного и черного фосфора.

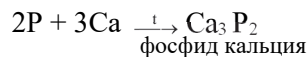
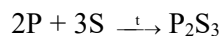
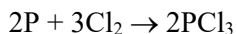
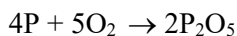


Шкатулка знаний • Красный фосфор – порошок красно-бурого цвета, не ядовит. В воде и сероуглероде не растворяется. При сильном нагревании в отсутствие кислорода он сублимируется в пары белого фосфора, при охлаждении которого образуется белый фосфор (b). Красный фосфор, как и черный фосфор, имеет атомную кристаллическую решетку. При 260°C он воспламеняется.

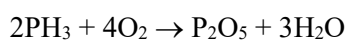
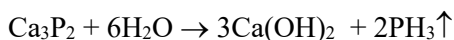
Черный фосфор по внешнему виду похож на графит. Не ядовит. Не растворяется в воде и сероуглероде. Как и графит, он имеет слоистую атомную кристаллическую решетку (a). Воспламеняется при 490°C.



Химические свойства. Фосфор – неметалл. С белым фосфором реакции протекают более энергично. Из неметаллов фосфор легче всего реагирует с кислородом, фтором и хлором. Например, белый фосфор при 40–50°C, а в измельченном состоянии даже при комнатной температуре воспламеняется. При избытке кислорода, хлора и серы образуются соединения пятивалентного фосфора, а при их недостатке – соединения трехвалентного фосфора. С водородом фосфор *не реагирует*. С другими неметаллами, а также с активными металлами фосфор реагирует при нагревании:



Соединения фосфора с металлами – *фосфиды* под действием воды и кислот разлагаются с образованием самовоспламеняющегося на воздухе газа *фосфина* PH_3 :

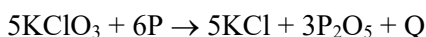


Это интересно

В организме человека фосфор оказывает влияние на умственную и мышечную деятельность; совместно с кальцием участвует в образовании костных клеток, и тем самым, придает прочность костям и зубам. Он входит в состав аденозинтрифосфорной кислоты – аккумулятора и переносчика энергии в организме, а также нуклеиновых кислот, которые хранят, воспроизводят и передают наследственную информацию. Человек получает фосфор из пищи. Много фосфора содержится в фасоли, горохе, овсяной крупе, сыре, мясе, яйцах, хлебе, морских продуктах.

Применение. Органические соединения фосфора используют в качестве инсектицидов (средства борьбы с вредителями сельскохозяйственных культур), например, хлорофос, дихлофос, тиофос, фосфамид. Белый фосфор используется при изготовлении зажигательных снарядов, ручных гранат и для создания (в военных целях) дымовых завес.

В промышленности красный фосфор используется в производстве сплавов цветных металлов и спичек. На боковую поверхность спичечной коробки наносится смесь из красного фосфора, тонко измельченного стекла и клея. Спичечная головка состоит из окислителя (бертолетовой соли KClO_3), серы и клея. При трении спичечной головки о боковую поверхность, фосфор воспламеняется и протекает следующая реакция:



Черный фосфор применяется в качестве полупроводника.

Ключевые слова

• фосфорит • апатит • белый, красный и черный фосфор • фосфин • фосфиды •

Применение и проверка знаний**1. Укажите ошибочное высказывание. Фосфор ...**

- А) входит в состав хлорапатита и фосфорита В) не входит в состав флюорита
 С) получают по схеме $2\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 10\text{C} + 6\text{SiO}_2 \xrightarrow{-1500^\circ\text{C}}$
 D) в природе иногда встречается в свободном состоянии
 E) в виде соединений входит в состав костных и зубных тканей

2. Укажите формулы фосфорита и фторапатита.

1. $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ 2. Na_3AlF_6 3. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ 4. $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
 A) 1, 2 B) 3, 2 C) 3, 1 D) 1, 4 E) 2, 4

3. Завершите схемы и укажите уравнения реакций, по которым образуется фосфин.

1. $\text{Mg}_3\text{P}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ 2. $\text{P} + \text{Ca} \rightarrow$ 3. $\text{Mg}_3\text{P}_2 + \text{HCl} \rightarrow$ 4. $\text{P} + \text{H}_2 \rightarrow$

4. Укажите верные высказывания относительно белого фосфора.

1. в темноте светится 2. активное вещество 3. неядовитый
 4. в воде не растворяется 5. имеет строение $\text{P} \equiv \text{P}$ 6. имеет молекулярное строение

5. Что ошибочно для реакции воспламенения спички $6\text{P} + 5\text{KClO}_3 \rightarrow 5\text{KCl} + 3\text{P}_2\text{O}_5$?

1. используется красный фосфор 2. экзотермическая реакция
 3. от 6 атомов фосфора участвуют 30 электронов 4. эндотермическая реакция
 5. используется белый фосфор, как более активный

6. Сколько м³ (н.у.) воздуха потребуется для полного сгорания 6,2 кг фосфора? Объемную долю кислорода в воздухе примите равной 20%. $A_r(\text{P}) = 31$.**7. Составьте уравнения превращений: $\text{P} \rightarrow \text{Mg}_3\text{P}_2 \rightarrow \text{PH}_3 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4$**

28 ПЕНТАОКСИД ДИФОСФОРА И ОРТОФОСФОРНАЯ КИСЛОТА

- Гигроскопичный, из простых веществ образуется в виде белого дыма.
 – Соли ее входят в состав костей и зубов, применяются в качестве удобрений. О каких веществах идет речь?

Деятельность

Химические свойства ортофосфорной кислоты

Обеспечение: 5 пробирок, металлический Ca, порошок мела, гидроксид меди(II), нитрат серебра(I), растворы ортофосфорной кислоты и ортофосфата натрия.

Ход работы: Поместите маленький кусочек Ca в одну пробирку, порошок мела – во вторую, гидроксид меди(II) – в третью, раствор нитрата серебра(I) – в четвертую пробирку и налейте в каждую из них 2–3 мл ортофосфорной кислоты и следите за происходящими изменениями. В пятой пробирке к раствору нитрата серебра(I) прилейте раствор ортофосфата натрия и следите за происходящим.

Обсудите результаты:

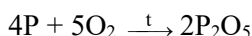
- Перечислите внешние признаки каждой химической реакции, которые имели место.
- Проявляет ли ортофосфорная кислота общие свойства кислот? Ответ обоснуйте.
- Почему при добавлении ортофосфорной кислоты к раствору AgNO_3 осадок не образуется, а при добавлении ортофосфата натрия – образуется?

Из оксидов фосфора более важное значение имеет оксид фосфора(V) P_2O_5 .

Шкатулка знаний • Обычно состав оксида фосфора(V) выражают формулой P_2O_5 . На самом деле его состав более сложный и соответствует формуле P_4O_{10} .

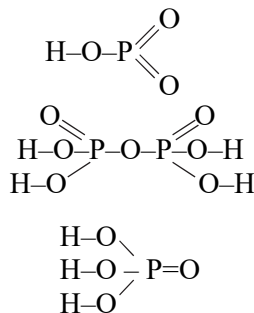
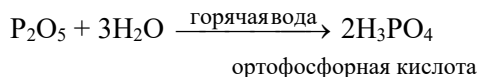
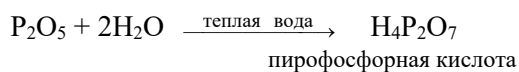
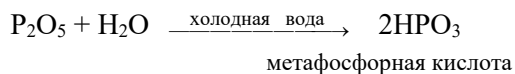
Оксид фосфора(V) (пентаоксид дифосфора)

Оксид фосфора(V) образуется при сжигании фосфора в избытке кислорода:



Оксид фосфора(V) – очень гигроскопичный, белый, рыхлый порошок. Хранится в плотно закрытых сосудах.

Оксид фосфора(V) – *кислотный оксид*. В зависимости от условий с водой образует различные кислоты фосфора:

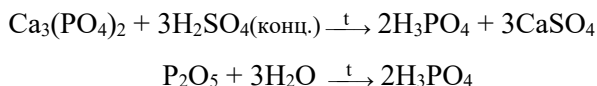


Применение. Как водоотнимающее вещество оксид фосфора(V) применяется для осушки газов и дегидратации некоторых веществ. Например, ангидриды азотной и хлорной кислот (N_2O_5 , Cl_2O_7) можно получить с помощью оксида фосфора(V).

Ортофосфорная кислота, H_3PO_4

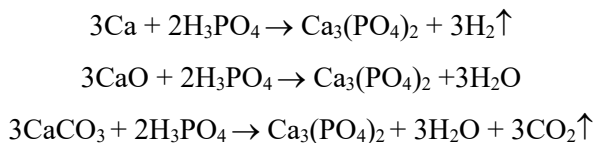
Ортофосфорная кислота – твердое, бесцветное, кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде.

Получение. В промышленности ортофосфорную кислоту получают двумя способами – нагреванием природного фосфорита с серной кислотой и оксида фосфора(V) с водой:



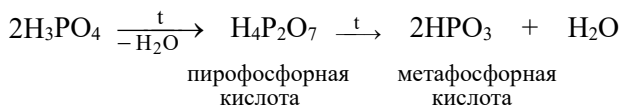
Химические свойства. Ортофосфорная кислота обладает *общими свойствами кислот и специфическими свойствами.*

I. Она, как и другие кислоты, в воде диссоциирует, образуя ионы H^+ , изменяет цвет индикатора, реагирует с активными металлами, основными и амфотерными оксидами, основаниями, солями более слабых кислот и аммиаком. Ортофосфорная кислота не реагирует с металлами, расположенными в ряду активности металлов правее водорода (Cu, Hg, Ag, Pt, Au).

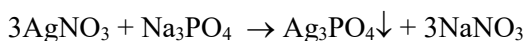


Как трехосновная кислота она в растворе диссоциирует ступенчато.

II. Специфические свойства: 1. При нагревании ортофосфорная кислота разлагается, образуя две новые кислоты:

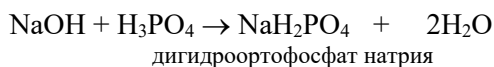
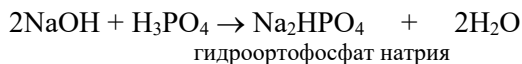
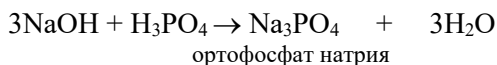


2. Растворимые соли ортофосфорной кислоты с раствором нитрата серебра(I) образуют растворимый в сильных кислотах и не растворимый в воде *желтый осадок* ортофосфата серебра(I):



Шкатулка знаний • Ортофосфорная кислота играет большую роль в жизнедеятельности животных и растений. Ее остатки входят в состав аденозинтрифосфорной кислоты (АТФ), а также нуклеиновых кислот – ДНК и РНК. .

Соли ортофосфорной кислоты. Как трехосновная кислота ортофосфорная кислота, в зависимости от количества основания, реагирующего с ним, образует три типа фосфатов – *ортофосфаты*, *гидроортофосфаты* и *дигидроортофосфаты*:

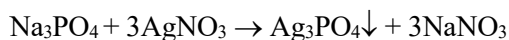
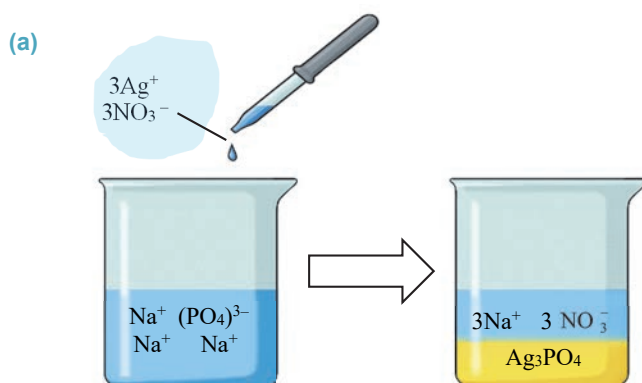


Ортофосфаты аммония и щелочных металлов, как правило, растворяются в воде. Из фосфатов кальция хорошо растворяется лишь дигидроортофосфат кальция $[\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2]$.

Применение ортофосфорной кислоты и ее солей. Ортофосфорная кислота используется для получения ортофосфатов и различных органических соединений, для приготовления сиропов в пищевой промышленности, создания защитного слоя на поверхности металлов.

Соли ортофосфорной кислоты применяются для устранения жесткости воды (Na_3PO_4), приготовления лекарственных препаратов, придания огнеустойчивых свойств материалам $[(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4]$, а также в качестве удобрений.

Определение иона $(\text{PO}_4)^{3-}$. Определение ортофосфат иона основывается на образовании нерастворимого в воде желтого осадка ортофосфата серебра(I) (а):



Ключевые слова

• оксид фосфора(V) • ортофосфорная, пиррофосфорная и метафосфорная кислоты •

1. Что ошибочно для оксида фосфора(V) P_2O_5 ?

- A) твердое вещество белого цвета
- B) применяется для осушки газов
- C) можно получить сжиганием фосфора
- D) имеет немолекулярное строение
- E) в зависимости от температуры с водой образует три кислоты

2. Какое выражение неверно относительно ортофосфорной кислоты?

- A) в воде хорошо растворяется
- B) при нагревании превращается в пиррофосфорную кислоту
- C) образует кислые и средние соли
- D) ее ион PO_4^{3-} определяют ионом серебра Ag^+
- E) бесцветная жидкость

3. Составьте уравнения реакций, протекание которых возможно.

1. $P_2O_5 + H_2O \rightarrow$
2. $P_2O_5 + 3H_2O \xrightarrow{t} \rightarrow$
3. $2NH_3 + H_3PO_4 \rightarrow$
4. $P_2O_5 + 3CaO \xrightarrow{t} \rightarrow$
5. $P_2O_5 + CaSiO_3 \xrightarrow{t} \rightarrow$

4. Завершите схемы реакций. Назовите соли в порядке роста массовой доли фосфора в составе соли.

1. $KOH + H_3PO_4 \rightarrow$
2. $2KOH + H_3PO_4 \rightarrow$
3. $3KOH + H_3PO_4 \rightarrow$

5. Как различить ортофосфат серебра(I) от йодида серебра(I)?

6. Завершите схемы реакций дегидратации.

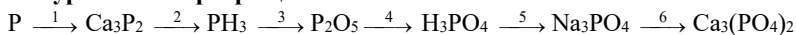
- ... + $HNO_3 \rightarrow HPO_3 + \dots$
- ... + $H_2SO_4 \rightarrow HPO_3 + \dots$
- ... + $HClO_4 \rightarrow HPO_3 + \dots$

7. Перечислите области применения ортофосфорной кислоты и ее солей.

8. Сколько граммов гидроксида калия потребуется для получения 0,5 моль гидроортофосфата калия? $M_r(KOH) = 56$.

9. Сколько тонн ортофосфорной кислоты можно получить из 1,42 т оксида фосфора(V)? $M_r(P_2O_5) = 142$, $M_r(H_3PO_4) = 98$.

10. Составьте уравнения превращений.



29 ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА – 2. СВОЙСТВА НЕМЕТАЛЛОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

Опыт

1

Получение, соби́рание и определе́ние аммиака

Обеспечение: фарфоровая чаша, чайная ложка, NH_4Cl , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, стеклянная палочка, 2 пробирки, 2 штатива, пробка с газоотводной трубкой, спиртовка, раствор фенолфталеина, сосуд с водой (**опыты следует проводить в вытяжном шкафу!!!**).

Ход работы: В фарфоровой чашке перемешайте по одной ложке хлорида аммония и гидроксида кальция и пересыпьте смесь в пробирку. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и опустите конец трубки в другую сухую пробирку, закрепленную в штативе открытым концом вниз. Затем пробирку со смесью осторожно нагрейте. Для определения заполнения второй пробирки аммиаком периодически подносите к ее выходу бумагу, смоченную раствором фенолфталеина. После заполнения второй пробирки аммиаком выньте газоотводную трубку из нее и, закрыв большим пальцем открытый конец 2-й пробирки, в таком же положении опустите ее в сосуд с водой. Под водой уберите палец от входа пробирки и проследите за происходящими изменениями.

Затем снова закройте большим пальцем вход пробирки под водой и выньте ее из воды. Переверните пробирку и добавьте внутрь 1–2 капли раствора фенолфталеина.

Обсудите результаты:

- Какие наблюдения вы сделали в ходе нагревания смеси?
- Почему вода входит внутрь пробирки, когда под водой убираем палец?
- Что происходит с раствором при добавлении 1–2 капель раствора фенолфталеина? Почему это происходит?
- Составьте уравнения реакций, которые имели место, и охарактеризуйте их внешние признаки.
- Какие свойства аммиака во время опыта вы наблюдали?

Опыт

2

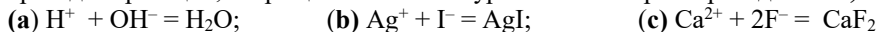
Проведите соответствующие реакции и докажите, что вещества, данные вам в закрытых пробирках, являются:

- а)** Хлоридом аммония; **б)** Нитратом аммония; **в)** Нашатырным спиртом.
Составьте молекулярные и ионные уравнения этих реакций.

Опыт

3

Проведите реакции, сокращенные ионные уравнения которых приведены в **а, б и в**



Составьте молекулярные и полные ионные уравнения проведенных реакций.

Опыт

4

Даны 3 пробирки с растворами. Определите, в какой пробирке содержится соляная кислота, в какой – серная кислота и в какой – гидроксид натрия? Составьте молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций.

30 МИНЕРАЛЬНЫЕ УДОБРЕНИЯ И ИХ КЛАССИФИКАЦИЯ. АЗОТНЫЕ УДОБРЕНИЯ



– Недостаток какого питательного элемента в почве замедляет развитие стеблей и листьев растений?

Деятельность

Распознавание азотного удобрения

Обеспечение: 2 пробирки, аммиачная селитра, вода, раствор NaOH, медная проволока, концентрированная серная кислота, спиртовка, лакмусовая бумажка.

Ход работы: Поместите в каждую из двух пробирок по 0,5 г селитры и, прилив к ним 2–3 мл воды, растворите соль. В первую налейте немного раствора NaOH, во вторую – серную кислоту и бросьте кусочек медной проволоки, после чего обе пробирки слабо нагрейте и следите за происходящими изменениями.

Немного погодя поднесите к выходу 1-й пробирки влажную красную лакмусовую бумагу и следите за происходящим.

Обсудите результаты:

- Какие изменения произошли в пробирках при их нагревании?
- В какой цвет окрасилась лакмусовая бумажка у выхода 1-й пробирки?
- В чем состоят особенности веществ, выделяющихся из каждой пробирки?
- Повторятся ли оба явления, если в качестве азотного удобрения взять KNO_3 ?
- Составьте уравнения реакций, которые происходили в пробирках.

В состав растений входят более 70 различных элементов. Однако для нормального развития растений наиболее важна роль лишь 16 из них. Часть этих элементов растения усваивают в ходе фотосинтеза, а часть – из почвы.

Элементы, необходимые для нормального развития растений, называются питательными элементами.

Вещества (в основном, соли), содержащие в своем составе питательные элементы, называются минеральными удобрениями.

Шкатулка знаний • Элементы (C, O, H, N, P, K, Ca, Mg, Fe, S), необходимые растениям в больших количествах, называются *макроэлементами*, а удобрения, содержащие в своем составе эти элементы – *макроудобрениями*.

Элементы (B, Cu, Co, Mn, Zn, Mo и др.), необходимые растениям в незначительных количествах, называются *микроэлементами*, а удобрения, содержащие в своем составе эти элементы – *микроудобрениями*.

Кроме углерода, водорода и кислорода, среди макроэлементов растениям особенно в больших количествах нужны три элемента – *азот, фосфор и калий*. Их называют *основными питательными элементами*.

Классификация. По основному питательному элементу удобрения подразделяются на *азотные, фосфорные и калийные*. По происхождению удобрения делятся на *минеральные и органические* (навоз, птичий помет).

По составу удобрения подразделяются на *простые и комплексные удобрения* (см. табл. 30.1.).

Удобрение, содержащее в своем составе один питательный элемент, называют простым удобрением; например, KCl , NaNO_3 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, NH_4NO_3 и др.

Удобрение, содержащее в своем составе два и более питательных элементов, называют **комплексным удобрением**; например, нитрат калия KNO_3 .

Комплексные удобрения, в свою очередь, подразделяются на *сложные и смешанные удобрения*. К сложным удобрениям относятся *калийная селитра* KNO_3 , *диаммофос* $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ и др. Смешанные удобрения представляют механическую смесь различных удобрений, например:

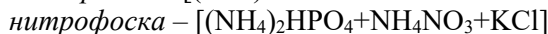


Таблица 30.1. Классификация минеральных удобрений

Минеральные удобрения				
Простые удобрения			Комплексные удобрения	
азотные	фосфорные	калийные	сложные	смешанные
NH_4NO_3	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	KCl	KNO_3	$[(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 + \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 + \text{KCl}]$

По агрегатному состоянию различают *твердые* (селитры, фосфатные соли) и *жидкие* (жидкий аммиак, аммиачная вода) удобрения.

Азотные удобрения

Азот играет особую роль в питании растений. Он входит в состав хлорофилла и белков. Нехватка азота в питании растений затрудняет образование зеленой массы, растения плохо развиваются, желтеют листья.

Растения усваивают азот в основном в виде иона аммония $[\text{NH}_4]^+$ и нитрат иона $[\text{NO}_3]^-$.

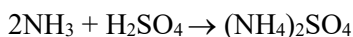
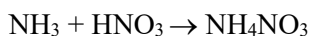
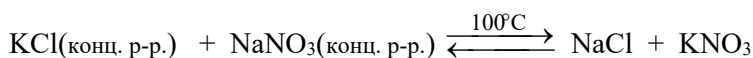
Примечание: при избытке нитратов в почве, они накапливаются в растениях. Употребление в пищу подобных растений или продуктов, полученных из них, может отрицательно отразиться на здоровье человека.

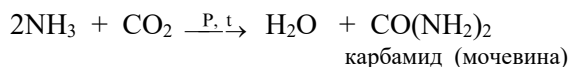
• Удобрение, содержащее в своем составе в качестве питательного элемента азот, называют **азотным удобрением**.

К простым азотным удобрениям относятся нитрат аммония NH_4NO_3 , нитрат натрия NaNO_3 , кальциевая селитра $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, сульфат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, жидкий аммиак, аммиачная вода, мочевина $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ и др.

Азот содержится также и в составе таких комплексных удобрений, как дигидроортофосфат аммония (аммофос) $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, гидроортофосфат аммония (диаммофос) $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, калийная селитра KNO_3 и др.

Для производства азотных удобрений используют аммиак, азотную кислоту и ее соли, иногда и диоксид азота:





Удобрения в почве превращаются в формы, усваиваемые растениями, например:



В сельском хозяйстве применяются и органические азотные удобрения (навоз, птичий помет и др.).

Каждое удобрение характеризуют ее *питательной ценностью*.

Питательная ценность азотных удобрений определяется массовой долей (%) азота в составе удобрения. *Питательная ценность* фосфорных удобрений, т.е. содержание фосфора в них, определяют в пересчете на оксид фосфора(V). *Питательную ценность* калийных удобрений определяют в пересчете на оксид калия (K_2O).

Вычисление питательной ценности азотных удобрений

Вычислите массовую долю (%) азота в карбамиде. $M_r[\text{CO}(\text{NH}_2)_2] = 60$.

Решение:

$$\omega(\text{N}), \% = \frac{A_r(\text{N}) \cdot 2}{M_r[\text{CO}(\text{NH}_2)_2]} \cdot 100\% = \frac{28}{60} \cdot 100\% = 46,7\%$$

Задача. Вычислите массовую долю (%) азота в нитрате аммония и сравните ее с тем же в карбамиде. Какое удобрение более богато азотом?
 $M_r(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 80$.

Это интересно

Каждый год урожай кукурузы, собираемый с 1 га, уносит с собой в виде соединений около 80 кг азота. Поэтому, для восстановления запаса азота в почве периодически необходимо вносить в нее органические и минеральные азотные удобрения.

Ключевые слова

• питательные элементы • минеральные удобрения • простые, сложные и смешанные удобрения • питательная ценность удобрений •

Применение и проверка знаний

1. Определите комплексные (сложные) удобрения.

1. NH_4NO_3 2. NaNO_3 3. KNO_3 4. $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ 5. $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$

2. Укажите простые удобрения.

1. NaNO_3 2. KNO_3 3. $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ 4. $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$

3. По каким схемам получают аммиачную селитру и сульфат аммония в промышленности?

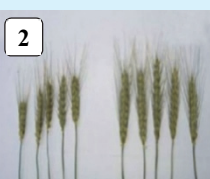
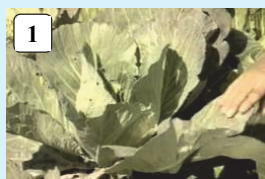
1. $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ 2. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{AgNO}_3(\text{p-p}) \rightarrow$ 3. $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ag}_2\text{SO}_4(\text{p-p}) \rightarrow$
 4. $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ 5. $3\text{NH}_4\text{OH} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3(\text{p-p}) \rightarrow$

4. Сколько m^3 (н.у.) аммиака потребуется для получения 2,3 т дигидроортофосфата аммония? $M_r(\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4) = 115$.

31 Фосфорные и калийные удобрения



- Что может быть причиной медленного развития капусты, изображенной на рис. 1?
- Какую разницу вы замечаете в двух наборах пшеницы, приведенных на рис. 2, и какими причинами они могли быть обусловлены?
- С чем можно связать различия, во внешнем виде свежесорванных бананов (рис. 3 и 4)?



В сельском хозяйстве в качестве *фосфорных удобрений* применяют кальциевые и аммонийные соли ортофосфорной кислоты. Фосфорные удобрения способствуют развитию плода. Растения их усваивают в виде водорастворимых ионов – $[\text{H}_2\text{PO}_4]^-$ и $[\text{HPO}_4]^{2-}$.

Деятельность

Классификация удобрений

Укажите соли (1–5) в соответствующей клетке таблицы.

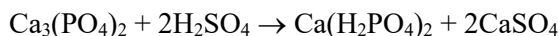
1. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ 2. $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ 3. CaHPO_4 4. $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ 5. $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$

простое удобрение	комплексное удобрение	макро-удобрение	микро-удобрение	в воде растворяется	в воде не растворяется

К наиболее широко применяемым фосфорным удобрениям относятся:

1. *Фосфоритная мука*. Ее получают измельчением фосфоритов. Основную часть фосфоритной муки составляет ортофосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, который в воде плохо растворим. Под действием кислот она превращается в растворимые соединения, поэтому это удобрение вносится в кислые почвы или вместе с удобрениями, при гидролизе которых образуется кислая среда (напр., NH_4NO_3).

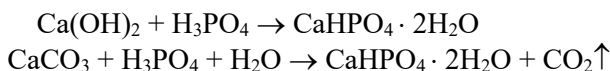
2. *Простой суперфосфат* $[\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4]$. Простой суперфосфат получают взаимодействием фосфорита (или апатита) с серной кислотой. Он в воде растворяется частично, и его вносят в почву как в форме гранул, так и в виде порошка.



3. *Двойной суперфосфат* $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$. В отличие от простого суперфосфата в его составе отсутствует балласт CaSO_4 . Двойной суперфосфат в воде растворим и его получают по следующим реакциям:



4. *Преципитат* $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Обычно его получают взаимодействием ортофосфорной кислоты с гашеной известью или известняком:



5. *Костная мука* состоит в основном из ортофосфата кальция, получают ее путем помола костей домашних животных.

Фосфор содержится также и в составе аммофосов и нитрофоски.

6. *Аммофос* $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ и *диаммофос* $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ – комплексные удобрения, содержащие два питательных элемента – азот и фосфор:



7. *Нитроаммофоска (нитрофоска)* – смешанное удобрение, содержащее три питательных элемента – N, P и K.



Таким образом, в производстве фосфорных удобрений в качестве сырья в основном используется фосфорит $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Калийные удобрения

Калийные удобрения, также как и азотные и фосфорные удобрения, важны для нормального развития растений. Калий ускоряет процесс фотосинтеза и способствует накоплению углеводов. Поэтому около 90% добываемых солей калия используется в качестве калийных удобрений. К важнейшим калийным удобрениям относятся:

1. *Природные соли, подвергнутые помолу* – в основном это минералы – *сильвин* KCl , *сильвинит* $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$, *каинит* $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, *карналлит* $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

2. *Древесная или торфяная зола* (содержит соль калия – K_2CO_3).

Вычисление в удобрениях массовой доли P_2O_5 или K_2O носит условный характер, поскольку в составе удобрений нет соединений, соответствующих этим формулам. В удобрениях массовую долю каждого из этих оксидов вычисляют в соответствии с правилом: *относительная молекулярная масса оксида делится на молекулярную массу удобрения, при условии, что числа атомов питательного элемента в оксиде и удобрении должны быть одинаковыми.*

Вычисление питательной ценности фосфорных удобрений

(1) Вычислите массовую долю оксида фосфора (V) в преципитате ($\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$).

$$M_r(\text{P}_2\text{O}_5) = 142, M_r(\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 172.$$

Решение:

$$\omega(\text{P}_2\text{O}_5), \% = \frac{M_r(\text{P}_2\text{O}_5)}{M_r[\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}] \cdot 2} \cdot 100\% = \frac{142}{344} \cdot 100\% = 41,3\%$$

Задача 1. Вычислите массовую долю оксида фосфора (V) P_2O_5 в двойном суперфосфате $[\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2]$ и определите, примерно сколько кг преципитата надо внести в почву, чтобы заменить 40 кг двойного суперфосфата?

$$M_r(\text{P}_2\text{O}_5) = 142, M_r(\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2) = 234, M_r(\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 172.$$

Вычисление питательной ценности калийных удобрений

- (2) Вычислите массовую долю оксида калия K_2O в хлориде калия. $M_r(K_2O) = 94$, $M_r(KCl) = 74,5$.

Решение:

$$\omega(K_2O), \% = \frac{M_r(K_2O)}{M_r(KCl)_2} \cdot 100\% = \frac{94}{74,52} \cdot 100\% = 63,1\%$$

- Задача 2.** Вычислите массовую долю оксида калия K_2O в поташе. $M_r(K_2O) = 94$, $M_r(K_2CO_3) = 138$.

Ключевые слова

• фосфоритная мука • простой и двойной суперфосфат • преципитат • селвинит •

Применение и проверка знаний

1. По какой схеме получают простой суперфосфат?

- A) $CaO + H_3PO_4 \rightarrow$
 B) $Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 \rightarrow$
 C) $Ca(OH)_2 + H_3PO_4 \rightarrow$
 D) $CaCO_3 + H_3PO_4 \rightarrow$
 E) $Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 \rightarrow$

2. Что ошибочно относительно получения двойного суперфосфата?

- A) получают из тех же исходных веществ, что и простой суперфосфат
 B) получают в ходе двух реакций
 C) I реакция – необратимая реакция
 D) II реакция – обратимая реакция
 E) обе реакции являются реакциями обмена

3. В какой форме усваивают растения азот и фосфор из почвы?

1. N_2 2. NH_3 3. NO_2 4. $[NH_4]^+$ 5. $[NO_3]^-$ 6. $[PO_4]^{3-}$ 7. $[H_2PO_4]^-$

4. Завершите схемы и укажите уравнение, по которому в промышленности получают калийную селитру.

1. $K_2CO_3 + 2HNO_3 \rightarrow$ 2. $KOH + NO_2 \rightarrow$ 3. $K_2O + N_2O_5 \rightarrow$
 4. $K_2SiO_3 + 2HNO_3 \rightarrow$ 5. $KCl(\text{конц. р-р}) + NaNO_3(\text{конц. р-р}) \xrightarrow{100^\circ C}$

5. Путем сравнения составов удобрений определите, какой из них более богат азотом?

$A_r(K) = 39$, $A_r(N) = 14$, $A_r(Na) = 23$, $A_r(S) = 32$, $A_r(O) = 16$, $A_r(C) = 12$, $A_r(H) = 1$.

- A) $NaNO_3$ B) KNO_3 C) NH_4NO_3 D) $CO(NH_2)_2$ E) $(NH_4)_2SO_4$

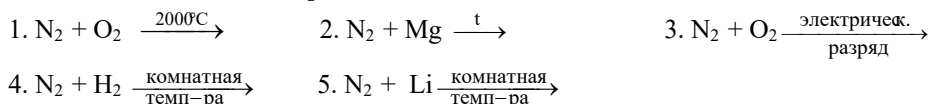
6. Сколько тонн двойного суперфосфата следует внести в почву, чтобы заменить 10 т преципитата? $M_r(CaHPO_4 \cdot 2H_2O) = 172$; $M_r[Ca(H_2PO_4)_2] = 234$.

Обобщающие задания

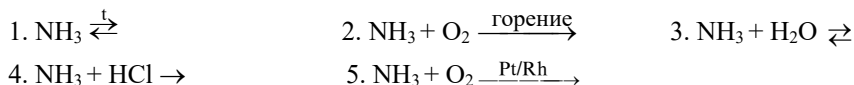
1. Укажите неверное выражение. Азот ...

- А) в воде плохо растворяется
- В) в жидком состоянии кипит при очень низкой температуре
- С) в 14 раз тяжелее водорода
- Д) в твердом состоянии имеет молекулярное строение
- Е) немного тяжелее воздуха (н.у.)

2. Перепишите в тетрадь схемы реакций, протекание которых при указанных условиях возможно и завершите их.



3. Перепишите схемы в тетрадь и завершите их. Укажите уравнения, отражающие основные свойства аммиака.



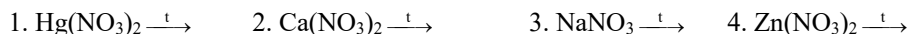
4. Что ошибочно для аммиака и азотной кислоты?

- А) азот в одном из них – восстановитель, а в другом – окислитель
- В) при 20°C находятся в разных агрегатных состояниях
- С) один из них образуется при восстановлении другого металлами
- Д) в промышленности один используется в производстве другого
- Е) оба при обычных условиях – непрочные вещества

5. Укажите ошибочное высказывание. В катионе аммония ...

- А) имеется связь, образованная по донорно-акцепторному механизму
- В) азот находится в состоянии sp^3 -гибридизации
- С) степень окисления азота –3
- Д) валентность азота равна IV
- Е) азот из 5 валентных электронов в образовании связей использует 4

6. Перепишите схемы реакций разложения в тетрадь и завершите их.



7. Определите верные выражения.

- 1. по схеме $Na_2HPO_4 + H_3PO_4 \rightarrow$ реакция протекает
- 2. по схеме $Na_3PO_4 + H_3PO_4 \rightarrow$ реакция протекает
- 3. 1 моль P_2O_5 и 1 моль воды образуют кислоту HPO_3
- 4. $H_4P_2O_7$ – называется пиррофосфорной кислотой
- 5. HPO_3 – называется метафосфорной кислотой

8. Укажите формулу двойного суперфосфата.

1. $Ca(H_2PO_4)_2$ 2. $Ca(H_2PO_4)_2 + 2CaSO_4$ 3. $Ca_3(PO_4)_2$ 4. $CaHPO_4 \cdot H_2O$

9. Путем сравнения составов солей, определите, какой из них более богат калием?

$A_r(K) = 39, A_r(Cl) = 35,5, A_r(Mg) = 24, A_r(Na) = 23, A_r(S) = 32, A_r(O) = 16, A_r(H) = 1.$

- А) $KCl \cdot NaCl$ В) KCl С) K_2SO_4 Д) $MgCl_2 \cdot KCl \cdot 6H_2O$ Е) $MgSO_4 \cdot KCl \cdot 3H_2O$

10. Сколько литров (н.у.) азота выделится при полном разложении 16 г нитрита аммония? $M_r(NH_4NO_2) = 64.$

32 ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ ПОДГРУППЫ УГЛЕРОДА. УГЛЕРОД



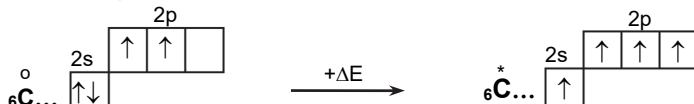
- Что объединяет известняк, углекислый газ, природный газ, нефть, уголь?
- Какой элемент образует наибольшее число соединений?

В подгруппу углерода входят *углерод* C, *кремний* Si, *германий* Ge, *олово* Sn и *свинец* Pb.

Деятельность

О валентности атома углерода

На основании строения внешнего энергетического уровня атома углерода ответьте на вопросы.



- Что общего в строении внешнего энергетического уровня атомов C, N, O и F?
- Почему, в отличие от $2s^2$ электронной пары атомов F, O и N, $2s^2$ электронная пара атома углерода распаривается?
- Почему высшая валентность элементов подгруппы углерода одинакова и равна номеру группы?

На внешнем энергетическом уровне их атомов содержится 4 электрона (ns^2np^2). Поэтому, как элементы главных подгрупп, они проявляют высшую степень окисления, равную +4. Они проявляют также степень окисления +2 (SiO, CO, PbCl₂, SnCl₂).

В ряду C–Si–Ge–Sn–Pb неметаллические свойства элементов уменьшаются, а металлические свойства увеличиваются. Так, C и Si – неметаллы, а Ge, Sn и Pb являются металлами.

Таблица 32.1. Некоторые характеристики углерода и кремния

Элемент	Валентные электроны	Радиусы атомов, нм	Относительная электроотрицательность	Степень окисления (в соединениях)
Углерод, C	$2s^2 2p^2$	0,077	2,5	–4 ÷ +4
Кремний, Si	$3s^2 3p^2$	0,117	1,8	–4, +2, +4

Углерод

Открытие. Углерод известен с древнейших времен; как химический элемент он признан в 1775 году (Лавуазье, Франция).

Положение в Периодической системе и строение атома. Углерод расположен во 2-ом периоде главной подгруппы IV группы. Электронное строение его атома – $1s^2 2s^2 2p^2$. Химические связи он образует в возбужденном состоянии, проявляя при этом валентность, равную IV.

Степень окисления углерода в неорганических соединениях, в основном, +4 (в $\text{CO} +2$), а в органических соединениях изменяется от -4 до $+4$ (включая 0).

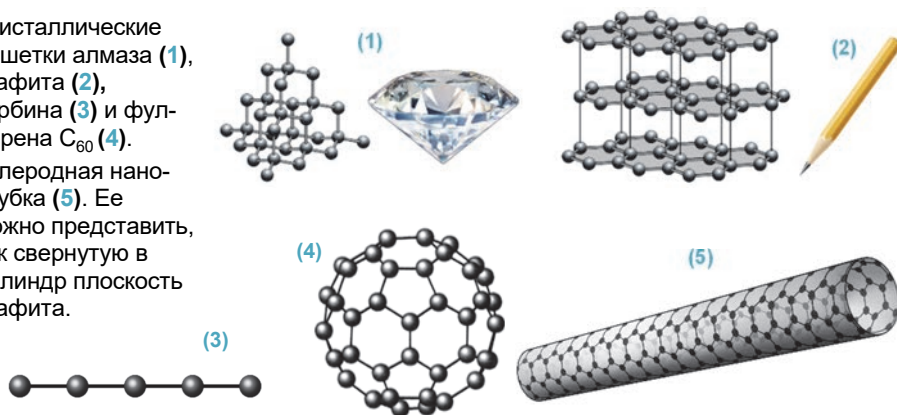
Нахождение в природе. Углерод в природе встречается как в свободном виде (в основном алмаз, графит), так и в виде соединений. Он входит в состав диоксида углерода (в воздухе) и карбонатов – CaCO_3 *кальцита* (основная составная часть известняка, мела и мрамора), *магнезита* MgCO_3 , *доломита* $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$, *железного шпата* или *сидерита* FeCO_3 и др. Углерод в составе органических веществ содержится в каменном и буром углях, нефти, природном газе, битумах и др.

Получение. Углерод в виде графита и алмаза добывают из недр Земли. Графит и алмаз можно получать и искусственным путем. В виде угля (кокса, сажи и древесного угля) углерод образуется при термическом разложении (1000°C) органических веществ без доступа кислорода.

Физические свойства. Аллотропные модификации. Углерод образует несколько аллотропных модификаций: *алмаз, графит, карбин и фуллерены*.

- (а) Кристаллические решетки алмаза (1), графита (2), карбина (3) и фуллерена C_{60} (4).

Углеродная нанотрубка (5). Ее можно представить, как свернутую в цилиндр плоскость графита.



1. *Алмаз* – прозрачное, бесцветное, кристаллическое вещество с атомной кристаллической решеткой. В алмазе атомы C в состоянии sp^3 -гибридизации. Поэтому в нем каждый атом углерода тетраэдрически соединен с четырьмя другими атомами C , расположенными на одинаковом расстоянии (а – 1). При такой конфигурации атомов углерода в кристаллической решетке $\text{C}-\text{C}$ σ -связь становится очень прочной, что и объясняет высокую твердость и тугоплавкость алмаза. Алмаз не проводит электрический ток. Алмаз используют для резки стекла, бурения горных пород.

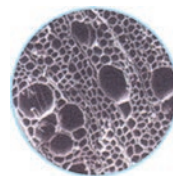
2. *Графит* – серое, мягкое вещество со слабым металлическим блеском. В графите атомы C в состоянии sp^2 -гибридизации. Поэтому в его кристаллической решетке атомы C расположены в плоских слоях, образованных правильными шестиугольниками (а – 2). Четвертый валентный электрон каждого атома C , подобно свободным электронам металлов, подвижен в пределах этих слоев. Этим и объясняется электро- и теплопроводность графита, а также его металлический блеск.

Шкатулка знаний. Адсорбция древесного угля.

Характерной особенностью древесного угля является его способность к *адсорбции* и *десорбции*. Это свойство обусловлено его пористой структурой; так 1 г угля имеет поверхность площадью 500–800 м². Поглощение газов и растворенных веществ поверхностью твердого вещества называют **адсорбцией**, а выделение поглощенных веществ – **десорбцией**. Обычно десорбция поглощенных веществ наблюдается при нагревании древесного угля.

Для увеличения адсорбционной способности древесный уголь *активируют*.

Активированный уголь применяют для очистки сахарного сиропа, растительных масел и жиров, этанола; в медицине в виде таблеток “Карболен”, для вывода вредных веществ из организма, в противогазах как поглотитель ядовитых веществ, а также как катализатор ряда реакций.



Пористое строение древесного угля

Адсорбция оксида азота (IV) активированным углем



Ключевые слова

• алмаз • графит • карбин • фуллерен • древесный уголь • адсорбция • карбиды •

Применение и проверка знаний

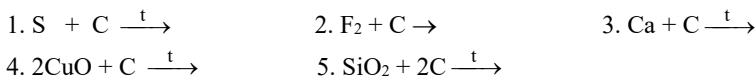
1. Что ошибочно для элементов подгруппы углерода?

- А) являются р-элементами
- В) образуют водородные соединения состава RH₄
- С) образуют высшие оксиды состава RO₂
- Д) проявляют высшую степень окисления, равную +4
- Е) все являются неметаллами

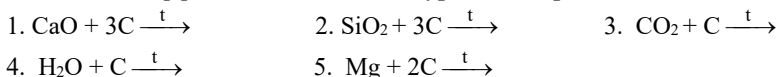
2. К какому аллотропному видоизменению углерода относятся высказывания?

- 1. проводит электрический ток
 - 2. мягкий
 - 3. обладает металлическим блеском
 - 4. имеет немолекулярное строение
- А) графиту В) алмазу С) карбину Д) фуллеренам Е) карбину и фуллеренам

3. Завершите схемы и укажите реакции, в которых углерод не проявляет окислительные свойства.



4. Учитывая коэффициенты, составьте уравнения реакций.



5. Сравните строение, свойства и области применения алмаза и графита.

6. На чем основано применение активированного угля в противогазах?

7. Сколько м³ (н.у.) водяного газа можно получить взаимодействием 1,2 кг раскаленного угля с водяным паром?

8. Составьте уравнения превращений. $C \xrightarrow{1} CH_4 \xrightarrow{2} CO_2 \xrightarrow{3} C \xrightarrow{4} CaC_2 \xrightarrow{5} C_2H_2$

33 Оксиды углерода

- Какой газ обуславливает постепенное нагревание атмосферы Земли?
 – Что связывает его с топливами, используемыми на нашей планете?

Известны два оксида углерода: *монооксид углерода* CO и *диоксид углерода* CO₂.

Деятельность

Получение и свойства углекислого газа

Обеспечение: крошки мрамора, соляная кислота, известковая вода, пробка с газоотводной трубкой, 3 пробирки, стакан, лучинка, дистиллированная вода, раствор лакмуса.

Ход работы: Поместите в пробирку 2-3 крошки мрамора и прилейте 2–3 мл соляной кислоты. Часть выделяющегося углекислого газа соберите в стакан, другую часть пропустите через дистиллированную воду во второй пробирке, оставшуюся часть газа в течение 2-3 минут пропустите через известковую воду в третьей пробирке, после чего вытащите газоотводную трубку из пробирки с известковой водой. В пробирку с дистиллированной водой добавьте 1-2 капли раствора лакмуса, а в стакан внесите горящую лучинку и следите за происходящими изменениями.

Обсудите результаты.

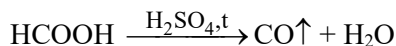
- Откуда образовался углекислый газ? Какие его свойства вы наблюдали в ходе опытов?
- Что происходит при пропускании углекислого газа через дистиллированную воду? Обоснуйте ваш ответ.
- Почему при пропускании углекислого газа через известковую воду наблюдается помутнение раствора?

Монооксид углерода CO (оксид углерода(II), угарный газ)

Строение. Строение молекулы монооксида углерода изображают так: $\overset{+2}{\text{C}} \equiv \overset{-2}{\text{O}}$

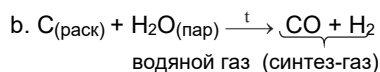
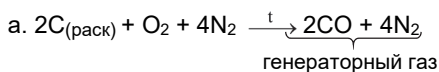
В тройной связи одна связь (\leftarrow) образуется по донорно-акцепторному механизму: атом O является *донором*, а атом C – *акцептором* электронной пары. В монооксиде углерода валентность атомов углерода и кислорода равна III, а степень окисления, соответственно: +2 и –2.

Получение. В лаборатории монооксид углерода получают, в основном, действием концентрированной серной кислоты на муравьиную кислоту:



В промышленности CO получают в виде *генераторного* и *водяного газов*:

Шкатулка знаний • При пропускании над раскаленным углем (1000°C) воздуха (O₂+4N₂) образуется *генераторный газ*, а водяного пара – *водяной газ*:

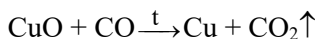


Превращение твердого топлива в газообразное называют *газификацией топлива*.

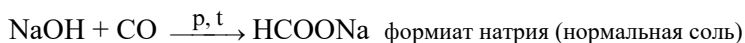
Чистый монооксид углерода получают по уравнению: $\text{CO}_2 + \text{C} \xrightarrow{t} 2\text{CO}$

Физические свойства. Монооксид углерода – газ без цвета и запаха, немного легче воздуха, *очень ядовит*. В воде малорастворим. При вдыхании монооксид углерода, соединяясь с гемоглобином крови, сильно затрудняет обеспечение организма кислородом, что может привести к смертельному исходу. СО не поглощается активированным углем.

Химические свойства. Монооксид углерода – *несолеобразующий* оксид. В реакциях проявляет *сильные восстановительные свойства*, например, при сжигании на воздухе горит голубым пламенем, восстанавливает некоторые металлы из их оксидов:



Несмотря на то, что монооксид углерода несоллеобразующий оксид, под высоким давлением он взаимодействует с расплавом щелочи:



Применение. Монооксид углерода применяется для восстановления металлов из их соединений, как составная часть искусственных газовых топлив и в органическом синтезе, например, в синтезе метанола (СН₃ОН).

Диоксид углерода СО₂ (оксид углерода(IV), углекислый газ)

Строение. Электронную и структурную формулы диоксида углерода изображают следующим образом:



Атом С – в состоянии sp-гибридизации. Несмотря на то, что все четыре ковалентные связи (две σ- и две π-) полярны, молекула из-за своего линейного строения в целом неполярна.

Нахождение в природе. Диоксид углерода встречается в составе воздуха (0,03%) и природных минеральных вод (Бадамлы, Боржоми, Истису, Сираб). Состав атмосферы Венеры на 95% состоит из диоксида углерода. На Земле образуется при горении, гниении, брожении органических веществ, а также в процессе дыхания животных и растений. Участвует в процессе фотосинтеза.

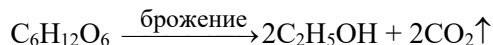
Получение. В лаборатории диоксид углерода получают действием соляной кислоты на мрамор или мел:



В промышленности диоксид углерода получают разложением известняка в производстве негашеной извести, при полном сжигании углеводородов:



и в биохимических процессах, например, при спиртовом брожении глюкозы:



Физические свойства. Диоксид углерода – газ без цвета и запаха, в 1,5 раза тяжелее воздуха. Не поддерживает горение и дыхание. В местах скопления

углекислого газа человек и животные задыхаются. При 20°C (0,1МПа) в 1 л воды растворяется 880 мл CO₂. *Газированная вода* – раствор диоксида углерода в воде. При 20°C и давлении 5–6 МПа диоксид углерода сжижается. Испарение жидкого диоксида углерода сопровождается поглощением большого количества тепла, в результате чего оставшаяся часть жидкости (охлаждаясь до –56,2°C) превращается в снегообразную массу – “сухой лед”. Сухой лед при обычных условиях энергично сублимируется, охлаждая окружающую среду. Учитывая это свойство, “сухой лед” используют для хранения быстропортящихся пищевых продуктов.

Химические свойства. Диоксид углерода – *кислотный оксид*. Он обладает *общими свойствами* кислотных оксидов и *специфическими свойствами*.

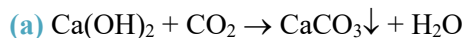
I. Как кислотный оксид он, растворяясь в воде, образует неустойчивую, слабую угольную кислоту. Равновесие смещено влево:



Как и другие кислотные оксиды, он взаимодействует с основными оксидами и щелочами. В результате реакций образуются карбонаты и гидрокарбонаты.

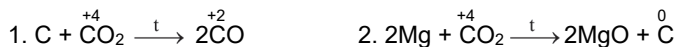
II. К специфическим свойствам диоксида углерода относятся следующие:

1. При пропускании диоксида углерода через известковую воду, в растворе, в результате образования карбоната кальция, наблюдается *помутнение* (ур. а):

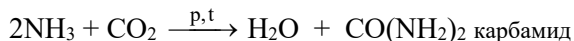


Эта реакция используется *для определения диоксида углерода*.

Шкатулка знаний • При высокой температуре диоксид углерода проявляет *окислительные свойства* (ур.1,2). Например, зажженная магниевая лента продолжает гореть в атмосфере диоксида углерода (ур.2):



2. Диоксид углерода с аммиаком образует ценное удобрение – *карбамид*:



3. Диоксид углерода участвует в процессе *фотосинтеза*.

Применение. Диоксид углерода применяется в производстве соды, моющих средств, лекарств, минеральных вод и шипучих напитков, для получения карбамида, “сухого льда” и в устройствах для тушения пожаров.

Определяют диоксид углерода по помутнению известковой воды (ур.а).

Ключевые слова

• генераторный газ • водяной газ • “сухой лед” • угарный газ •

Применение и проверка знаний

1. Что ошибочно для монооксида углерода?

- А) газ без цвета и запаха
 В) входит в состав генераторного газа
 С) очень ядовит
 D) не входит в состав синтез газа
 Е) соединяется с гемоглобином крови

2. Что ошибочно для углекислого газа?

- A) определяется известковой водой
- B) в лаборатории получают по схеме: $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow$
- C) с водой реагирует обратимо
- D) в промышленности получают только спиртовым брожением глюкозы
- E) образует “сухой лед”

3. Что ошибочно для монооксида углерода?

- A) является сильным восстановителем
- B) продукт неполного сгорания углерода
- C) может быть окислителем
- D) не используется в синтезе метанола
- E) в составе некоторых газов используется как горючее

4. Завершите схемы реакций и укажите в каких реакциях монооксид углерода является восстановителем.

- 1. $\text{CO} + \text{H}_2 \rightarrow \dots$ (метанол)
- 2. $4\text{CO} + \text{Fe}_3\text{O}_4 \rightarrow \dots + \dots$
- 3. $\text{CO} + \text{NaOH} \rightarrow \dots$
- 4. $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \dots$

5. Завершите схемы реакций и укажите в каких реакциях диоксид углерода является окислителем.

- 1. $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow \dots$
- 2. $\text{CO}_2 + 2\text{Mg} \rightarrow \dots + \dots$
- 3. $\text{CO}_2 + 2\text{NH}_3 \rightarrow \dots + \dots$
- 4. $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \dots \downarrow + \dots$

6. Какой из оксидов углерода тяжелее воздуха? Свой ответ подтвердите расчетами.

7. Зная, что при полном сгорании 12 г вещества образовалось 11,2 л CO_2 (н.у.), вычислите массовую долю (%) углерода в исходном веществе.

8. Сколько кг известняка, содержащего 96% карбоната кальция, следует разложить, чтобы получить 336 л (н.у.) углекислого газа? $M_r(\text{CaCO}_3) = 100$.

34 УГОЛЬНАЯ КИСЛОТА И ЕЕ СОЛИ. КРУГОВОРОТ УГЛЕРОДА В ПРИРОДЕ



– Какие вещества применяются в производстве стекла, цемента, строительных материалов и как моющее средство в быту?

Деятельность

Взаимодействие карбонатов с кислотами

Обеспечение: порошок мела, соляная кислота, известковая вода, раствор соды, пробка с газоотводной трубкой, 2 пробирки, спиртовка, спички, лучинка.

Ход работы: а) в пробирку поместите около 0,5 г порошка мела и налейте 2–3 мл соляной кислоты. Наблюдая за происходящими изменениями, пропустите в течение 2–3 минут выделяющийся газ через известковую воду, после чего вытащите трубку из известковой воды. Через 2–3 минуты еще раз пропустите углекислый газ через первую известковую воду и продолжайте наблюдение

б) в пробирку с раствором соды прилейте 3–4 мл соляной кислоты и проследите за происходящим.

Обсудите результаты:

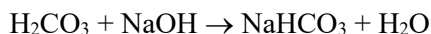
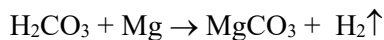
- Что общего в явлениях, происходящих при действии кислоты на порошок мела и раствор соды? Все ли карбонаты так себя ведут при действии соляной кислоты?
- Как можно доказать, что выделяющийся в обеих пробирках газ – углекислый газ?
- Что наблюдается в растворе при длительном пропускании углекислого газа через известковую воду? Как вы это объясните?

Получение. Угольную кислоту получают растворением углекислого газа в воде:



Физические свойства. Угольная кислота существует только в растворе. Она очень непрочная и сразу распадается, как только образуется. Ее раствор бесцветный, со слабым кислым вкусом.

Химические свойства. Угольная кислота обладает *общими свойствами* кислот: она реагирует с активными металлами, основными оксидами и основаниями, образуя нормальные и кислые соли:



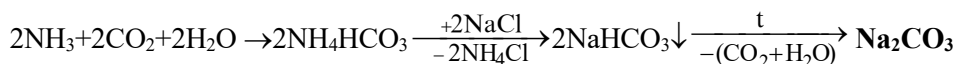
Специфические свойства угольной кислоты связаны с ее *непрочностью и очень слабыми кислотными свойствами*. В водном растворе диссоциирует незначительно. По этой причине угольная кислота окрашивает лакмусовую бумагу в *розовый* цвет, а не красный. Угольная кислота вытесняет метакремниевую кислоту из ее солей.

Соли угольной кислоты. Угольная кислота как двухосновная кислота образует два ряда солей – *карбонаты и гидрокарбонаты*.

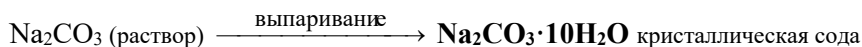
Получение. Карбонат кальция встречается в природе.

В промышленности из карбонатов, главным образом, производят *безводную соду* Na_2CO_3 , *кристаллическую соду* $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и *пищевую соду* NaHCO_3 . Их получают, в основном, в следующей последовательности:

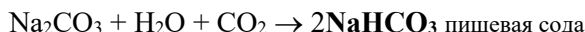
При пропускании смеси газов NH_3 и CO_2 через холодный раствор NaCl , образуется осадок плохо растворимого, в холодной воде, гидрокарбоната натрия. При прокаливании последнего образуется безводная сода:



При растворении безводной соды в воде и последующего выпаривания раствора выделяется *кристаллическая сода*:



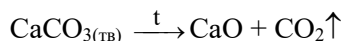
При насыщении раствора соды диоксидом углерода образуется *пищевая сода*:



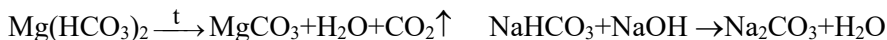
Физические свойства. Карбонаты – твердые, кристаллические вещества. Кроме карбонатов натрия, калия и аммония, остальные карбонаты в воде нерастворимы. Гидрокарбонаты относительно лучше растворимы, чем карбонаты. Однако гидрокарбонат натрия хуже растворим, чем Na_2CO_3 .

Химические свойства. Карбонаты обладают *общими свойствами* солей и *специфическими свойствами*.

I. Как и другие соли, они взаимодействуют с кислотами, а растворимые в воде карбонаты – также с солями и щелочами. При нагревании карбонаты (кроме Na_2CO_3 и K_2CO_3) разлагаются (в твердом состоянии):



При нагревании гидрокарбонаты металлов превращаются в карбонаты. Гидрокарбонаты в карбонаты можно превратить также и действием щелочей:



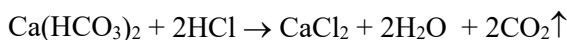
Наоборот, для превращения карбонатов в гидрокарбонаты через раствор карбонатов пропускают диоксид углерода CO_2 :



Карбонатная жесткость природной воды образуется по второму уравнению (в течении длительного времени).

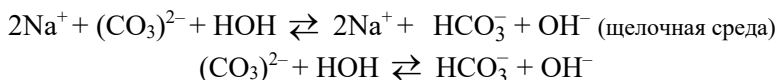
II. Специфические свойства карбонатов.

1. При действии на карбонаты и гидрокарбонаты сильными кислотами, в результате бурного выделения диоксида углерода, наблюдается характерное “вскипание”:



Эти реакции используются для определения карбонатов и гидрокарбонатов, а также для нейтрализации кислот.

2. Растворимые в воде карбонаты щелочных металлов подвергаются гидролизу. Их растворы имеют щелочную реакцию:



Соли угольной кислоты, имеющие важное практическое значение:

1. *Карбонат натрия* или *безводная сода* применяется в производстве стекла, мыла, для умягчения воды, в быту – как моющее средство и др.

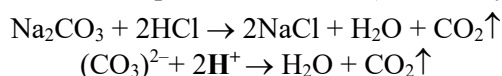
2. *Гидрокарбонат натрия* или *пищевая сода* применяется в кондитерской промышленности, в устройствах для тушения пожаров, в производстве искусственных минеральных вод.

3. *Карбонат калия* или *поташ* применяется в производстве жидких мыл, оптических и тугоплавких стекол.

4. *Карбонат кальция* в виде мрамора и известняка применяется в строительных работах. Из известняка также получают негашеную известь CaO и диоксид углерода.

5. *Доломит* ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$) применяется в производстве чугуна и стали.

Определение иона $(\text{CO}_3)^{2-}$ основывается на характерном “вскипании”, наблюдаемом при действии на карбонаты кислот (соляной, уксусной кислот):



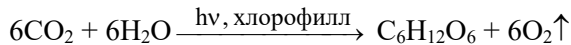
Круговорот углерода в природе

В земной коре углерод входит в состав карбонатов, каменного угля, нефти, природного газа, растений и живых организмов. В воздухе же углерод содержится в виде диоксида углерода CO_2 . В природе с этими веществами происходят постоянные превращения. Например, известняк разлагается, топлива сгорают, живые организмы дышат, а после гибели разлагаются.

Процессы, составляющие круговорот углерода в природе, приведены в (а).



В большинстве из этих превращений в атмосферу выделяется большое количество CO_2 . С другой стороны, в ходе процесса фотосинтеза, углекислый газ поглощается из атмосферы и выделяется в атмосферу кислород. В результате количество CO_2 в атмосфере заметно не изменяется ($\approx 0,03\text{--}0,035\%$).



Ключевые слова

• карбонаты • гидрокарбонаты • безводная сода • пищевая сода • кристаллическая сода •

Применение и проверка знаний

1. Укажите ошибочное высказывание. Угольная кислота ...

- A) образует кислые и средние соли
 B) образуется по схеме: $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons$
 C) слабая кислота
 D) реагирует с Na_2SiO_3
 E) не изменяет окраску лакмуса

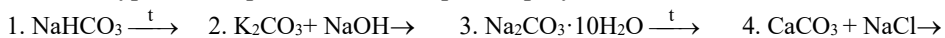
2. Что ошибочно для солей угольной кислоты?

- A) CaCO_3 входит в состав многих минералов
 B) соду и пищевую соду получают в промышленности
 C) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ называется кристаллической содой
 D) NaHCO_3 называется безводной содой
 E) K_2CO_3 называется поташом

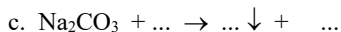
3. Завершите схемы реакций и укажите уравнения реакций, по которым образуется нормальная соль.

1. $2\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Ca} \rightarrow$ 2. $2\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{CaO} \rightarrow$ 3. $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
 4. $\text{H}_2\text{CO}_3 + 2\text{KOH} \rightarrow$ 5. $\text{MgCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow$

4. Составьте уравнения реакций, по которым образуется безводная сода.



5. Завершите схемы реакций, которые отражают общие химические свойства карбонатов.



6. При каких условиях карбонаты превращаются в гидрокарбонаты и наоборот?

7. Сколько м³ (н.у.) диоксида углерода образуется при разложении 1,2 т известняка, содержащего 5% посторонних примесей? $M_r(\text{CaCO}_3) = 100$.

8. На сколько процентов уменьшится масса карбоната кальция при его полном разложении? $A_r(\text{Ca}) = 40$, $A_r(\text{C}) = 12$, $A_r(\text{O}) = 16$.

35 КРЕМНИЙ



- Какой элемент используется в солнечных батареях?
- Какую функцию выполняют эти батареи?

Кристаллический кремний



Деятельность

О прочности связей C–H, C–C и Si–H, Si–Si

На основании информации, содержащейся в пунктах 1 и 2, ответьте на вопросы.

1. Метан (CH_4) на воздухе при обычных условиях сам по себе не возгорается, в то время как силан (SiH_4) самопроизвольно воспламеняется.

2. C–C связи содержатся в алмазе – самом твердом природном веществе и в десятках миллионов органических веществ. Для связи Si–Si это не характерно.

– Что можете сказать об устойчивости молекул метана CH_4 и силана SiH_4 и относительно сравнительной прочности связей C–H и Si–H?

– Какая из связей C–C и Si–Si более прочная? Ответ обоснуйте данными в пункте 2.

– Учитывая различия в радиусах атомов C и Si, объясните различия в прочности C–C и Si–Si связей.

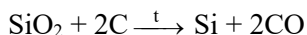
Открытие. Кремний был получен восстановлением фторида кремния (SiF_4) калием (1822 г.). Русское название “кремний” происходит от греческого “*кремнос*” – утес, скала.

Степень окисления кремния в соединениях +4 и –4, редко +2 (SiO).

Положение в Периодической системе и строение атома. Кремний – элемент 3-го периода главной подгруппы IV группы. Электронное строение атома – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$.

Нахождение в природе. По распространенности в земной коре кремний занимает второе место (27%) после кислорода. Встречается он только в виде соединений. Важнейшие из них – *кварцевый песок* SiO_2 , *белая глина* (каолинит) $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, *полевого шпата* (ортоклаз) $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ и др. (стр. 138).

Получение. В лаборатории кремний получают восстановлением SiO_2 (белого песка) магнием, а в промышленности – углем:

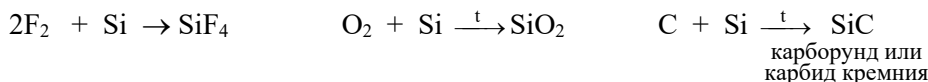


Физические свойства. Кремний имеет две аллотропные модификации – *кристаллический* и *аморфный кремний*. Кристаллический кремний – темно-серого цвета, очень твердое, тугоплавкое вещество с металлическим блеском. Строение его напоминает строение алмаза. Однако Si–Si σ -связь слабее C–C σ -связи. Кристаллический кремний – *полупроводник*, обладает незначительной электропроводностью. Фотоэлементы, изготовленные на его основе, могут превратить в электрическую до 10% поглощенной солнечной энергии (а).



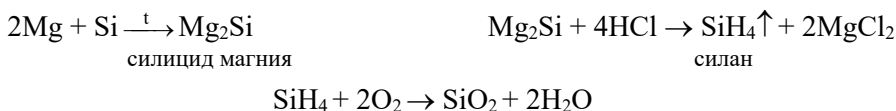
(а) Кремниевые солнечные батареи

Химические свойства. Кремний, как и углерод – неметалл. Из простых веществ при обычных условиях аморфный кремний реагирует лишь со фтором, а при нагревании и с другими неметаллами, включая и галогены:

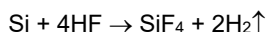


Карборунд или *карбид кремния* (SiC) по строению кристаллической решетки и по твердости напоминает алмаз. Из него изготавливают точильные и шлифовальные инструменты.

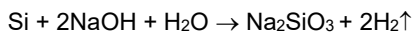
При нагревании кремний реагирует со многими активными металлами (Mg, Ca и др.), образуя *силициды*. При действии на силициды соляной кислотой образуется *силан* (SiH_4). Силан – бесцветный, ядовитый газ с неприятным запахом; на воздухе самовоспламеняется. Силан не образуется из кремния и водорода.



Шкатулка знаний • Кремний реагирует с фтороводородной кислотой:



Кремний из растворов щелочей вытесняет водород:



Применение. Кремний применяется в металлургии для производства устойчивых к высокой температуре и действию кислот кремниевых сталей, а в очень чистом состоянии – для изготовления кремниевых фотоэлементов, превращающих солнечную энергию в электрическую.

Ключевые слова

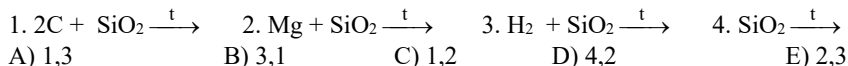
• кварцевый песок • кристаллический и аморфный кремний • солнечные батареи • карборунд • силициды • силан •

Применение и проверка знаний

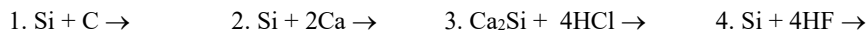
1. В составе каких двух минералов кремний отсутствует?

- A) ортоклаз, белая глина B) каолинит, ортоклаз C) сильвинит, сильвин
D) ортоклаз, кварцевый песок E) кварцевый песок, полевошпат

2. По каким схемам получают Si в промышленности и лаборатории, соответственно?



3. Завершите схемы и укажите уравнения, по которым образуются карборунд и силан, соответственно.



4. Завершите схемы.



5. Составьте уравнение реакции взаимодействия силицида кальция с соляной кислотой.

6. Сравните реакционные способности силана и метана и выявленные различия свяжите со строением атомов углерода и кремния.

7. Сколько литров (н.у.) водорода выделится при взаимодействии 14 г кремния с концентрированным раствором гидроксида калия? $M_r(Si) = 28$.

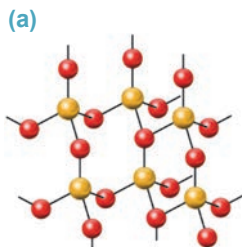
36 Диоксид кремния и метакремниевая кислота

– Какое вещество придает прочность стеблям растений, защитным покровам животных?

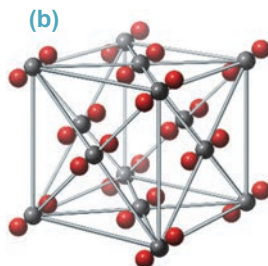
Диоксид кремния

Деятельность

Кристаллические решетки диоксида кремния (a) и диоксида углерода (b) и их некоторые свойства



Диоксид кремния



Диоксид углерода

● Кислород ● Кремний ● Углерод

На основе моделей решеток (a) и (b) ответьте на вопросы:

- Какие частицы расположены в узлах кристаллических решеток CO_2 и SiO_2 ?
- В какой решетке связь между частицами, расположенными в узлах решетки, ковалентная?
- Как объясните сублимацию “сухого льда”?
- Какая формула – SiO_2 или $(SiO_2)_n$ верно отражает строение диоксида кремния (a)?

Нахождение в природе. Оксид кремния(IV) или диоксид кремния (кремнезем) в природе распространен в основном в виде песка. Различные примеси, например, оксидов железа, придают песку желтый цвет. Чистые кристаллы

диоксида кремния называют *кварцем*. В природе встречаются его разновидности – агат, аметист, яшма, опал, а также большие кристаллы, называемые *горным хрусталем*.

Это интересно

Диоксид кремния придает **прочность** стеблям растений, защитным покровам животных: прочность тростников, чешуй рыб, крыльев бабочек, перьев птиц, шерсти животных – все это обусловлено присутствием в их составе диоксида кремния. Соединения кремния в организме человека участвуют в жировом обмене, формировании иммунитета, сохранении эластичности кожи. В организм человека кремний поступает в основном с растительной пищей (гречка, фасоль, горох, кукуруза, чечевица, пшеница и овес).



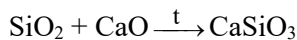
Физические свойства. Диоксид кремния – бесцветное, в воде нерастворимое, тугоплавкое твердое вещество. При затвердевании расплавленного кварца образуется аморфная масса, называемая *кварцевым стеклом*.

Строение. По свойствам диоксид кремния SiO_2 резко отличается от диоксида углерода CO_2 . Например, если диоксид кремния плавится при температуре 1728°C , то твердый CO_2 (“сухой лед”) сублимируется при $-55,6^\circ\text{C}$. Причина этого кроется в различии их кристаллического строения: если диоксид углерода CO_2 в твердом состоянии имеет молекулярное строение (b), то диоксид кремния SiO_2 имеет атомное кристаллическое строение (a).

Поэтому состав диоксида кремния следует изображать как $(\text{SiO}_2)_n$. Однако, обычно, для упрощения его формулу записывают как SiO_2 .

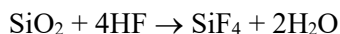
Химические свойства. Диоксид кремния – *кислотный оксид*. Он обладает *общими свойствами* кислотных оксидов и *специфическими свойствами*.

I. Как кислотный оксид он при сплавлении со щелочами, основными оксидами образует соли метакремниевой кислоты – *силикаты (метасиликаты)*:



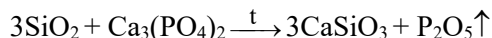
II. Специфические свойства. 1. В отличие от многих других кислотных оксидов, диоксид кремния не реагирует с водой.

2. Диоксид кремния реагирует с фтороводородной кислотой. Эта реакция используется для нанесения на поверхность стекла различных узоров:



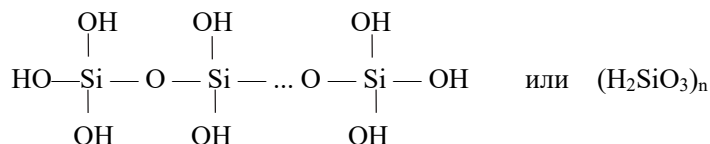
По этой причине эту кислоту хранят не в стеклянной, а в пластиковой посуде.

3. Как нелетучий оксид, диоксид кремния при высокой температуре вытесняет многие кислотные оксиды из их солей:

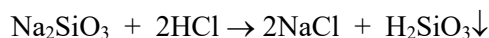


Метакремниевая кислота

Строение. Состав метакремниевой кислоты условно изображают как H_2SiO_3 . В действительности, в растворе она существует в виде смеси различных кремниевых кислот более сложного состава $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$ или $(\text{H}_2\text{SiO}_3)_n$.

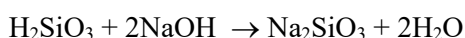
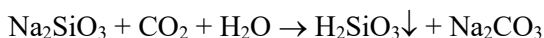


Получение. Поскольку диоксид кремния в воде не растворяется и с ней не реагирует, то метакремниевую кислоту получают косвенным путем – действием кислот на растворы ее растворимых солей:

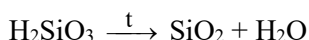


Физические свойства. Метакремниевая кислота в воде, можно сказать, не растворяется; в воде она образует *желеобразный коллоидный раствор*.

Химические свойства. Поскольку метакремниевая кислота в воде не растворяется, то она в воде не образует ионов H^+ . Поэтому, она как очень слабая кислота, в растворе не меняет цвет индикатора. Она слабее угольной кислоты. Поэтому угольная кислота вытесняет из растворимых силикатов метакремниевую кислоту. Выделяющаяся в виде студня метакремниевая кислота, растворяется только в щелочах:



При нагревании или высушивании, метакремниевая кислота, постепенно теряя воду, превращается в аморфный диоксид кремния (силикагель):



Силикагель, как высокопористое вещество, используется в качестве адсорбента.

Соли метакремниевой кислоты называются *силикатами (метасиликатами)*. Многие из силикатов тугоплавки. Кроме силикатов натрия и калия, остальные в воде практически не растворяются. Силикат натрия и силикат калия называют *растворимыми стеклами*, а их концентрированные растворы – *жидким стеклом*. Как соли слабой кислоты, их водные растворы подвергаются гидролизу и при этом проявляют щелочную реакцию. Из силикатов силикат натрия имеет большое практическое значение.

Шкатулка знаний • В промышленности силикат натрия получают сплавлением кварцевого песка с содой и действием щелочей на аморфный диоксид кремния:



Жидкое стекло применяют при изготовлении негорючей ткани, древесных изделий, бумаги. Оно используется в качестве силикатного клея, а также при изготовлении кислотоупорных бетонов.

Ключевые слова

• кварц • метакремниевая кислота • силикаты • жидкое стекло •

Применение и проверка знаний

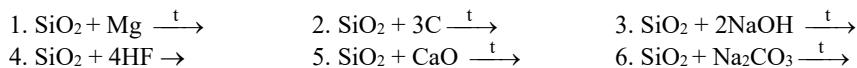
1. Что ошибочно для диоксида кремния?

- A) составляет основную часть песка
- B) растворяется в плавиковой кислоте
- C) кристаллы называют кварцем
- D) имеет молекулярное строение
- E) плавится при высокой температуре

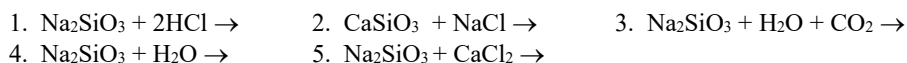
2. Какое выражение не относится к метакремниевой кислоте?

- A) при нагревании распадается на два оксида
- B) водный раствор окрашивает лакмус в красный цвет
- C) слабее угольной кислоты
- D) соли называются силикатами
- E) в воде образует коллоидный раствор

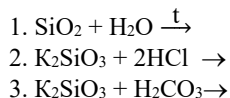
3. Завершите схемы и укажите уравнения окислительно-восстановительных реакций.



4. Завершите схемы реакций, протекание которых возможно.



5. Завершите схемы реакций, протекание которых возможно.



6. Перечислите и объясните общие и отличительные особенности кварцевого песка и силикагеля.

7. Определите вещества X, Y и Z. $\text{Si} \xrightarrow{+\text{X}, t} \text{SiO}_2 \xrightarrow[-\text{CO}_2]{+\text{Y}, t} \text{Na}_2\text{SiO}_3 \xrightarrow{+\text{Z}} \text{H}_2\text{SiO}_3$.

8. Составьте уравнения реакций получения силиката калия из диоксида кремния двумя способами.

9. Составьте уравнение реакции, протекающей при травлении стекла (нанесении узоров на стекле).



– На основе какого природного соединения кремния люди еще в каменный век изготавливали орудия труда?



Деятельность

Изучение свойств обычного стекла

Обеспечение: 4 тонкостенные стеклянные трубки длиной 5–6 см и диаметром 5–6 мм, гвозди такой же длины, спиртовка или газовая лампа, концентрированная соляная кислота и концентрированный раствор NaOH, стакан, на $\frac{3}{4}$ заполненный водой.

Ход работы: Опустите одну стеклянную трубку в соляную кислоту, другую – в раствор щелочи и в течение 1–2 минут наблюдайте за трубками. Держа один конец третьей трубки в руке, другой ее конец нагрейте на спиртовке до красного каления и быстро этот конец трубки опустите в воду в стакане.

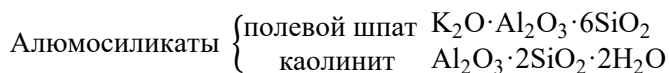
Точно так же постарайтесь один конец гвоздя нагреть до красного каления.

4-ю стеклянную трубку, держа рукой за концы, нагрейте посередине до тех пор пока средняя часть ее не расплавится и не повиснет.

Обсудите результаты:

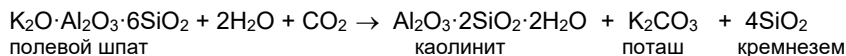
- Можно ли сказать на основании опытов, что стекло – химически инертное вещество?
- Почему стеклянную трубку удалось нагреть до красного каления, а гвоздь – не удалось?
- Что произошло с раскаленным концом трубки, когда ее опустили в воду? Как вы объясните это явление?
- Все ли типы стекол так повели бы себя при опускании в воду?
- Используется ли в технике свойство стекол размягчаться и плавиться при нагревании?

Диоксид кремния и различные силикаты составляют 90% массы земной коры. Природные силикаты имеют сложное строение и состав. Часто их состав записывают в виде оксидов, например,



Силикаты, содержащие в своем составе оксид алюминия Al_2O_3 называют *алюмосиликатами*. Например, *полевой шпат*, *каолинит* – алюмосиликаты. Горные породы в основном состоят из кварца, полевого шпата и других алюмосиликатов.

Шкатулка знаний • Горные породы, например, полевой шпат, со временем под действием температуры, влаги и углекислого газа постепенно разрушаются.



Главный продукт разложения – минерал *каолинит* – основная составная часть *белой глины*. При разложении горных пород образуются также соли и песок.

Природный диоксид кремния, силикаты и глина – основные виды сырья *силикатной промышленности*.

Силикатная промышленность

Из продуктов силикатной промышленности наибольшее значение имеют *стекло, цемент и керамика (кирпич, фарфор, фаянс и изделия из них)*.

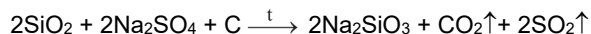
Стекло. Состав *оконного стекла* выражают формулой $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ или $\text{Na}_2\text{SiO}_3 \cdot \text{CaSiO}_3 \cdot 4\text{SiO}_2$. Его получают сплавлением при 1500°C соды, известняка и кварцевого песка (песок берется в избытке). Вначале образуются силикаты:



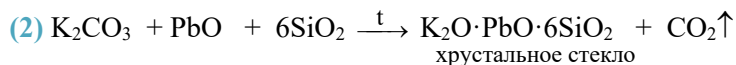
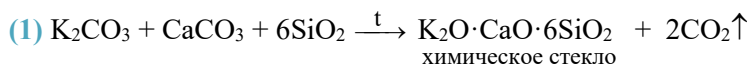
которые далее, смешиваясь с избытком диоксида кремния, образуют стекло:



Шкатулка знаний • В производстве простого стекла, при необходимости, соду заменяют смесью сульфата натрия и угля. В этом случае силикат натрия образуется по уравнению:

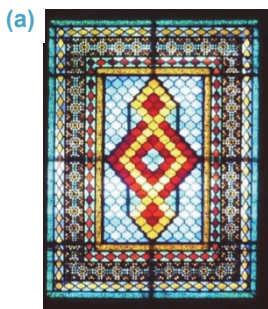


Для получения стекол со специфическими свойствами, состав исходной смеси изменяют. Так, если в исходной смеси соду заменить поташом, получают *тугоплавкое* (химическое, калиевое) *стекло* (ур. 1), если дополнительно еще заменить известняк оксидом свинца(II), образуется стекло, сильно преломляющее свет и называемое *хрустальным стеклом* (ур. 2):



Для получения цветных стекол (**a** и **b**), в исходную смесь добавляют цветные оксиды металлов. Например, оксид хрома(III) Cr_2O_3 придает стеклу зеленый цвет, оксид кобальта(II) CoO – синий цвет, оксид меди(II) CuO – синезеленый цвет.

Если в расплавленное стекло добавить небольшое количество мелкодробленного золота, то образуется ярко-красное – *рубиновое стекло*.



Стекло, полученное из чистого кварца (SiO_2), называют *кварцевым стеклом*. В отличие от обычного стекла, кварцевое стекло мало изменяется в объеме при изменении температуры. Поэтому из него изготавливают *лабораторную посуду*. Кварцевое стекло хорошо пропускает ультрафиолетовые лучи. Это его свойство используется в кварцевых лампах, применяемых в медицине.

Стекло – аморфное твердое вещество. При нагревании оно размягчается, и ему можно придать любую форму. Из стекла изготавливают оконное стекло, стеклянные волокна, химическую посуду и различные изделия.

Вычисления, связанные с составом оконного стекла

Зная, что на производство оконного стекла затрачено 3,6 т песка, вычислите массу (т) образовавшегося стекла. $M_r(\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2) = 478$, $M_r(\text{SiO}_2) = 60$.

Решение:

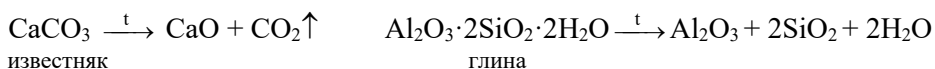
На основании формулы стекла $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ можем записать:

если из $(6 \cdot 60)$ кг SiO_2 — образуется 478 кг стекла
то из 3600 кг SiO_2 — получим x кг стекла

$$x = \frac{3600 \text{ кг} \cdot 478 \text{ кг}}{360} = 4780 \text{ кг} = 4,78 \text{ т}$$

Задача. Сколько килограммов каждого из исходных веществ (CaCO_3 , Na_2CO_3 , SiO_2) потребуется для производства 956 кг оконного стекла. $M_r(\text{CaCO}_3) = 100$, $M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106$, $M_r(\text{SiO}_2) = 60$.

Цемент. Силикатный цемент или портландцемент – важнейший строительный материал. Он представляет собой зеленовато-серый порошок. Его получают обжигом известняка и глины в специальных вращающихся печах. Полученный продукт обжига называют *клинкером*. Клинкер после охлаждения измельчают в тонкий порошок. В его состав входят, главным образом, силикаты и алюминаты кальция, которые образуются в результате взаимодействия продуктов разложения известняка и глины:



Цемент используется в производстве бетона и железобетона.

Шкатулка знаний • Затвердевание цемента связано с взаимодействием силикатов и алюминатов, составляющих цемент с водой, приводящим со временем к образованию камнеподобной массы.

Керамика. Керамические изделия изготавливают из пластической массы, образующейся при смешивании глины с небольшим количеством воды. Придав пластической массе нужную форму, высушив ее, изделие обжигают при высокой температуре. В ходе обжига изделие приобретает прочность. Из белой глины изготавливают фарфоровые и фаянсовые изделия (**c** и **d**).

(с)



(d)



**Ключевые
слова**

• полевой шпат • каолинит • силикатная промышленность •
стекло • цемент • керамика •

Применение и проверка знаний

1. Какое вещество не используется как сырье в силикатной промышленности?

- A) $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
- B) Na_2CO_3
- C) SiO_2
- D) CaCO_3
- E) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

2. Укажите сырье, используемое в производстве обычного стекла.

- A) кварцевый песок, сода, известняк
- B) кварцевый песок, поташ, известняк
- C) кварцевый песок, сода, поташ
- D) глина, поташ, известняк
- E) кварцевый песок, глина, поташ

3. Обжигом какой смеси получают портландцемент?

- A) $\text{CaCO}_3 + \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
- B) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2$
- C) $\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2$
- D) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCO}_3 + \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
- E) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2$

4. Сплавлением каких веществ получают тугоплавкое стекло?

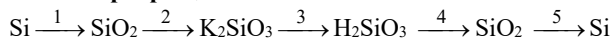
- 1. K_2CO_3 2. CaCO_3 3. SiO_2 4. Na_2SiO_3

5. Стекло, цемент и керамика – продукты какой промышленности?

6. При отсутствии соды в производстве оконного стекла какой смесью ее заменяют? Составьте уравнение соответствующей реакции.

7. Перечислите характерные особенности хрустального и кварцевого стекол.

8. Составьте уравнения превращений.

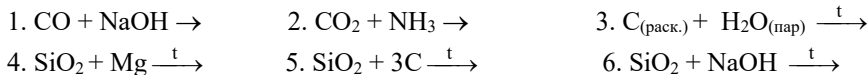


Обобщающие задания

1. Укажите ошибочное высказывание относительно монооксида углерода.

- А) газ, легче воздуха
 В) соединяется с гемоглобином крови
 С) газ без запаха и цвета
 D) кислотный оксид
 E) очень ядовитый

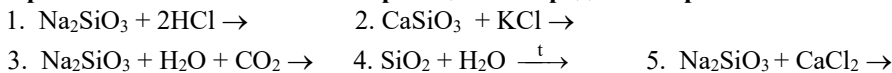
2. Перепишите схемы в тетрадь и завершите их.



3. Что ошибочно для диоксида углерода?

- А) определяют известковой водой
 В) реагирует с магнием
 С) не применяется для восстановления оксидов металлов
 D) в природе образуется в ходе фотосинтеза
 E) с водой реагирует обратимо

4. Перепишите схемы возможных реакций в тетрадь и завершите их.



5. Какие выражения относятся к углероду?

- образует самое твердое природное вещество
- образует наибольшее число соединений
- в основном состоянии его атом имеет 2 неспаренных электрона
- имеет несколько аллотропных модификаций
- восстанавливает оксиды металлов
- с металлами образует карбиды

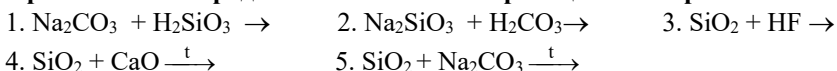
6. Перепишите в тетрадь схемы реакций, по которым гидрокарбонаты превращаются в карбонаты, и завершите их.



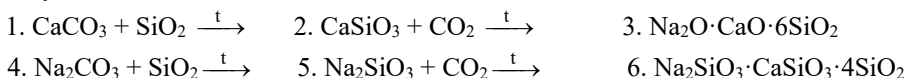
7. Укажите высказывания, верные относительно метакремниевой кислоты.

- при нагревании распадается на два оксида
- слабее угольной кислоты
- в воде образует коллоидный раствор
- натриевые и калиевые соли называются растворимыми стеклами
- образуется присоединением воды к диоксиду кремния

8. Перепишите в тетрадь схемы возможных реакций и завершите их.



9. Укажите состав обычного стекла и схемы реакций, которые протекают при получении стекла.



10. Сколько литров монооксида углерода (н.у.) потребуется для полного восстановления 400 г оксида меди(II)? $M_r(\text{CuO}) = 80$.

ВВЕДЕНИЕ В ОРГАНИЧЕСКУЮ ХИМИЮ

ЗНАКОМСТВО С ПРОСТЕЙШИМИ
ОРГАНИЧЕСКИМИ СОЕДИНЕНИЯМИ



Часть

38 Что изучает органическая химия



- Что объединяет продукты питания, топливо, природные волокна, моющие средства, жиры, белки?
- Существует ли связь между неорганическими и органическими веществами?

Вещества, изучаемые до сегодняшнего дня, назывались неорганическими веществами. Начиная с сегодняшнего дня, вы будете изучать органические вещества.

В настоящее время известно более 25 миллионов органических веществ, которых, по сравнению с неорганическими веществами численностью около 1 миллиона, намного больше. Рассмотрим одну из особенностей органических соединений.

Деятельность

Состав органических соединений

Сравните составы органических и неорганических соединений и ответьте на вопросы.

Неорганические соединения											
H ₂ O	CaC ₂	NH ₃	CO ₂	NaCl	H ₂ SO ₄	HF	AlCl ₃	NaOH	SiO ₂	KI	H ₂ CO ₃

Органические соединения					
C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (сахар)	CH ₃ COOH (укусная к-та)	CH ₄ (метан)	C ₆ H ₁₂ O ₆ (глюкоза)	C ₂ H ₅ OH (этиловый спирт)	(CH ₃) ₂ CO (ацетон)

- Входит ли в состав всех неорганических веществ какой-то один из элементов?
- Какой элемент всегда присутствует в составе органических веществ?
- Как можно назвать органические соединения?
- Имеют ли органические соединения другие общие особенности?

Из уроков биологии вы знаете, что вещества, образующие растительные и животные организмы, в основном являются органическими веществами. В огромном количестве органические вещества синтезируются и искусственным путем. В промышленности для производства органических веществ в большинстве случаев в качестве исходного сырья используют нефть, природный газ, каменный уголь, древесину, а также сельскохозяйственные продукты и отходы сельскохозяйственного производства.

Древесина, продукты питания (мясные и мучные изделия, яйца и др.), волокна и ткани, моющие и косметические средства, многие лекарственные препараты, пластмассы, каучуки, топливо, жиры, углеводы, эфирные масла и др.

являются органическими веществами или продуктами, материалами и изделиями из органических веществ (а).

(а) Органические вещества, продукты, материалы и изделия из них.



• *Состав, строение, свойства и способы получения органических соединений изучает раздел химии, называемый **органической химией**.*

Поскольку органические соединения являются соединениями углерода, то *органическую химию* можно также назвать *химией соединений углерода*.

Шкатулка знаний • Некоторые соединения углерода – *оксиды углерода, угольная кислота и ее соли, карбиды металлов* проявляют свойства неорганических соединений; поэтому они изучаются в разделе неорганической химии.

По происхождению органические вещества условно можно подразделить на *природные, искусственные и синтетические органические соединения*.

Шкатулка знаний

- **К природным** органическим соединениям относятся растительные и сливочные масла, нефть, природный газ, природный каучук и др. Они также входят в состав шерсти, мяса, яйца, сыра, древесины, фруктов и овощей.
- **Искусственные** органические соединения получают химической переработкой природных органических веществ; например, ацетатные и вискозные волокна, негорючие кино- и фотоматериалы, бездымный порох – искусственные органические соединения, полученные превращением целлюлозы.
- **Синтетические** органические соединения получают синтетическим путем – путем соединения простых молекул в более сложные. Например, резина, моющие средства, лекарственные препараты, синтетические препараты, синтетический каучук и волокна, пластмасы – синтетические органические соединения.

В состав органических соединений кроме атомов углерода, чаще всего входят атомы *водорода и кислорода*. Органические соединения могут также содержать *азот, фосфор, серу, галогены, металлы* и ряд других элементов.

Простейшими по составу органическими соединениями являются углеводороды – соединения, состоящие из углерода и водорода, например, метан CH_4 , пропан C_3H_8 , бутан C_4H_{10} и др.

К органическим соединениям, состоящим из углерода, водорода и кислорода, относятся этиловый спирт $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, ацетон $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$, уксусная кислота CH_3COOH , глюкоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ и др.

Аминокислоты и белки – органические вещества, содержащие, в основном, 4 элемента – С, Н, О и N.

Шкатулка знаний • До XIX века вещества по происхождению подразделяли на неорганические и органические. Считалось, что органические вещества нельзя синтезировать в лаборатории; они образуются в живых организмах под влиянием “жизненной силы” (*вигалистическая* теория). Однако, немецкие ученые – Ф.Велер и Ф.Кекуле, французский химик М.Бертло и русский ученый Ф.Бутлеров, синтезировав из неорганических веществ органические, показали возможность взаимопревращения неорганических и органических веществ, подтвердив идею, что между неорганическими и органическими веществами нет резкой границы.



М.Бертло
(1827–1907)
Французский химик

- Синтезировал много органических веществ (метан, ацетилен, бензол, этиловый спирт, муравьиную кислоту, жиры и др.). Присоединением водорода к ацетилену получил этилен, а из него этан.



Ф.Велер
(1800–1882)
Немецкий химик

- Проводил исследования в области органической и неорганической химии. Открыл цианистую кислоту (HCN), получил алюминий, бериллий и иттрий (Y).



А.Кольбе
(1818–1884)
Немецкий химик

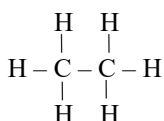
- Указал на 4-валентность углерода (совместно с Ф.Кекуле), синтезировал ряд органических кислот, показал возможность получения углеводов путем электрохимического окисления солей карбоновых кислот.

Органические вещества, в отличие от неорганических, имеют ряд особенностей; некоторые из них приведены внизу:

1. Большинство органических веществ горючи; горение метана, нефти, бензина, свечи, древесины вам хорошо известно.

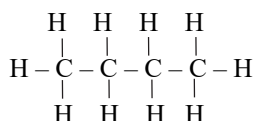
2. Большинство органических веществ – вещества молекулярного строения, содержащие неполярные и слабо полярные ковалентные связи.

3. В органических соединениях атомы углерода соединяются между собой, образуя неразветвленные (a, b), разветвленные (c) и замкнутые (d) цепи:



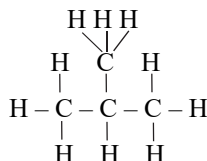
этан C_2H_6

(a)



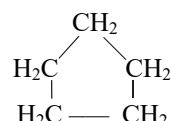
бутан C_4H_{10}

(b)



изобутан C_4H_{10}

(c)



циклопентан C_5H_{10}

(d)

Этот (3-й) пункт является одним из положений теории химического строения органических соединений (стр. 147). Поэтому эта теория, приняв 4-валентность углерода в органических соединениях и возможность атомов углерода образовывать подобные цепи, тем самым объяснила и одну из причин многообразия органических соединений.

4. Органические соединения образуют гомологические ряды (стр.152).

5. Для органических соединений характерно явление изомерии (стр.148).

**Ключевые
слова**

• органические соединения • органическая химия • особенности органических соединений •

Применение и проверка знаний

1. Что изучает органическая химия?

2. Определите органические вещества.

- | | |
|---------------------------|----------|
| 1. известняк, доломит | A) 1,2,3 |
| 2. сахар, этиловый спирт | B) 1,3 |
| 3. природный гипс, мрамор | C) 1,2 |
| 4. белки, жиры | D) 2,4 |
| | E) 2,3,4 |

3. Укажите формулы органических соединений.

- | | |
|---------------|----------------|
| 1. Al_4C_3 | A) 1,2,3,4,5,6 |
| 2. CH_3COOH | B) 1,2,3,5,6 |
| 3. C_2H_6O | C) 2,3 |
| 4. H_2CO_3 | D) 2,3,6 |
| 5. CCl_4 | E) 2,3,5,6 |
| 6. CH_4 | |

4. Почему угольную кислоту и ее соли не изучают в органической химии?

5. Перечислите характерные особенности органических соединений.

6. Как многообразие органических соединений связано с особенностями элемента углерода?

7. Какие два элемента входят в состав большинства органических соединений? Какие два сложных вещества всегда образуются при их сжигании?

8. Перечислите имена ученых, внесших значительный вклад в развитие органической химии в XIX веке.

39 ТЕОРИЯ ХИМИЧЕСКОГО СТРОЕНИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ. КЛАССИФИКАЦИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

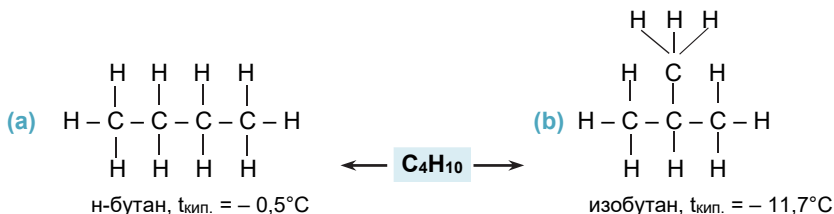
? – Почему органические вещества – этиловый спирт и диметилловый эфир, имея одну и ту же формулу – C_2H_6O , обладают разными свойствами?

Деятельность

Явление изомерии

Обеспечение: набор деталей шаростержневых моделей молекул. Соберите возможные модели молекулы C_4H_{10} и ответьте на вопросы.

- Сколькими моделями можно изобразить углеводород состава C_4H_{10} ?
- Какую валентность имеет углерод в этих моделях?
- Отражают ли собранные вами модели формулы **a** и **b**?
- Как вы думаете, одинаковы ли свойства углеводородов – н-бутана и изобутана?



В середине XIX в. русский ученый А.М.Бутлеров выдвинул *теорию химического строения органических соединений*. Рассмотрим некоторые из ее положений.

I. Атомы в молекулах органических веществ соединены в определенной последовательности согласно их валентности.

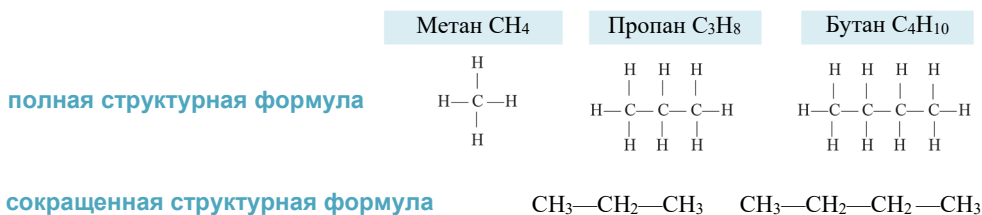
• Порядок соединения атомов в молекуле называют **химическим строением вещества**.



А.М.Бутлеров
(1828–1886)
Русский химик

• Создатель теории химического строения органических соединений. Исследовал изомерию многих органических веществ, а также осуществил синтез ряда органических соединений.

Например, химическое строение молекул метана CH_4 , пропана C_3H_8 и бутана C_4H_{10} изображается следующим образом:



Из этого положения теории можно сделать вывод: *каждое органическое вещество имеет одно химическое строение.*

2. Свойства веществ зависят не только от их качественного и количественного состава, но и от химического строения молекул.

Из результатов деятельности следует, что если в углеводороде C_4H_{10} изменить порядок соединения атомов углерода, то получится два вещества с разными свойствами – *бутан* и *изобутан*. Такие вещества называют *изомерами*.

То же самое можно сказать относительно этилового спирта C_2H_6O и диметилового эфира C_2H_6O :



жидкость, кипящая при 78°C ; с водой смешивается в любых соотношениях, вступает в реакцию с натрием

газ, (кипит при -24°C), в воде мало растворяется; не вступает в реакцию с натрием

Следовательно, этиловый спирт ($\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—OH}$) и диметиловый эфир ($\text{CH}_3\text{—O—CH}_3$) являются изомерами друг друга.

• *Вещества, имеющие одинаковый состав молекул, но разное химическое строение и потому различающиеся друг от друга свойствами, называются изомерами, а само явление – изомерией.*

Таким образом, многообразие органических веществ теория химического строения объяснила не только способностью четырехвалентного углерода образовывать неразветвленные, разветвленные и замкнутые цепи, но также и явлением изомерии.

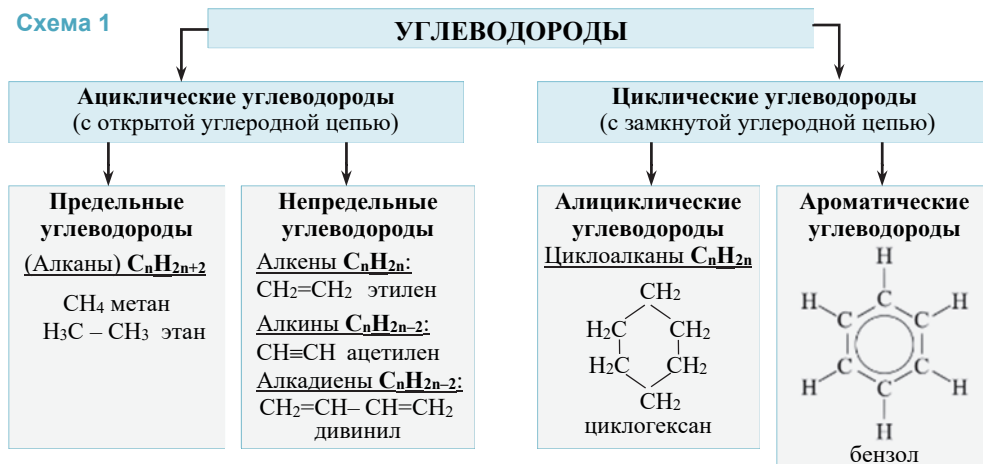
Шкатулка знаний • В настоящее время основываясь на 2-е положение теории строения, синтетическими путями – изменяя строение молекул, получают вещества с необходимыми свойствами (лекарства, красители и др.).

Классификация органических соединений

Самыми простейшими по составу органическими соединениями являются *углеводороды*. В зависимости от того замкнута или незамкнута углеродная цепь, углеводороды подразделяются на *циклические* и *ациклические* (алифатические) (схема 1).

Ациклические углеводороды, в свою очередь, делятся на *предельные* и *непредельные*, а циклические – на *алициклические* и *ароматические*. В молекулах предельных углеводородов присутствуют только одинарные C—C связи, а в молекулах непредельных углеводородов также и двойные C=C или тройные $\text{C}\equiv\text{C}$ связи.

Схема 1



Все органические соединения можно рассматривать как углеводороды и их производные. Соединения, образованные замещением атомов водорода на другие атомы или группы атомов, называются *производными углеводородов*. Например, в последней колонке таб. 39.1 приведены формулы ряда производных метана – простейшего представителя предельных углеводородов.

Приведенные в таблице атомы и группы атомов $-Cl$, $-OH$, $-CHO$, $-COOH$, $-NH_2$ называются *функциональными группами*.

Таблица 39.1. Основные функциональные группы и классы органических соединений

Функциональная группа	Общая формула класса	Примеры
Гал = F, Cl, Br, I галогены	$R^* - \text{Гал}$ галогенопроизводные	$CH_3 - Cl$ хлорметан
$-OH$ гидроксильная группа	$R - OH$ спирты	$CH_3 - OH$ метанол
$\begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ -C \\ \backslash \\ \text{H} \end{array}$ или $-CHO$ альдегидная группа	$R - \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ C \\ \backslash \\ \text{H} \end{array}$ альдегиды	$CH_3 - CHO$ ацетальдегид
$\begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ -C \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$ или $-COOH$ карбоксильная группа	$R - \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ C \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$ карбоновые кислоты	$CH_3 - COOH$ уксусная кислота
$-NH_2$, $-COOH$	$H_2N - R - COOH$ аминокислоты	$H_2N - CH_2 - COOH$ аминоуксусная кислота

Функциональная группа – атом или группа атомов, которая определяет характерные химические свойства вещества и его принадлежность к определенному классу соединений.

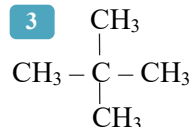
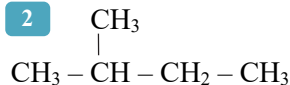
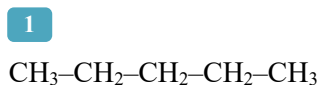
• **Класс** – совокупность веществ, содержащая в своем составе определенную функциональную группу и потому обладающая характерными химическими свойствами.

* **R** (читается радикал) – остаток, образующийся после отщепления атома или атомов H от молекулы углеводорода; например, CH_3 метильный радикал – остаток метана CH_4 .

В таблице 39.1 приведены основные функциональные группы и соответствующие им классы органических соединений.

Структурные формулы

Что можете сказать на основании структурных формул 1, 2 и 3?



Ответ:

- 1, 2 и 3 – изомеры углеводорода C_5H_{12} , так как имеют один и тот же состав.
- В каждой молекуле 4 C–C (неполярной) и 12 C–H (слабо полярной) связей.
- В каждой молекуле атомы и группы атомов вращаются вокруг C–C σ -связи.

Задание. Учитывая значение угла C–C–C ($\approx 109^\circ$), определите, какое – плоское или трехмерное (пространственное) строение имеют эти три молекулы. Ответ обоснуйте.

Ключевые слова

• теория химического строения органических соединений • химическое строение • изомерия • функциональная группа • классы соединений •

Применение и проверка знаний

1. Укажите ошибочное выражение. Согласно теории химического строения ...

- A) в молекулах атомы соединены в определенном порядке
- B) порядок соединения атомов влияет на свойства вещества
- C) с изменением порядка соединения атомов C изменяются свойства вещества
- D) свойства вещества не зависят от его химического строения
- E) порядок соединения атомов в молекуле – ее химическое строение

2. Определите изомеры.

1. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ 2. $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ 3. $\text{CH}_3\text{—O—CH}_3$ 4. $\text{C}_3\text{H}_7\text{—O—C}_3\text{H}_7$
 A) 1,3 B) 2,4 C) 1,2 D) 2,3 E) 3,4

3. Перечислите несколько особенностей, отличающих изомеры друг от друга.

4. Какие две особенности изомеров одинаковы?

5. Составьте структурные формулы сероуглерода CS_2 , дихлорметана CH_2Cl_2 и бутана C_4H_{10} .

6. Чем обусловлено многообразие углеводородов по их числу, составу и строению?

7. Напишите функциональные группы спиртов, альдегидов и карбоновых кислот.

8. В чем отличие циклических углеводородов от ациклических?

9. Кто выдвинул теорию химического строения органических соединений?

10. Какая формула вещества – молекулярная или структурная предоставляет больше информации о свойствах вещества?

40 ПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (алканы). МЕТАН

? – В быту и технике используется в качестве топлива; сырье для получения многих веществ. О каком веществе идет речь?

Деятельность Получение метана и ряд его химических свойств

Обеспечение: штатив, пробка с газоотводной трубкой, ацетат натрия, NaOH, ступка, раствор KMnO_4 , бромная вода, спиртовка, 3 пробирки, спички.

Ход работы: Перемешайте в ступке ацетат натрия с гидроксидом натрия и пересыпьте смесь в пробирку. Закрепив пробирку в штативе в горизонтальном положении, вденьте в нее пробку с газоотводной трубкой и нагрейте смесь. Зажгите газ, выходящий из газоотводной трубки, и обратите внимание на пламя. Затем, потушив пламя горящего метана, поочередно пропустите метан через бромную воду и разбавленный раствор KMnO_4 и следите за происходящим.

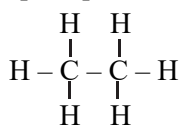
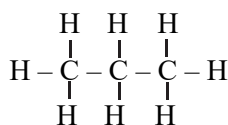
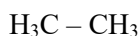
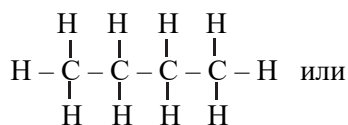
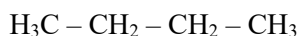
Обсудите результаты:

- Каким пламенем горит метан на воздухе?
- Происходят ли изменения с бромной водой и раствором KMnO_4 при прохождении через них метана?
- Как вы думаете, в какие типы химических реакций может вступать метан?

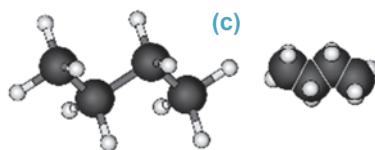
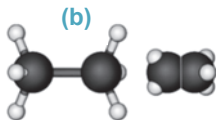
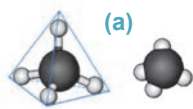
Углеводороды – вещества, молекулы которых состоят из атомов углерода и водорода.

• Ациклические углеводороды, в молекулах которых атомы углерода соединены одинарной C–C связью, называются **предельными углеводородами**.

Например:

этан C_2H_6 пропан C_3H_8 бутан C_4H_{10} 

Ниже приведены рисунки моделей молекул метана, этана и бутана (a, b, c). Из моделей следует, что молекула метана, а также любой атом углерода в молекуле другого предельного углеводорода имеет тетраэдрическое строение.



Шаростержневые и шаровые модели молекул метана (a), этана (b) и бутана (c)

По *Международной номенклатуре* предельные углеводороды называют *алканами*. На предыдущей странице приведены формулы некоторых алканов. Первый представитель алканов – *метан* CH_4 .

Сравнивая формулы метана (CH_4), этана (C_2H_6), пропана (C_3H_8) и других алканов, можно заметить, что каждый алкан по составу отличается от предыдущего на CH_2 – *метиленовую группу*. Группу $-\text{CH}_2-$ называют *гомологической разностью*.

• *Вещества, принадлежащие к одному классу и отличающиеся друг от друга на одну или несколько метиленовых групп, называют гомологами.*

Метан (CH_4), этан (C_2H_6), пропан (C_3H_8), бутан (C_4H_{10}), пентан (C_5H_{12}) и др. – гомологи друг друга. Гомологи, расположенные в порядке возрастания их молекулярных масс, образуют *гомологический ряд*. Рассматриваемый ряд является *гомологическим рядом предельных углеводородов*.

Шкатулка знаний • По-гречески “homoloqos” означает сходный.

Состав всех членов ряда можно выразить одной общей формулой. Например, состав алканов можно выразить общей формулой $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, а их относительную молекулярную массу выражением $M_r(\text{C}_n\text{H}_{2n+2}) = 14n + 2$ ($n \geq 1$), где n – обозначает число атомов углерода в молекуле алкана.

о б р а з е ц

Вычисления, связанные с составом алканов

Назовите алкан, относительная молекулярная масса которого равна 44.

Решение:

Из выражения $14n+2$ находим число атомов углерода в молекуле алкана:

$$M_r(\text{алкан}) = 14n+2 = 44; \quad 14n = 42; \quad n = 3.$$

Значит, в молекуле алкана 3 атома углерода, его молекулярная формула C_3H_8 , а название – пропан.

Задача. Плотность по водороду газообразного алкана равна 29. Определите молекулярную формулу алкана и назовите этот алкан.

Нахождение в природе. Метан в природе образуется при разложении остатков растительных и животных организмов без доступа воздуха (в болотах, каменноугольных шахтах). Поэтому его иногда называют *рудничным* или *болотным газом*. Метан составляет основную часть (80-97%) природного газа. Он присутствует и в попутных нефтяных газах.

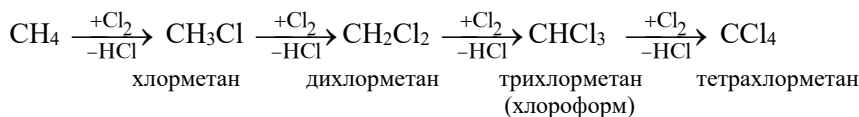
Физические свойства. Метан – газ без цвета и запаха, примерно в 2 раза легче воздуха. Этан, пропан и бутан – также газы. Следующие 11 представителей алканов (C_5H_{12} – $\text{C}_{15}\text{H}_{32}$) – жидкости, остальные – твердые вещества. Метан в воде практически не растворим.

Пропан и бутан при обычной температуре под давлением легко сжижаются.

Химические свойства. Метан – химически *малоактивный*. При обычных условиях он устойчив к действию кислот, щелочей, окислителей; он *не обесцвечивает* бромную воду и раствор перманганата калия.

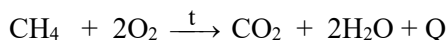
Метан вступает в реакции *замещения, окисления и разложения*.

I. В реакциях замещения C–H связь разрывается и атом H замещается другим атомом. Например, при освещении ($h\nu$) или нагревании, атомы хлора последовательно замещают атомы водорода метана, образуя смесь различных хлорпроизводных метана:



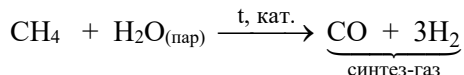
Бром с метаном реагирует аналогичным образом.

II. Метан горит почти бесцветным пламенем, выделяя большое количество тепла. При этом образуются вода и углекислый газ:

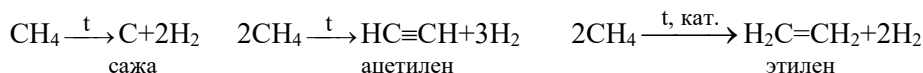


С воздухом метан образует взрывоопасные смеси. Подобные смеси могут накапливаться в шахтах и заводских котельнях, а также в жилых помещениях.

Конверсией метана с водяными парами получают *синтез-газ*:



III. При высокой температуре метан разлагается. В зависимости от условий реакции, из метана получают сажу, ацетилен (C_2H_2) и этилен (C_2H_4):



Реакции отщепления молекулы водорода от молекул органических соединений называются **реакциями дегидрирования**.

Применения. В качестве топлива метан широко используется в быту и промышленности. Из него получают водород, сажу, ацетилен, синтез-газ и др. В качестве сырья метан применяют в производстве метилового спирта, уксусной кислоты, синтетических каучуков и синтетического бензина. Галогенпроизводные метана используются в холодильных установках, в медицине, для тушения пожаров, а также в качестве растворителей. Пропан и бутан в качестве топлива используются на транспорте, иногда в быту.

Это интересно

Для обнаружения утечки бытового (природного) газа, в него в малых количествах добавляют крайне сильнопахнущий газ – *этилмеркаптан* ($\text{C}_2\text{H}_5\text{SH}$). Именно он придает бытовому газу неприятный запах (“запах газа”).

Это вещество добавляют и в баллоны с пропаном и бутаном.

Ключевые слова

• алканы • гомологический ряд • гомолог • гомологическая разность • конверсия метана • дегидрирование •

Применение и проверка знаний

1. Определите гомологи метана.

- A) C_2H_4 , C_3H_6 B) C_2H_4 , C_3H_8 C) C_3H_8 , C_4H_8 D) C_3H_6 , C_4H_{10} E) C_3H_8 , C_4H_{10}

2. Из каких газов в промышленности выделяют метан?

1. природный газ 2. водяной газ 3. попутные нефтяные газы 4. доменный газ
A) 1,2,3,4 B) 1,3 C) 1,4 D) 1,2,3 E) 1,3,4

3. Укажите реакции, в которые вступает метан.

1. присоединения 2. замещения 3. окисления 4. разложения
A) 1,2 B) только 2 C) 2,3 D) 2,3,4 E) 1,2,3,4

4. Определите реакции дегидрирования.

1. $2CH_4 \xrightarrow{t} C_2H_2 + 3H_2$ 2. $C_2H_6 \xrightarrow{t} C_2H_4 + H_2$ 3. $CH_4 \xrightarrow{t} C + 2H_2$

5. Почему алканы не вступают в реакции присоединения?

6. Составьте структурные формулы бромзамещенного пропана C_3H_7Br симметричного строения и бромэтана.

7. Составьте уравнения полного сгорания углеводородов.

- а) этан б) пропан в) бутан

8. Перечислите вещества, получаемые в промышленности из метана.

9. Вычислите массовые доли (%) водорода и углерода в метане.

10. Сколько литров (н.у.) хлора потребуется для полного хлорирования 10 л метана?

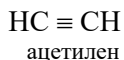
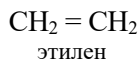
11. В уравнении $C_nH_{2n+2} + aO_2 \rightarrow bCO_2 + cH_2O$ выразите коэффициенты a , b и c посредством n .

41

НЕПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ.

УГЛЕВОДОРОДЫ ЭТИЛЕНОВОГО РЯДА (алкены)

Ациклические углеводороды, в молекулах которых между атомами C имеется двойная или тройная связь, называются **непредельными углеводородами**.

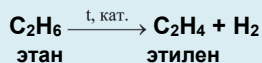
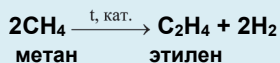


Из непредельных ациклических углеводородов рассмотрим *алкены*, *алкадиены* и *алкины*.

Углеводороды этиленового ряда (алкены). Этилен



— Изменяется ли валентность углерода в реакциях превращения метана и этана в этилен?



— Как по-вашему, может ли этилен присоединить водород? Почему?

Деятельность

Получение этилена и его химические свойства

Обеспечение: штатив, пробка с газоотводной трубкой, конц-ная серная кислота, раствор KMnO_4 , бромная вода, этиловый спирт, спиртовка, 4 пробирки, гранулы Al_2O_3 .

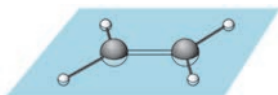
Ход работы: В пробирку налейте 2–3 мл этилового спирта и 5–6 мл серной кислоты. Для равномерного кипения в пробирку поместите несколько гранул Al_2O_3 . Надев пробку с газоотводной трубкой, закрепите пробирку в штативе в наклонном положении и осторожно нагрейте смесь. Выделяющийся газ, посредством газоотводной трубки, поочередно пропустите в течение 1–2 минут через бромную воду и очень разбавленный раствор KMnO_4 , каждый объемом 2–3 мл, и следите за происходящими изменениями. Затем, повернув конец газоотводной трубки вверх, зажгите выходящий из нее газ.

Обсудите результаты:

- Что вы наблюдали при нагревании этилового спирта с серной кислотой?
- Какое вещество отщепляется из органических соединений под действием концентрированной серной кислоты?
- Изменилась ли окраска бромной воды и раствора KMnO_4 при прохождении через них этилена? На этом основании какой вывод вы сделали?
- Каким пламенем горит этилен на воздухе? Отличается ли пламя от пламени горения метана?

• *Ациклические углеводороды, в молекулах которых между атомами углерода имеется одна двойная связь, называются **этиленовыми углеводородами**.*

По *Международной номенклатуре* углеводороды этиленового ряда называют *алкенами*. Общая формула алкенов – C_nH_{2n} ($n \geq 2$), а их относительная молекулярная масса вычисляется выражением $M_r(\text{C}_n\text{H}_{2n}) = 14n$. Первый представитель гомологического ряда – *этилен* $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ (C_2H_4), второй – *пропилен* $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3$ (C_3H_6). Одновалентный остаток этилена $-\text{CH}=\text{CH}_2$ называют *винильной группой*.



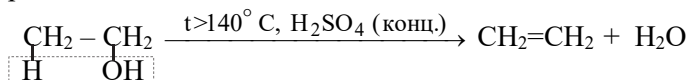
(а) Шаростержневая модель молекулы этилена

Из молекулярной модели этилена следует, что в молекуле все атомы расположены в одной плоскости. В молекуле этилена четыре $\sigma(\text{C}-\text{H})$, одна $\sigma(\text{C}-\text{C})$ и одна π -связь.

Из молекулярной модели этилена следует, что в молекуле все атомы расположены в одной плоскости. В молекуле этилена четыре $\sigma(\text{C}-\text{H})$, одна $\sigma(\text{C}-\text{C})$ и одна π -связь.

На примере этилена рассмотрим получение, свойства и применения алкенов.

Получение. В лаборатории этилен можно получить отщеплением воды от этилового спирта:



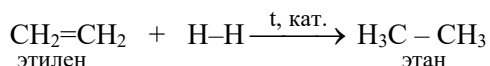
Реакции разложения, протекающие с отщеплением воды, называются *реакциями дегидратации*.

Физические свойства. Этилен – газ без цвета, запаха, немного легче воздуха; в воде практически не растворим. При обычных условиях первые представители ряда (C_2H_4 , C_3H_6 , C_4H_8) – газы.

Химические свойства. По химическим свойствам этилен *более активный*, чем метан. Он вступает в реакции *присоединения, полимеризации и окисления*.

I. Реакции присоединения.

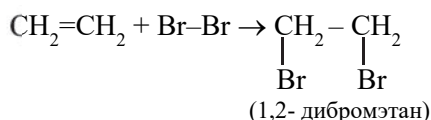
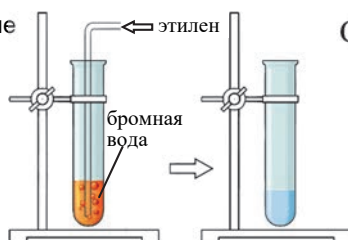
1. Этилен в присутствии катализатора присоединяет 1 моль водорода, превращаясь в этан:



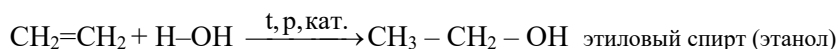
Реакции присоединения водорода к органическим веществам, называются **реакциями гидрирования**.

2. Этилен присоединяет галогены. Например, если этилен пропустить через желтовато-бурый раствор бромной воды, то этилен присоединит к себе бром и раствор обесцветится. Эту реакцию используют для *определения (распознавания) непредельных углеводов*:

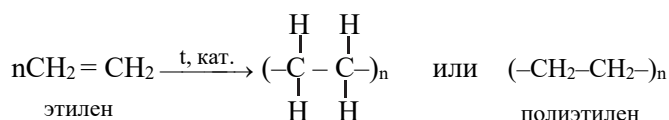
(b) Обесцвечивание бромной воды



3. В присутствии катализатора этилен присоединяет воду, превращаясь в этиловый спирт:



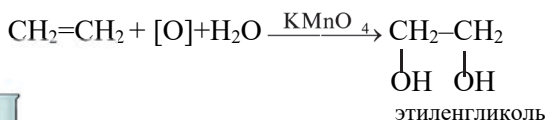
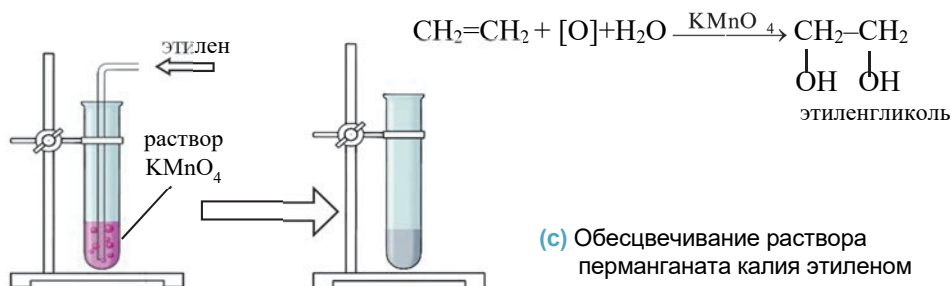
II. Реакции полимеризации. Полимеризация – реакция присоединения большого числа одинаковых молекул с малыми относительными молекулярными массами, приводящая к образованию высокомолекулярных веществ. Полимеризацию этилена в полиэтилен можно изобразить уравнением:



Исходное вещество называют *мономером*, конечное – *полимером*.

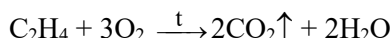
III. Реакции окисления. Этилен легко окисляется. Например, если этилен пропустить через раствор перманганата калия, то фиолетовая окраска раствора исчезнет. В результате реакции образуется двухатомный спирт – *этиленгликоль*.

Эта реакция также применяется для *определения непредельных углеводов*:



(c) Обесцвечивание раствора перманганата калия этиленом

При сжигании этилен горит светящимся пламенем:



Применение. Алкены используют в производстве полимеров (полиэтилена, полипропилена и др.), растворителей (спирты, ацетон), антифризов (незамерзающих при низкой температуре охлаждающих жидкостей), волокна лавсана, взрывчатых веществ, а также синтетических каучуков.

Вычисления, связанные с химическими свойствами алкенов

Для полного гидрирования 1 моль какого алкена – этилена или пропилена – потребуется большее количество водорода?

Решение:

Поскольку 1 моль этилена и 1 моль пропилена содержат одинаковое (N_A) число молекул, а в каждой молекуле имеется по одной $C=C$ связи, которая и гидрируется, то можно заключить, что расход водорода в обоих случаях будет одинаковым.

Задача. Сколько л этилового спирта можно получить гидратацией $11,2 \text{ м}^3$ (н.у.) этилена с выходом 80%. Плотность этанола примите равной $0,8 \text{ г/см}^3$.

Определение. Этилен, как непредельный углеводород, определяют по обесцвечиванию бромной воды и раствора перманганата калия.

Ключевые слова

• гидрирование • дегидрирование • гидратация • полимеризация •

Применение и проверка знаний

1. Что ошибочно для алкенов?

- А) первый представитель ряда легче воздуха
- В) этилен плохо растворяется в воде
- С) при обычных условиях этилен и пропилен – газы
- Д) этилен химически активнее метана
- Е) при их полном сгорании образуется одно сложное вещество

2. Для полного сжигания 1 моль какого алкена потребуется больше воздуха?

- А) C_2H_4 В) C_3H_{10} С) C_4H_8 Д) C_6H_{12} Е) C_3H_6

3. Какие вещества присоединяет этилен?

1. H_2O 2. Br_2 3. H_2 4. C_2H_4 5. CH_4

4. С помощью водных растворов каких веществ этилен можно отличить от этана?

1. KOH 2. Br_2 3. $NaOH$ 4. $KMnO_4$ 5. KCl

5. Чем обусловлена большая химическая активность этилена по сравнению с метаном?

6. Сколько литров (н.у.) водорода потребуется для полного гидрирования этилена объемом $2,24 \text{ л}$?

7. Вычислите массовые доли (%) водорода и углерода в этилене.

8. Вычислите относительную молекулярную массу 5-го члена гомологического ряда этилена.

9. Вычислите число атомов углерода в молекуле алкена, зная, что в составе $1,204 \cdot 10^{24}$ молекул алкена содержится 24 г водорода. $A_r(H) = 1$.

42 Алкины и диеновые углеводороды. АЦЕТИЛЕН



–Теплота сгорания какого газа используется при сварке и резке металлов?

Деятельность

Получение ацетилена и его химические свойства

Обеспечение: штатив, пробка с газоотводной трубкой, конц-ная серная кислота, раствор KMnO_4 , бромная вода, 4 пробирки, спички, сульфат ртути(II), колба Вюрца, карбид кальция, поваренная соль, вода, капельная воронка.

Ход работы: В колбу Вюрца, закрепленную в штативе и снабженную газоотводной трубкой, поместите 2–3 мелких кусочка карбида кальция и воронкой прикапывайте в колбу насыщенный водный раствор поваренной соли (соль замедляет бурное протекание реакции).

а) Приподняв конец газоотводной трубки вверх, зажгите спичкой выходящий газ.

б) Конец газоотводной трубки по очереди опустите в раствор KMnO_4 и бромной воды. Наблюдайте за прохождением газа через растворы.

с) Затем конец газоотводной трубки опустите в другую пробирку, содержащую 4–5 мл воды, 1–2 капли серной кислоты и столько же раствора сульфата ртути(II) и наблюдайте за происходящим.

Обсудите результаты:

– Чем отличается горение ацетилена на воздухе от горения метана?

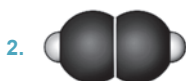
– Изменилась ли окраска бромной воды и раствора KMnO_4 при прохождении ацетилена через эти растворы?

– Что вы наблюдали при прохождении ацетилена через раствор с солью ртути?

• *Ациклические углеводороды, в молекулах которых между атомами углерода имеется одна тройная связь, называются **ацетиленовыми углеводородами**.*

По *Международной номенклатуре* углеводороды ряда ацетилена называют *алкинами*. Первый представитель алкинов – *этин (ацетилен)* $\text{HC} \equiv \text{CH}$, второй – *пропин (метилацетилен)* $\text{HC} \equiv \text{C}-\text{CH}_3$. Состав алкинов выражают общей формулой $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ ($n \geq 2$), а их относительную молекулярную массу вычисляют выражением $M_r(\text{C}_n\text{H}_{2n-2}) = 14n - 2$.

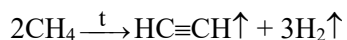
Молекула ацетилена $\text{HC} \equiv \text{CH}$ (C_2H_2) имеет линейное строение (**а –1, 2**):



(а) Шаростержневая (1) и шаровая (2) модели молекулы ацетилена

На примере ацетилена рассмотрим получение, свойства и применение алкинов.

Получение. В промышленности ацетилен получают из метана и карбида кальция:



Гидролизом карбида кальция ацетилен получают и в лаборатории.

Физические свойства. Ацетилен – газ без цвета и запаха, легче воздуха, в воде мало растворяется.

Это интересно

Специфический запах ацетилена, получаемого из технического карбида кальция, обусловлен присутствием в нем примесей сероводорода и газа фосфина (PH_3) (поэтому такой ацетилен ядовит).

Химические свойства. Ацетилен, как и этилен, вступает в реакции *присоединения и окисления*.

I. Реакции присоединения. Ацетилен присоединяет водород, галогены, воду и ряд других веществ.

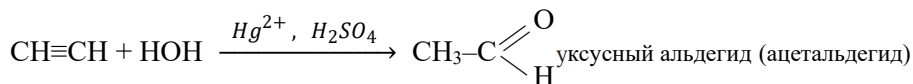
Присоединение водорода идет в две стадии – вначале образуется этилен, затем – этан:



Присоединение галогенов протекает очень легко; например, если ацетилен пропустить через желтовато-бурый раствор бромной воды, то в результате присоединения брома к ацетилену раствор обесцветится. Присоединение идет в две стадии:



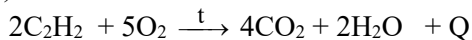
Присоединением воды к ацетилену получают *уксусный альдегид* – вещество с неприятным запахом (реакция М.Кучерова):



Окислением этого альдегида в промышленности получают уксусную кислоту.

II. Реакции окисления. Ацетилен, как и этилен, легко окисляется. При пропускании ацетилена через раствор перманганата калия раствор обесцвечивается. Обычно эту реакцию используют, чтобы отличить ацетилен от газообразных алканов.

В отличие от метана и этилена, ацетилен на воздухе горит коптящим пламенем. В кислороде ацетилен горит ослепительно ярким пламенем (выделяя большое количество тепла):

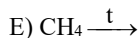
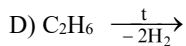
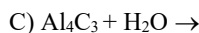
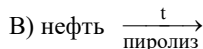
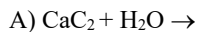


Смеси ацетилена с воздухом или кислородом взрывоопасны.

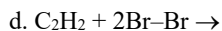
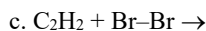
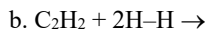
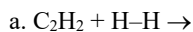
Применения. Ацетилен используется при резке и сварке металлов, в производстве уксусной кислоты, этилового спирта, синтетических каучуков, поливинилхлоридных смол, клеев, растворителей ($\text{CHCl}_2-\text{CHCl}_2$, $\text{CHCl}_2-\text{CH}_2\text{Cl}$).

Определение ацетилена. Ацетилен, как непредельный углеводород, определяют по обесцвечиванию бромной воды и раствора перманганата калия при пропускании ацетилена через эти растворы.

2. По какой схеме ацетилен получают и в промышленности, и в лаборатории?



3. Завершите схемы реакций и назовите продукт каждой реакции.



4. В каком случае ацетилен используется непосредственно?

1. получение уксусного альдегида
2. резка металлов
3. получение уксусной кислоты
4. сварка металлов

5. $\text{CH}_2 = \text{CH} - \underset{\text{CH}_3}{\text{C}} = \text{CH}_2$ Что ошибочно для алкадиена?

- A) называют изопреном
- B) гомолог дивинила
- C) мономер природного каучука
- D) гомолог этилена
- E) образует полимер состава $(\text{C}_5\text{H}_8)_n$

6. Почему гидрирование и бромирование ацетилена протекает в две стадии?

7. С помощью каких двух веществ ацетилен можно отличить от метана?

8. Вычислите массовую долю (%) углерода в ацетилене.

9. В чем отличие горения ацетилена на воздухе от горения метана? С чем это связано?

10. Вычислите относительную молекулярную массу алкина, содержащего в молекуле 10 атомов углерода.

11. Сколько м³ (н.у.) ацетилена можно получить из 80 кг технического карбида, содержащего 80% CaC_2 ? $M_r(\text{CaC}_2) = 64$.

12. Для полного гидрирования смеси этилена и ацетилена общим объемом 10 л (н.у.) было израсходовано 16 л водорода. Вычислите объем (л) этилена в исходной смеси.

43 ЦИКЛИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ – ЦИКЛОПАРАФИНЫ И АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ

– Какое минимальное число атомов углерода может содержаться в молекуле с замкнутой углеродной цепью?

Из схемы классификации органических веществ (стр.149) вам известно, что циклогексан и бензол относятся к циклическим углеводородам.

Деятельность Некоторые химические свойства бензола и циклогексана (Опыты с бензолом проводить в вытяжном шкафу!)

Обеспечение: 2 фарфоровые чашки, 4 пробирки, раствор KMnO_4 , бромная вода, спички, бензол, циклогексан.

Ход работы:

- а) В одну из пробирок, содержащую 5–6 мл бромной воды, налейте 2–3 мл бензола, а в другую, содержащую 5–6 мл разбавленного раствора KMnO_4 – столько же (2–3 мл) бензола. Обе пробирки встряхните и наблюдайте за содержимым каждой пробирки. Те же опыты проведите с циклогексаном и отметьте свои наблюдения.
- б) В одну из двух чаш налейте 2–3 мл циклогексана, в другую – столько же бензола и зажгите обе жидкости. Наблюдайте за пламенем.

Обсудите результаты.

- Изменяется ли цвет бромной воды и раствора KMnO_4 в присутствии бензола?
- А как влияет циклогексан на окраску бромной воды и раствора KMnO_4 ?
- Какое различие вы заметили при горении циклогексана и бензола?
- Горение бензола на воздухе напоминает горение метана или же ацетилена?

Циклопарафины

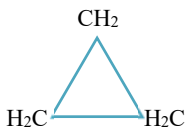
• Циклические углеводороды, в молекулах которых атомы углерода соединены между собой одинарными связями, называются **циклопарафинами**.

По Международной номенклатуре циклопарафины называют **циклоалканами**. Первый представитель циклоалканов – **циклопропан** C_3H_6 .

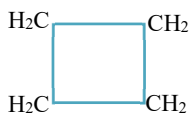
Состав циклоалканов так же, как и алкенов, выражается одной общей формулой C_nH_{2n} ($n \geq 3$), а их относительная молекулярная масса вычисляется из выражения $14n$.

Шкатулка знаний • Циклопарафины встречаются в составе нефтей, поэтому их иногда называют **нафтеновыми** углеводородами. Впервые их в составе бакинской нефти (1883) обнаружил и изучил свойства В.Марковников.

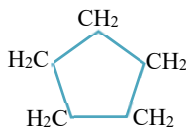
Названия циклоалканов образуются из названий алканов, с тем же числом атомов углерода, что и в цикле, с добавлением приставки “**цикло**”. Например:



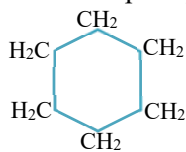
циклопропан C_3H_6



циклобутан C_4H_8

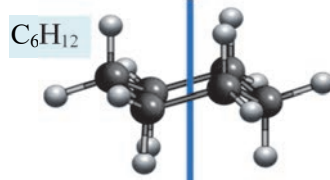
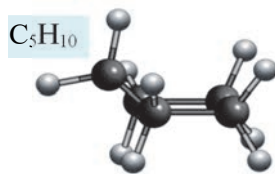


циклопентан C_5H_{10}



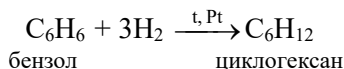
циклогексан C_6H_{12}

(а) Шаростержневые модели молекул циклопентана и циклогексана



По *физическим свойствам* циклоалканы похожи на алканы. По *химическим свойствам* циклоалканы, также, как и алканы, малоактивны.

Получение. В промышленности циклоалканы выделяют из фракций нефти. Циклогексан и его гомологи получают также гидрированием ароматических углеводов:



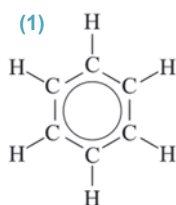
Применение. Циклогексан и метилциклогексан используют для получения бензола и толуола, а последние – в производстве красителей и лекарственных веществ. Циклопропан применяется в качестве наркоза.

Ароматические углеводороды

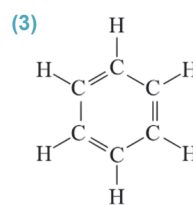
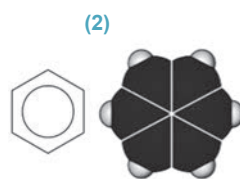
• Углеводороды, молекулы которых содержат одно или несколько бензольных колец, называются *ароматическими углеводородами* или *аренами*.

Простейшим представителем ароматических углеводородов является *бензол* C_6H_6 . В молекуле бензола 6 атомов углерода, располагаясь в одной плоскости, образуют правильный шестиугольник (**б – 1**). В молекуле атомы углерода соединены между собой одинарной σ -связью, которая в схеме указана прямыми. Кроме этого, все атомы углерода соединены между собой одной единой 6-электронной π -связью, что на схеме показано окружностью внутри шестиугольника (**б – 2**):

(b) Структурные формулы и шаровая модель молекулы бензола



или



Бензол получают из продуктов, образующихся при переработке нефти и каменного угля (из каменноугольной смолы стр.167).



Ф.А.Кекуле
(1829–1896)
Немецкий химик.

• Его исследования охватывают области органического синтеза и теоретической органической химии. Он считал углерод четырехвалентным элементом. Впервые предложил строение молекулы бензола (**б – 3**).

Шкатулка знаний • Название *ароматические соединения* им дано по той причине, что известные первые представители этого класса – содержащие бензольное ядро – имели приятный запах.

Бензол – бесцветная, летучая, легко воспламеняющаяся жидкость с характерным запахом. В воде не растворяется. При охлаждении он превращается в белую кристаллическую массу с температурой плавления $5,5^{\circ}\text{C}$. Кипит при $80,1^{\circ}\text{C}$. Бензол и его пары **ядовиты**. На воздухе горит коптящим пламенем. Не обесцвечивает бромную воду и раствор перманганата калия.

Применение. Бензол используется в производстве анилина, красителей, растворителей, средств защиты растений.

о б р а з е ц

Вычисления на основе уравнения горения циклоалкана

Для полного сжигания 2 л (н.у.) газообразного углеводорода затрачено 9 л кислорода. Определите формулу углеводорода, если при этом образовалось 6 л CO_2 .

Решение:

Поскольку объемные отношения газов в ходе реакции равны отношениям их стехиометрических коэффициентов, то уравнение реакции можно записать так:



При $x = 3$ и $y = 6$ формула углеводорода будет C_3H_6 .

Задача. Сколько литров кислорода потребуется для полного сжигания 1 л (н.у.) циклобутана?

Ключевые
слова

• циклоалканы • арены • бензол • ароматические соединения •

Применение и проверка знаний

1. Что ошибочно для циклопарафинов?

- А) состав соответствует общей формуле C_nH_{2n}
- В) встречаются в составе некоторых нефтей
- С) относительные молекулярные массы вычисляются выражением $14n$
- Д) их простейшая формула, как и у алкенов, соответствует CH_2
- Е) в их молекулах столько же $\text{C}-\text{C}$ связей, сколько в соответствующих алканах

2. Укажите выражение, не относящееся к бензолу.

- А) при охлаждении превращается в белую кристаллическую массу
- В) получают из каменноугольной смолы
- С) бесцветная жидкость
- Д) в воде не растворяется
- Е) не ядовит

3. Что верно для циклопарафина состава C_3H_6 ?

- 1. это циклопропан
- 2. атомы C расположены в одной плоскости
- 3. 1-й представитель гомологического ряда
- 4. в молекуле содержит 9 связей
- 5. изомер пропена
- 6. применяется в качестве наркотика

4. При дегидрировании циклогексана образовалось 39 г бензола. Сколько литров (н.у.) водорода при этом выделилось? $M_r(\text{C}_6\text{H}_6)=78$.

5. Вычислите массовую долю (%) углерода в бензоле и сравните ее с массовой долей углерода в метане и ацетилене. Какую связь вы замечаете между массовой долей углерода в углеводороде и особенностью его горения на воздухе?

44 ПРИБОДНЫЕ ИСТОЧНИКИ УГЛЕВОДОРОДОВ И ИХ ПЕРЕРАБОТКА

? – Почему сжигание нефти, попутных нефтяных газов и каменного угля не считается рациональным способом их использования?

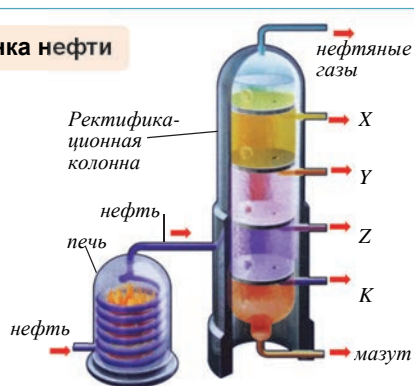
Важнейшими источниками углеводородов являются *нефть, природный газ, попутные нефтяные газы и каменный уголь*.

Нефть

Деятельность Фракционная перегонка нефти

Зная, что температуры кипения фракций нефти увеличиваются в ряду бензин–лигроин–керосин–газойль, установите соответствие между ними и фракциями X, Y, Z и K на схеме, а также ответьте на вопросы:

- Первичная переработка нефти – какое явление, физическое или химическое?
- Какая из фракций X, Y, Z и K соответствует бензиновой фракции?
- Среднее число атомов углерода в молекулах какой фракции – наибольшее?



Нефть – маслянистая горючая жидкость от бурого до черного цвета, со специфическим запахом. Она легче воды (0,73–0,97г/мл) и в ней не растворяется. Нефть (сырая) состоит из смеси жидких, твердых и газообразных углеводородов. Поэтому она кипит не при постоянной температуре, а в некотором температурном интервале.

Состав нефти. В состав нефти, добываемой из различных месторождений, входят углеводороды трех видов – алканы, циклоалканы (*нафтенy*) и ароматические углеводороды.

Шкатулка знаний • Соотношение этих трех видов углеводородов в нефти, добытой из различных месторождений, неодинаково. Например, грозненская и ферганская нефть богаты алканами, бакинская нефть – циклоалканами, а татарстанская нефть – ароматическими углеводородами.

Продукты, получаемые из нефти, и их применение

Шкатулка знаний • В настоящее время 90% добываемой нефти используется как топливо. Для получения из нефти технически ценных продуктов ее перерабатывают.

В промышленности осуществляют два типа переработки нефти – *первичную и вторичную переработку*. Первичная переработка нефти состоит в ее фракционной перегонке. Этот процесс проводят в *ректификационной колонне*. При этом выделяют – *бензиновую, лигроиновую, керосиновую и газойлевую фракции*. В остатке остается черная вязкая жидкость – *мазут*.

Природный газ. Попутные нефтяные газы

Наша республика имеет большие запасы природного газа и попутных нефтяных газов.

Природный газ в основном, состоит из метана (80–90%) и его ближайших гомологов – этана, пропана и бутана. Он используется в быту и промышленности в качестве топлива. Он также является источником сырья для химической промышленности (стр. 153).

Попутные нефтяные газы или под давлением растворены в нефти, или расположены над слоем нефти. В их составе содержание метана меньше, чем в природном газе, но содержание его гомологов (C_2-C_6) – больше. Эти газы также используются как топливо и как источники химического сырья.

Каменный уголь

Каменный уголь, являясь топливом, одновременно – источник химического сырья. Основная переработка каменного угля состоит в его *коксовании* (пиролизе), то есть в нагревании без доступа воздуха при температуре $1000-1200^\circ C$. В ходе коксования образуются следующие основные фракции – *кокс, каменноугольная смола, аммиачная вода и коксовый газ*.

Ключевые слова

• фракционная дистилляция • крекинг • коксование •

Применение и проверка знаний

- Какие углеводороды преимущественно содержатся в бакинской нефти?
А) алканы В) алкены С) арены D) алкины E) циклопарафины
- Что ошибочно для природного газа?
А) в Азербайджане имеются большие запасы
В) источник сырья для химической промышленности
С) не используется в мартеновских и доменных печах
D) используется в быту и котельнях
E) кроме метана также содержит этан, пропан и бутан
- Укажите верные высказывания. При первичной переработке нефти ...
1. протекают физические процессы
2. процесс осуществляют в ректификационной колонне
3. фракции перегоняются при различных температурах
4. в остатке остается мазут
5. выход бензина составляет $\approx 20\%$
- Укажите выражения, относящиеся к процессу крекинга.
1. осуществляют двумя способами
2. позволяет повысить выход бензина до 70–80%
3. в ходе процесса протекают реакции разложения
- С какой целью проводится вторичная переработка нефти?
- Смесь каких двух углеводородов используется в качестве эталона для определения октанового числа топлив?
- Напишите реферат об азербайджанских химиках, приведенных в шкатулке знаний.

1. Что ошибочно для метана?

- А) применяется в качестве топлива
- В) используется для получения растворителей
- С) его молекула имеет тетраэдрическое строение
- Д) содержит по массе 25% Н и 75% С
- Е) в его молекуле имеются 4 неполярные ковалентные связи

2. Что ошибочно для этилена?

- А) можно получить из этана
- В) молекула имеет неплоское строение
- С) образует полиэтилен
- Д) является непредельным углеводородом
- Е) вступает в реакцию гидратации

3. Определите формулу алкена, плотность паров по водороду которого равна 35.

- А) C_4H_8
- В) C_5H_{10}
- С) C_6H_{12}
- Д) C_3H_6
- Е) C_7H_{14}

4. Что верно для ацетилен?

- 1. молекула имеет линейное строение
- 2. с водой образует этиловый спирт
- 3. 1 моль его с 2-мя моль H_2 образует этан
- 4. можно получить из карбида кальция
- 5. на воздухе горит коптящим пламенем
- 6. можно получить из метана

5. Что ошибочно для бензола и циклопропана?

- А) молекулы имеют замкнутые углеродные цепи
- В) состав одного из них соответствует общей формуле C_nH_{2n}
- С) в молекуле одного из них присутствуют только σ -связи
- Д) пары одного из них ядовиты
- Е) оба относятся к ароматическим углеводородам

6. Определите верные высказывания.

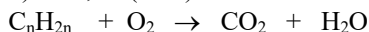
- 1. первичная переработка нефти – физический процесс
- 2. в ходе вторичной переработки нефти протекают химические процессы
- 3. при крекинге крупные молекулы распадаются на мелкие молекулы
- 4. основная цель вторичной переработки – повысить выход бензина
- 5. бензиновую фракцию образуют углеводороды состава $C_{12}-C_{18}$

7. Перепишите схемы в тетрадь и завершите их.

- 1. $CH_4 + H_2O \xrightarrow{t, \text{кат.}}$
- 2. $CH_2=CH_2 + H_2O \xrightarrow{t, P, \text{кат.}}$
- 3. $CH_2=CH_2 + [O] + H_2O \xrightarrow{KMnO_4}$
- 4. $CH=CH + HCl \xrightarrow{t, \text{кат.}}$
- 5. $CH\equiv CH + H_2O \xrightarrow{HgSO_4}$
- 6. $C_6H_6 + 3H_2 \xrightarrow{t, P, \text{кат.}}$

8. При полном сжигании алкана количеством 0,05 моль был получен углекислый газ объемом 3,36 л (н.у.). Определите формулу алкана.

9. Перепишите схему в тетрадь, уравняйте ее и под формулой каждого вещества напишите его массу, выраженную посредством числа атомов С в молекуле (n). $M_r(O_2) = 32$, $M_r(CO_2) = 44$, $M_r(H_2O) = 18$.



10. Определите молекулярную формулу алкина, если известно, что для полного гидрирования его 2,7 г было израсходовано 0,2 г водорода.

КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ И АЗОТСОДЕРЖАЩИЕ ПРОИЗВОДНЫЕ УГЛЕВОДОРОДОВ

В этой главе из кислородсодержащих производных углеводородов вы ознакомитесь со *спиртами*, *карбоновыми кислотами*, *сложными эфирами* и *углеводами*, а из азотсодержащих производных – с *аминокислотами* и *белками*.

45 ПРЕДЕЛЬНЫЕ СПИРТЫ. ЭТАНОЛ, ЭТИЛЕНГЛИКОЛЬ И ГЛИЦЕРИН



- В каком веществе растворяют йод для приготовления йодной настойки?
- Какое органическое вещество образуется при брожении фруктов?

Деятельность

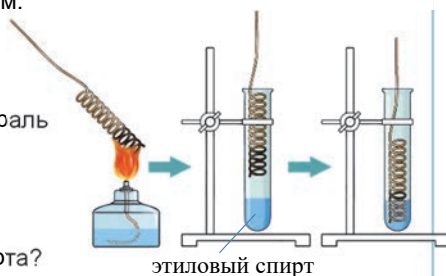
Окисление этилового спирта оксидом меди(II)

Обеспечение: медная спираль, спиртовка, спички, пробирка с этиловым спиртом, штатив.

Ход работы: Раскалите медную спираль на пламени спиртовки до тех пор, пока ее поверхность не покроется черным налетом, и в нагретом состоянии, опустите в этиловый спирт. Наблюдайте за происходящим.

Обсудите результаты:

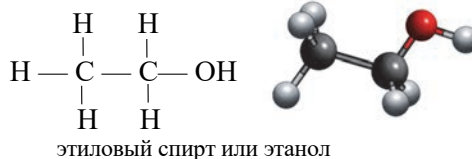
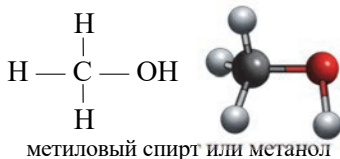
- Почему спираль при нагревании покрылась черным налетом?
- Что происходит с черным налетом, когда спираль опускают в спирт? Почему это происходит?
- Что чувствуете, когда подгоняете воздух рукой от выхода пробирки к носу?
- Какие признаки химической реакции вы наблюдали в ходе окисления этилового спирта?



• *Производные предельных углеводородов, в молекулах которых один или несколько атомов водорода замещены на гидроксильные (ОН) группы, называются предельными спиртами.*

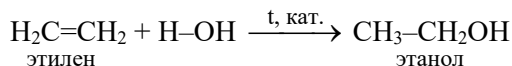
Одноатомные предельные спирты – этанол

Одноатомные предельные спирты содержат в своем составе одну ОН группу, и поэтому их состав выражают общей формулой R–ОН или $C_nH_{2n+1}OH$. Простейшими их представителями являются *метильный спирт* или *метанол* – CH_3OH и *этиловый спирт* или *этанол* – C_2H_5OH :

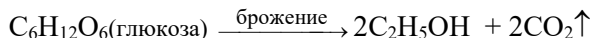


(а) Структурные формулы и шаростержневые модели молекул метилового и этилового спиртов

Получение. Этанол получают в основном гидратацией этилена в присутствии катализатора:



Этанол получают также брожением сахаристых веществ, содержащих в своем составе глюкозу или остатки глюкозы (в присутствии дрожжевых грибков):

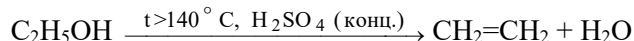


Физические свойства. Этанол (*винный спирт*) – бесцветная жидкость с (характерным) алкогольным запахом, кипящая при 78°C; легко воспламеняется. Он легче воды и с водой смешивается в любых соотношениях. Многие органические вещества хорошо растворяются в нем.

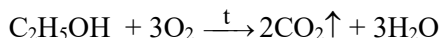
Этанол – вещество, обладающее наркотическим действием. Для того, чтобы не употребляли внутрь этиловый спирт, используемый для технических нужд, к нему добавляют плохо пахнущие и красящие вещества. Такой спирт называют *денатуратом*. Раствор спирта, содержащий 96% спирта и 4% воды, называют *медицинским спиртом*.

Метанол – **очень ядовитая**, обладающая характерным алкогольным запахом, бесцветная жидкость, кипящая при 68°C; с водой смешивается в любых соотношениях

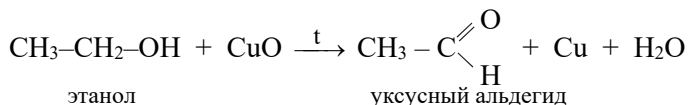
Химические свойства. При температуре выше 140°C в присутствии концентрированной серной кислоты этанол дегидратируется, образуя этилен:



Этанол на воздухе горит слабозаметным синеватым пламенем:



При слабом нагревании с оксидом меди(II) этанол окисляется в *уксусный альдегид*, обладающий неприятным запахом:



Вычисления, связанные с составом спиртов

Выразите относительную молекулярную массу спиртов $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$ посредством числа атомов углерода в молекуле (n). $A_r(\text{C})=12$, $A_r(\text{O})=16$, $A_r(\text{H})=1$.

Решение:

Учитывая значения A_r элементов и их индексов в выражении $M_r(\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH})$, выразим M_r спиртов посредством n :

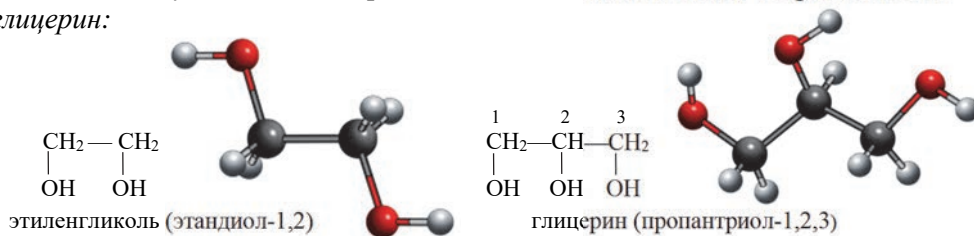
$$M_r(\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}) = 12 \cdot n + 1(2n+1) + 16+1 = 14n + 18$$

Задача. Определите формулу предельного одноатомного спирта, 0,5 моль которого имеет массу, равную 23 г.

Применение. Этиловый спирт применяется в производстве синтетического каучука, пластмасс, духов, лекарств, лаков и алкогольных напитков. Он используется для консервирования анатомических препаратов, в медицине – для дезинфекции кожи, приготовления настоев и экстрактов.

Многоатомные предельные спирты – этиленгликоль и глицерин

Предельные спирты, содержащие две и три OH группы, называются соответственно, *двухатомными* и *трехатомными спиртами*. Простейшим представителем двухатомных спиртов является *этиленгликоль*, а трехатомных – *глицерин*:



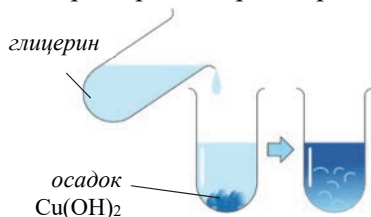
(b) Структурные формулы и шаростержневые модели молекул этиленгликоля и глицерина

Шкатулка знаний • Этиленгликоль – бесцветная, сиропообразная, сладкая на вкус и очень *ядовитая жидкость*. В воде и этаноле хорошо растворяется.

Поскольку водные растворы этиленгликоля не замерзают при температурах значительно ниже 0°C, то они зимой применяются в радиаторах автомобилей, тракторов и др. механизмов в качестве *антифриза* – *незамерзающих охлаждающих жидкостей*.

Шкатулка знаний • Глицерин – бесцветная, сиропообразная, сладкая на вкус, вязкая и гигроскопичная жидкость. С водой смешивается в любых соотношениях. Глицерин, в отличие от этиленгликоля, **не ядовит**.

Глицерин применяется для получения нитроглицерина (тринитрата глицерина) и динамита. Он используется также в парфюмерии и медицине (в виде мазей) для придания мягкости коже, в кожевенном производстве – для предохранения кож от высыхания, а также в производстве мыла. 1%-ный спиртовой раствор нитроглицерина применяют в качестве сосудорасширяющего средства при сердечно-сосудистых заболеваниях.



(c) Образование ярко-синего раствора

Определение. Определение глицерина и этиленгликоля как многоатомных спиртов основывается на их способности образовывать растворы ярко-синего цвета при взаимодействии со свежеполученным осадком гидроксида меди(II) (с). *Одноатомные предельные спирты с гидроксидом меди(II) не реагируют.*

**Ключевые
слова**

• этанол • метанол • дегидратация и окисление этанола •
этиленгликоль • глицерин •

Применение и проверка знаний

1. Укажите ошибочное высказывание.

- A) метанол и этанол с водой смешиваются в любых соотношениях
- B) этанол – гомолог метанола
- C) метанол очень ядовит
- D) по запаху метанол резко отличается от этанола
- E) этанол кипит при более высокой температуре, чем метанол

2. С помощью какого вещества многоатомные спирты отличают от одноатомных?

- A) $\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$
- B) $\text{HOCH}_2\underset{\text{OH}}{\text{C}}\text{HCH}_2\text{OH}$
- C) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
- D) CH_3OH
- E) $\text{Cu}(\text{OH})_2$

3. Укажите схемы получения этилового спирта.

- 1. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{глюкоза}) \xrightarrow{\text{брожение}}$
- 2. $\text{CH}_4 + \text{HOH} \xrightarrow{\text{t, кат.}}$
- 3. $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{HOH} \xrightarrow{\text{t, кат.}}$
- 4. $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{HOH} \xrightarrow{\text{t, кат.}}$

4. Завершите схемы реакций.

- 1. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \xrightarrow{\text{t}>140^\circ\text{C}, \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.})}$
- 2. $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{t}}$
- 3. $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{t}}$
- 4. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{CuO} \xrightarrow{\text{t}}$

5. Составьте уравнения горения этиленгликоля и глицерина.

6. Могут ли между молекулами этанола возникнуть водородные связи? Ответ обоснуйте.

7. Почему этиленгликоль кипит при более высокой температуре, чем этанол?

8. Перечислите области применения глицерина.

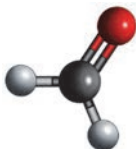
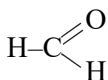
9. Относительная молекулярная масса одноатомного предельного спирта равна 88. Определите массовые отношения элементов ($m_{\text{C}}:m_{\text{H}}:m_{\text{O}}$) в этом спирте.

10. Сколько килограммов этилового спирта можно получить при брожении фруктов массой 0,5 т, содержащих в своем составе 54% глюкозы? $M_r(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180$, $M_r(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 46$.

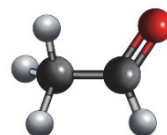
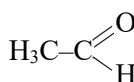
46 ПРЕДЕЛЬНЫЕ АЛЬДЕГИДЫ. УКСУСНЫЙ АЛЬДЕГИД

– Какое вещество применяется для сохранения анатомических препаратов?

• Производные предельных углеводородов, в молекулах которых углеводородный радикал связан с альдегидной группой ($\text{C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{smallmatrix}$), называются **предельными альдегидами**. Например:



муравьиный альдегид (формальдегид)

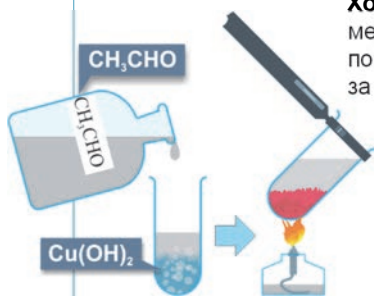


уксусный альдегид (ацетальдегид)

Деятельность

Окисление альдегидов гидроксидом меди(II)

Обеспечение: штатив, пробирка, спиртовка, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, пробиркодержатель, ацетальдегид.



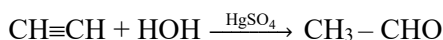
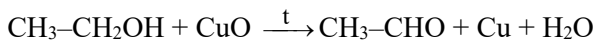
Ход работы: В пробирку со свежеосажденным гидроксидом меди(II) налейте столько ацетальдегида, чтобы осадок покрылся жидкостью, затем нагрейте пробирку и наблюдайте за происходящими изменениями.

Обсудите результаты:

- Что происходит при нагревании содержимого пробирки?
- Окисление ацетальдегида протекает в одну или в две стадии? Почему вы так думаете?
- В какую функциональную группу окисляется альдегидная группа?
- Перечислите внешние признаки реакции.

Общая формула альдегидов: $\text{R}-\text{CHO}$; только в муравьином альдегиде альдегидная группа связана с атомом H : $\text{H}-\text{CHO}$. Группа $>\text{C}=\text{O}$ называется *карбонильной группой*.

Получение. Ацетальдегид получают окислением этилового спирта оксидом меди(II), по реакции Кучерова – гидратацией ацетилена и др. способами:



Физические свойства. Ацетальдегид – бесцветная, летучая ($t_{\text{кип.}} = 21^\circ\text{C}$), ядовитая жидкость с резким запахом.

Шкатулка знаний • **Формальдегид** – ядовитый газ. Его 40%-ный водный раствор называют **формалином**.

Применение. Из уксусного альдегида получают уксусную кислоту, пластмасы и лекарственные препараты.

Формальдегид используется в производстве различных смол, красителей, лекарственных препаратов. Он применяется для дубления кож, консервирования анатомических препаратов, дезинфекции хирургических инструментов, а также при протравливании семян перед посевом.

Определение. Определение альдегидов основывается на их окислении по реакции “серебряного зеркала” и свежесозажденным гидроксидом меди(II).

Ключевые слова

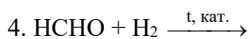
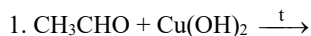
• альдегидная и карбонильная группы • качественные реакции альдегидов • реакция “серебряного зеркала”

Применение и проверка знаний

1. Какие соединения можно распознать гидроксидом меди(II)?

- A) метаналь, ацетилен, бензол
- B) глицерин, ацетилен, этанол
- C) глицерин, этаналь, этиленгликоль
- D) этанол, глицерин, метаналь
- E) метаналь, этаналь, пропанол

2. Завершите схемы и определите реакции восстановления альдегидов.



3. Что верно для определения уксусного альдегида гидроксидом меди(II)?

- 1. образуется красный осадок
- 2. образуется металлическая медь
- 3. протекает реакция присоединения
- 4. протекает реакция окисления
- 5. образуется карбоновая кислота

4. Почему уксусный альдегид вступает в реакцию присоединения?

5. Перечислите области применения муравьиного и уксусного альдегида.

6. Сколько граммов уксусного альдегида можно получить из 78 г ацетилена по реакции Кучерова? $M_r(\text{C}_2\text{H}_2) = 26$, $M_r(\text{CH}_3\text{CHO}) = 44$.

7. Сколько граммов уксусной кислоты можно получить окислением 66 г уксусного альдегида? Выход кислоты составляет 90%. $M_r(\text{CH}_3\text{CHO}) = 44$, $M_r(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60$.

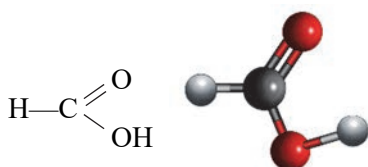
47 КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ. УКСУСНАЯ КИСЛОТА И ВЫСШИЕ КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ

- ? – Какое вещество используют в быту для удаления накипи?
– Какое вещество применяется как приправа к пище и как консервант?

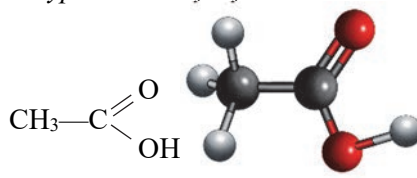
• Органические соединения, в молекулах которых углеводородный радикал связан с одной или несколькими карбоксильными ($-\text{COOH}$) группами, называются **карбоновыми кислотами**.

Предельные одноосновные карбоновые кислоты – уксусная кислота

Простейшим представителем предельных одноосновных (содержащих одну $-\text{COOH}$ группу) карбоновых кислот являются *муравьиная* и *уксусная кислоты*:



муравьиная (метановая) кислота



уксусная (этановая) кислота

(а) Структурные формулы и шаростержневые модели муравьиной и уксусной кислот

Деятельность Химические свойства уксусной кислоты

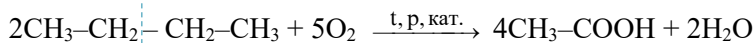
Обеспечение: 5 пробирок, раствор лакмуса, магниевая лента, гранулы цинка, фенолфталеин, раствор NaOH, порошок мела, уксусная кислота, спиртовка.

Ход работы: Налейте по 1–2 мл уксусной кислоты в 5 пробирок, 1-я из которых содержит раствор лакмуса, 2-я – магниевую ленту, 3-я – 1–2 гранулы цинка, 4-я – раствор NaOH, содержащий 1–2 капли раствора фенолфталеина, и 5-я – порошок мела. (Если гранулы цинка не реагируют с кислотой, можно слегка нагреть). Наблюдайте за всеми происходящими изменениями.

Обсудите результаты:

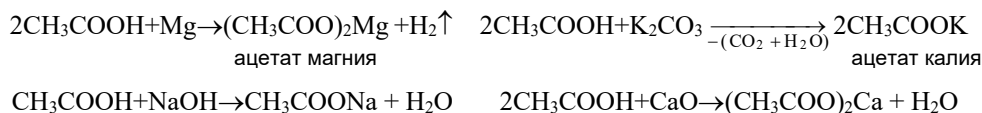
- В какой цвет окрашивается лакмус в 1-й пробирке? А почему не в красный цвет?
- О чем свидетельствует изменение цвета фенолфталеина в растворе NaOH при добавлении кислоты?
- Как объясните разницу во взаимодействии Mg и Zn с уксусной кислотой?
- Какие признаки реакции вы наблюдали при взаимодействии мела с кислотой?
- Какой атом водорода уксусной кислоты участвует в этих реакциях? Почему?
- Какие из последних четырех реакций являются необратимыми? Почему?

Получение. В промышленности окислением бутана кислородом воздуха в присутствии катализатора получают уксусную кислоту:



Физические свойства. Уксусная (этановая) кислота – при обычной температуре бесцветная жидкость с резким характерным запахом. С водой смешивается в любых соотношениях; ее 3–9%-ный водный раствор называют *столовым уксусом*, а 70–80%-ный раствор – *уксусной эссенцией*.

Химические свойства. Уксусная кислота обладает *общими свойствами* минеральных кислот: в воде частично диссоциирует; с активными металлами, щелочами, основными оксидами и с солями более слабых кислот вступает в реакции:

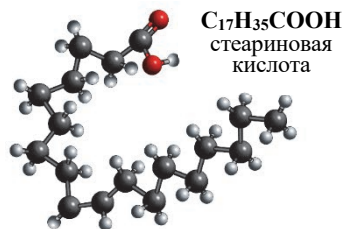
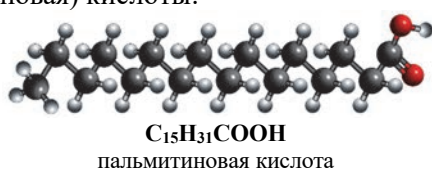


Применение. Уксусная кислота применяется в производстве пластмасс, различных красителей, лекарственных препаратов, ацетатного волокна, негорючей киноплёнки и др. Она применяется также при консервировании овощей и как столовый уксус.

Определение. Уксусную кислоту можно отличить по ее характерному запаху.

Высшие (C₁₀–C₂₁) карбоновые кислоты – пальмитиновая, стеариновая и олеиновая

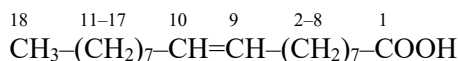
Важнейшими представителями *предельных* одноосновных высших карбоновых кислот являются пальмитиновая (гексадекановая) и стеариновая (октадекановая) кислоты:



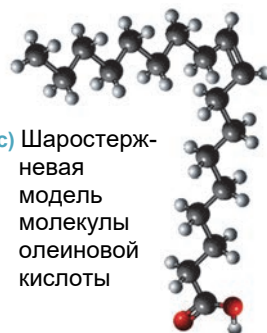
(b) Шаростержневые модели молекул пальмитиновой и стеариновой кислот

Они в виде *глицеридов* – сложных эфиров глицерина – входят в состав растительных и животных жиров. Пальмитиновая и стеариновая кислоты – твердые вещества белого цвета, не растворяющиеся в воде. Их смесь, называемая стеарином, используют в изготовлении стеариновых свечей. Натриевые соли пальмитиновой и стеариновой кислот являются основной составной частью *твердого мыла*, а калиевые соли – *жидкого мыла*.

Из *непредельных* карбоновых кислот, содержащих в углеводородном радикале одну C=C связь, большое практическое значение имеет *олеиновая кислота* C₁₇H₃₃COOH:



Олеиновая кислота – жидкость без запаха и вкуса. В больших количествах содержится в оливковом, подсолнечном, кукурузном, миндальном маслах.



Вычисления, связанные с составом карбоновых кислот

Выразите относительную молекулярную массу предельных карбоновых кислот $C_nH_{2n+1}COOH$ посредством числа атомов углерода (n) в алкильном радикале.
 $A_r(C)=12, A_r(O)=16, A_r(H)=1$.

Решение:

Учитывая значения A_r элементов и их индексов в выражении $M_r(C_nH_{2n+1}COOH)$, выразим M_r карбоновых кислот посредством n :

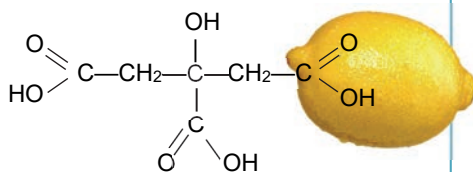
$$M_r(C_nH_{2n+1}COOH) = 12 \cdot n + 1 \cdot (2n+1) + 12 + 16 \cdot 2 + 1 = 14n + 46$$

Задача. Масса 0,05 моль натриевой соли предельной одноосновной карбоновой кислоты равна 4,1 г. Определите формулу кислоты. $A_r(Na)=23$.

Шкатулка знаний • Лимонная кислота

проявляет свойство трехосновной карбоновой кислоты. Содержится, в основном, в лимоне и других citrusовых растениях.

Применяется в пищевой промышленности при приготовлении освежающих напитков и карамельных изделий, а также в фармацевтике.



Ключевые слова

• уксусная кислота • пальмитиновая, стеариновая и олеиновая кислоты •

Применение и проверка знаний

- Укажите относительную молекулярную массу предельной одноосновной карбоновой кислоты, в углеводородном радикале которой содержится 2 атома углерода.
 A) 46 B) 30 C) 60 D) 74 E) 58
- Какие выражения соответствуют уксусной кислоте?

1. соли называют формиатами	2. хорошо растворяется в воде
3. соли называют ацетатами	4. применяется как приправа к пище
5. не 1-й представитель гомологического ряда	6. слабый электролит
- В какой реакции выделяется газ?

1. $CH_3COOH + Ca \rightarrow$	2. $CH_3COOH + MgO \rightarrow$
3. $CH_3COOH + Na_2CO_3 \rightarrow$	4. $CH_3COOH + KOH \rightarrow$
- Укажите формулы пальмитиновой, стеариновой и олеиновой кислот, соответственно.

1. $C_{17}H_{33}COOH$	2. $C_{15}H_{31}COOH$	3. $C_{17}H_{35}COOH$
-----------------------	-----------------------	-----------------------
- Завершите схемы реакций.

a. ... + ... $\rightarrow CH_3COONa + H_2O$	b. $CH_3COOH + NH_3 \rightarrow$...
c. ... + $NaHCO_3 \rightarrow CH_3COONa + H_2O +$...	
- Сколько килограммов уксусной кислоты можно получить каталитическим окислением бутана объемом $89,6 м^3$ (н.у.). Выход кислоты составляет 50%. $M_r(CH_3COOH)=60$.
- В составе предельной одноосновной карбоновой кислоты массой 6 г содержится 3,2 г кислорода. Определите формулу кислоты. $A_r(H)=1, A_r(C)=12, A_r(O)=16$.
- В магниевой соли предельной одноосновной карбоновой кислоты массой 8,5 г содержится 1,2 г магния. Определите формулу кислоты. $A_r(Mg)=24$.

48 СЛОЖНЫЕ ЭФИРЫ. ЖИРЫ. МЫЛО И ДРУГИЕ МОЮЩИЕ СРЕДСТВА



- Верблюд может в течение полутора месяцев обходиться без воды. С чем это может быть связано?
- Какие вещества во фруктах, духах и одеколоне обуславливают их приятный запах?

Деятельность

Осаждение мыла в жесткой воде и гидролиз жира в щелочной среде

Обеспечение: 3 пробирки, мыло, вода, NaOH, фенолфталеин, растворимые соли кальция и магния, фарфоровая чаша, спиртовка, NaCl, стеклянная палочка.

Ход работы:

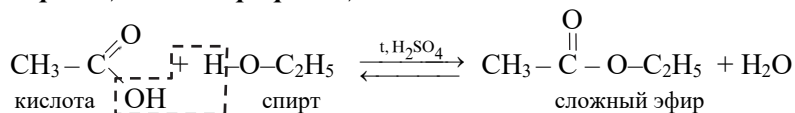
- в двух пробирках приготовьте мыльные растворы, в одну из которых добавьте 1–2 капли раствора фенолфталеина. Мыльный раствор второй пробирки по каплям добавьте в третью пробирку, содержащую воду (4–5 мл) с растворенными в ней солями кальция и магния. В обоих опытах наблюдайте за происходящим.
- в фарфоровую чашку с 1–2 г сливочного масла прилейте 7–10 мл раствора щелочи и в течение 15–20 минут смесь прокипятите. Периодически перемешивайте смесь, добавляя новые порции воды взамен испарившейся. После полного завершения омыления в чашу добавьте раствор NaCl и в течение 1–2 минут смесь прокипятите. Наблюдайте за происходящими изменениями.

Обсудите результаты:

- В какой цвет окрашивается фенолфталеин в растворе мыла? Почему?
- Что происходит при добавлении раствора мыла в жесткую воду, т.е. в раствор, содержащий ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} ? Почему?
- Какое вещество собирается на поверхности воды в конце опыта **b**?
- Почему гидролиз жиров в щелочной среде называют омылением?

Сложные эфиры

• Органические соединения, образующиеся в результате взаимодействия карбоновых кислот со спиртами, называются **сложными эфирами**, а сами реакции – **реакциями этерификации**:



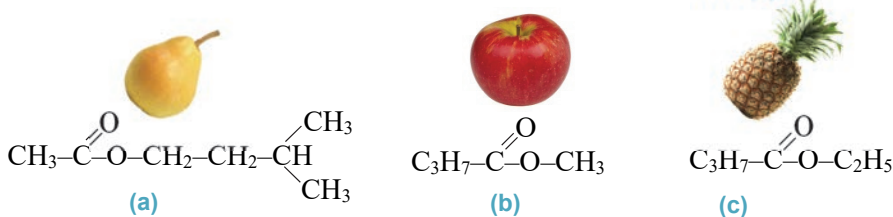
Реакция этерификации – обратимая реакция и протекает в присутствии концентрированной серной кислоты.

Общую формулу сложных эфиров можно представить так: $\text{R}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array} - \text{R}'$

Сложные эфиры одноосновных карбоновых кислот с небольшой молекулярной массой – малорастворимые в воде летучие жидкости, легче воды. Многие из сложных эфиров имеют приятный фруктовый запах. Они содержатся в цветах, фруктах, плодах и ягодах. Специфический аромат этих растений обусловлен присутствием в их составах сложных эфиров (**a**, **b**, **c**).

Это интересно

Изоамиловый эфир уксусной кислоты имеет запах груш (а), **метилловый эфир** бутановой кислоты – запах яблока (б), а **этиловый эфир** бутановой кислоты – запах ананаса (с):

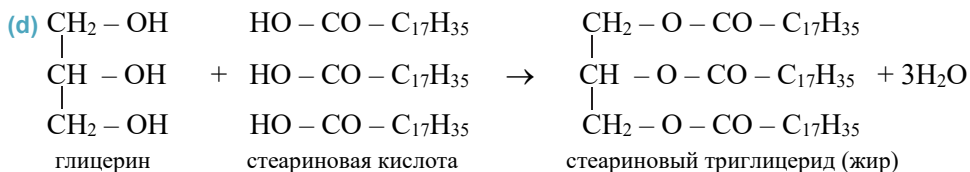


Сложные эфиры используются в качестве растворителя эфиров целлюлозы. Сложные эфиры в виде фруктовых эссенций, наряду с другими душистыми веществами, применяются в производстве фруктовых соков, освежающих напитков, карамельных изделий, а также в изготовлении духов и одеколонов.

Жиры

• **Жиры** – сложные эфиры глицерина и одноосновных (главным образом высших) карбоновых кислот. Их общее название – триглицериды.

В состав жиров входят, главным образом, остатки пальмитиновой, стеариновой и олеиновой кислот. Впервые триглицерид стеариновой кислоты (д) был синтезирован М.Бертло в 1854 г:



Как правило, твердые жиры образованы предельными высшими кислотами, жидкие жиры (масла) – непредельными высшими кислотами. При гидрировании С=С связей, содержащихся в жидких жирах, они превращаются в твердые жиры. Эта реакция лежит в основе промышленного получения маргарина.

Жиры животного происхождения (говяжий, бараний жир) обычно бывают твердыми, большинство растительных жиров (подсолнечное, кукурузное, оливковое масло) – жидкие жиры.

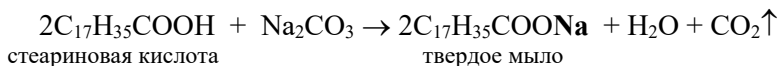
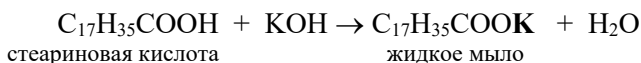
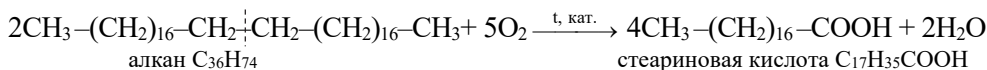
В технике гидролиз жиров (реакция, обратная реакции (д), широко используется для получения глицерина, карбоновых кислот, мыл, стеарина. Являясь составной частью пищи, жиры играют большую роль в жизни животных и человека. Они являются одним из основных источников энергии в организме.

Мыла и другие моющие средства

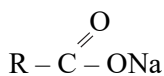
• Натриевые и калиевые соли высших карбоновых кислот называются **мылами**. Натриевые соли образуют твердые мыла, а калиевые соли – жидкие мыла.

Раньше мыла получали гидролизом растительных и животных жиров в присутствии щелочи или соды. Поэтому гидролиз жиров в присутствии щелочи называют *омылением*.

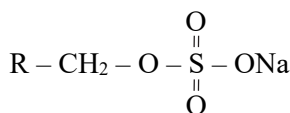
В настоящее время карбоновые кислоты, используемые в производстве мыл, получают окислением парафинов (алканов) нефти:



В быту и на производстве вместо мыла используют *синтетические моющие средства*, например, *стиральные порошки*. Преимущество синтетических моющих средств состоит в том, что они, в отличие от обычных мыл, не теряют моющие свойства в жесткой воде. В общем виде формулы мыл и синтетических моющих средств можно представить следующим образом:



мыло



синтетическое моющее средство

Ключевые
слова

• реакция этерификации • омыление • сложные эфиры • триглицериды • мыла • синтетические моющие средства •

Применение и проверка знаний

1. Что ошибочно для реакции образования сложных эфиров?

- называют реакцией этерификации
- обычно протекает в присутствии катализатора
- является обратимым процессом
- протекает с образованием слабого электролита
- протекает с образованием сильного электролита

2. Укажите верные высказывания. Жиры ...

- относятся к сложным эфирам
- образуются из глицерина и высших карбоновых кислот
- при окислении в организме выделяют энергию
- бывают твердыми и жидкими

3. Определите верные высказывания. Жидкие жиры ...

- содержат, в основном, остатки непредельных карбоновых кислот
- содержат, в основном, остатки предельных карбоновых кислот
- в основном имеют растительное происхождение
- при гидрировании превращаются в маргарин

4. Укажите верные высказывания. Мыла ...

- натриевые и калиевые соли, в основном, пальмитиновой и стеариновой кислот
- образуются по схеме $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow$
- образуются по схеме $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH} + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
- как и синтетические моющие средства, не теряют моющие свойства в жесткой воде

5. Составьте уравнение реакции взаимодействия олеиновой кислотой с глицерином.

49 Углеводы



– Что объединяет муку, древесные опилки, сахар, картофель, яблоко, виноград?



Деятельность

Реакция крахмала с йодом

Обеспечение: стакан, пробирка, стеклянная палочка, крахмал, йодная настойка.

Ход работы: Добавьте 2 г крахмала в кипящую воду объемом 20 мл и перемешайте эту суспензию до образования прозрачного раствора. После охлаждения к 2–3 мл этого раствора добавьте 2–3 капли разбавленного раствора йодной настойки. Спустя некоторое время нагрейте эту смесь. В обоих опытах следите за происходящим.

Обсудите результаты:

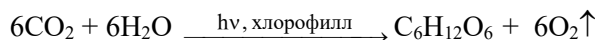
- Что наблюдается при добавлении раствора йода к крахмалу?
- Для определения каких веществ можно использовать эту реакцию?
- Что происходит при нагревании смеси? Как можно объяснить это явление?

• **Углеводы** – органические соединения с общей формулой $C_n(H_2O)_m$ (n и $m \geq 4$).

Углеводы подразделяются на *моносахариды*, *дисахариды* и *полисахариды*. *Моносахариды* – углеводы, неподлежащие гидролизу. К ним относятся *глюкоза*, *фруктоза* и др. *Дисахариды* – углеводы, при гидролизе которых из одной молекулы образуются две молекулы моносахарида. К дисахаридам относятся *сахароза*, *мальтоза* и др. *Полисахариды* – углеводы, при гидролизе которых из одной молекулы образуется много молекул моносахаридов. Полисахаридами являются *крахмал*, *целлюлоза* и др.

Моносахариды – глюкоза и фруктоза

Глюкоза в больших количествах содержится в виноградном соке (поэтому ее называют *виноградным сахаром*), меде, спелых фруктах и ягодах. В организме человека глюкоза содержится в мышцах и в крови (до 0,1%). В растениях глюкоза образуется в ходе процесса фотосинтеза:



Фруктоза ($C_6H_{12}O_6$) содержится в составе многих фруктов, поэтому ее называют *фруктовым сахаром*. Фруктоза – важнейшая составная часть меда (50%). Она слаще глюкозы и это объясняет то, почему мед настолько сладкий.

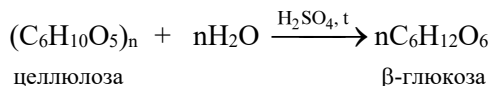
Поскольку молекулярные формулы глюкозы и фруктозы одинаковы, то они являются изомерами друг друга.

Глюкоза используется в медицине для консервирования крови и укрепления ослабленного организма. Она применяется в карамельной промышленности (в производстве карамели, мармелада, помадки и др.), в текстильной промышленности при нанесении узоров на ткани, в синтезе витамина С (аскорбиновой кислоты). В технике брожением глюкозы получают этиловый спирт.

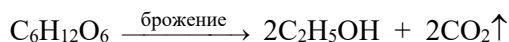
Шкатулка знаний • Выражение “углевод” означает “гидратированный углерод”.

Целлюлоза, как и крахмал, природный полимер состава $(C_6H_{10}O_5)_n$. Целлюлозу получают из хлопка, древесины и др.

Целлюлоза – белое, твердое вещество, в воде и в обычных органических растворителях (спирт, ацетон) не растворяется. Как и крахмал, целлюлоза при нагревании в разбавленных кислотах подвергается гидролизу: при этом образуется β -глюкоза*:



Целлюлоза, состоящая из линейных макромолекул, в виде льна и хлопка используется в производстве тканей. Большое ее количество расходуется в производстве бумаги и этилового спирта. Этиловый спирт получают путем брожения глюкозы, образующейся при гидролизе целлюлозы:



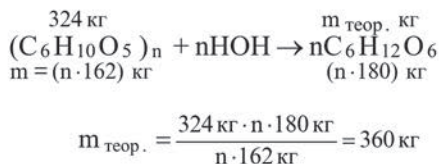
Этиловый спирт, полученный таким путем, называют *гидролизным спиртом*. Химическим превращением целлюлозы получают *вискозный и ацетатный шелка*, пластмассы, негорючие кино- и фотоматериалы, а также бездымный порох.

Вычисления, связанные с гидролизом крахмала и брожением глюкозы

Сколько кг глюкозы можно получить гидролизом 324 кг крахмала. Выход глюкозы составляет 80%. $M_r(C_6H_{12}O_6) = 180$, $M_r(C_6H_{10}O_5) = n \cdot 162$.

Решение:

Вначале вычислим теоретически ожидаемую (без потери) массу глюкозы, которую можно получить гидролизом 324 кг крахмала:



Так как выход (η) глюкозы составляет 80% (или 0,8), то масса глюкозы, полученная на самом деле ($m_{\text{прак.}}$), будет равна:

$$m_{\text{прак.}}(\text{глюк.}) = m_{\text{теор.}}(\text{глюк.}) \cdot \eta(\text{глюк.}) = 360 \text{ кг} \cdot 0,8 = 288 \text{ кг.}$$

Задача. Брожением глюкозы получено 9,2 г этилового спирта. Вычислите объем (н.у.) углекислого газа, образовавшегося в ходе брожения. $M_r(C_2H_5OH)=46$.

Ключевые слова

•фотосинтез • гидролиз • моносахарид • дисахарид • полисахарид • брожение в спирт •

Применение и проверка знаний

1. Что ошибочно для углеводов?

- A) состав большинства соответствует формуле $C_n(H_2O)_m$
- B) образование их в природе связано с процессом фотосинтеза
- C) все подвергаются гидролизу
- D) подразделяются на моносахариды, дисахариды и полисахариды
- E) выражение “углевод” означает “гидратированный углерод”

2. Укажите высказывание, ошибочное относительно глюкозы.

- A) имеет сладкий вкус
- B) присутствует в крови человека
- C) называют виноградным сахаром
- D) не растворяется в воде
- E) применяется при консервировании крови

3. Какое выражение не относится к целлюлозе?

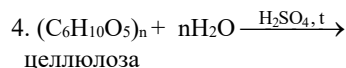
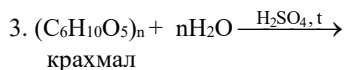
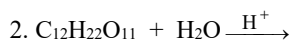
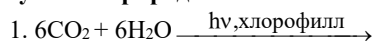
- A) состав ее выражают той же формулой, что и состав крахмала
- B) при нагревании в разбавленных кислотах гидролизуеться
- C) используется для получения вязкого и ацетатного шелка
- D) не является продуктом питания для человека
- E) при гидролизе образует фруктозу

4. Укажите верные высказывания. Крахмал ...

1. растворяется в холодной воде
2. в горячей воде образует крахмальный клейстер
3. распознают йодом
4. не является продуктом питания
5. при гидролизе образует глюкозу

A) 1,2,3,4,5 B) 2,3,4,5 C) только 2 D) 1,2,3,4 E) 2,3,5

5. По каким схемам глюкозу получают в промышленности, и по какой схеме она образуется в природе?



в промышленности —

в природе —

6. Укажите углеводы, состав которых соответствует формуле $(C_6H_{12}O_6)_n$.

1. глюкоза
2. фруктоза
3. сахароза

7. Равна ли относительная молекулярная масса сахарозы сумме относительных молекулярных масс глюкозы и фруктозы? Ответ обоснуйте.

8. Брожением глюкозы получено 18,4 г этилового спирта. Сколько граммов глюкозы подверглось брожению, если выход реакции составляет 80%. $M_r(C_2H_5OH) = 46$. $M_r(C_6H_{12}O_6) = 180$.

9. Вычислите общую массу (кг) глюкозы и фруктозы, образовавшихся при гидролизе 17,1 кг сахарозы. $M_r(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342$, $M_r(C_6H_{12}O_6) = 180$.



– Что объединяет мясо, яйца, молоко, перья?

Деятельность

Некоторые характерные реакции белков

Обеспечение: 2 пробирки, спиртовка, растворы NaOH и медного купороса, вода, раствор белка.

Ход работы:

а) в пробирке к раствору белка объемом 2–3 мл налейте столько же раствора щелочи и затем по каплям 1–2 мл раствора медного купороса. Наблюдайте за происходящим.

б) раствор яичного белка в воде объемом 4–5 мл нагревайте до тех пор, пока раствор не начнет кипеть, и следите за происходящим. После охлаждения разбавьте раствор таким же количеством воды.

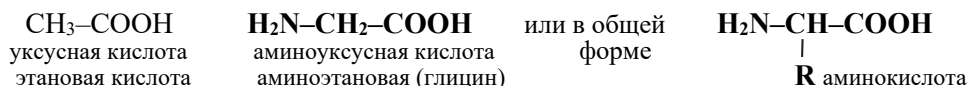
Обсудите результаты:

- Что происходит при добавлении раствора медного купороса к раствору белка **а**?
- Что наблюдается при кипячении раствора белка **б**? Как называется этот процесс?
- Почему при разбавлении кипяченого раствора белка осадок не растворяется?

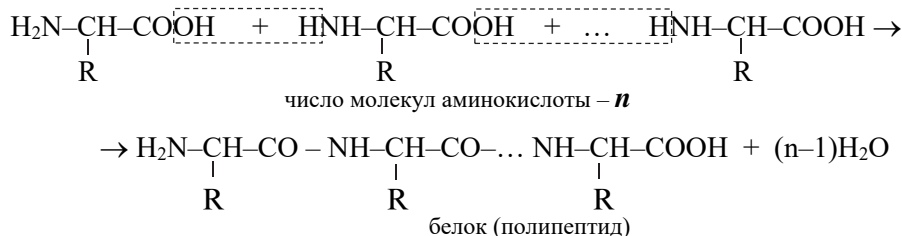
• **Белки (полипептиды)** – органические вещества, образованные из остатков аминокислот.

• **Аминокислоты** – органические соединения, молекулы которых содержат аминную ($-NH_2$) и карбоксильную ($-COOH$) группы.

Аминокислоту можно рассматривать как производное карбоновой кислоты, в углеводородном радикале которого атом Н замещен на $-NH_2$ группу, например:



Аминокислоты посредством своих функциональных групп – основной ($-NH_2$) и кислотной ($-COOH$) взаимодействуют между собой, образуя полимеры – белки:



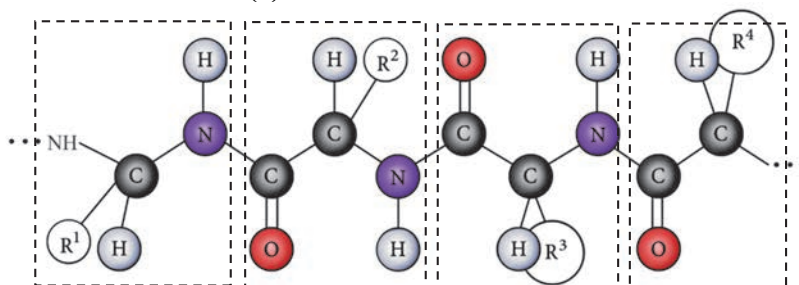
Группу атомов $\begin{array}{c} O \quad H \\ || \quad | \\ -C-N- \end{array}$, образующуюся в ходе реакции, называют *пептидной* или *амидной* группой, а связь C–N – *пептидной* (*амидной*) связью. В молекуле полимера эта связь многократно повторяется, поэтому полимер называют *полипептидом*.

• Реакции образования высокомолекулярного вещества из низкомолекулярного, сопровождающиеся выделением в качестве побочного продукта, например воды, называются **реакциями поликонденсации**.

Строение и свойства белков

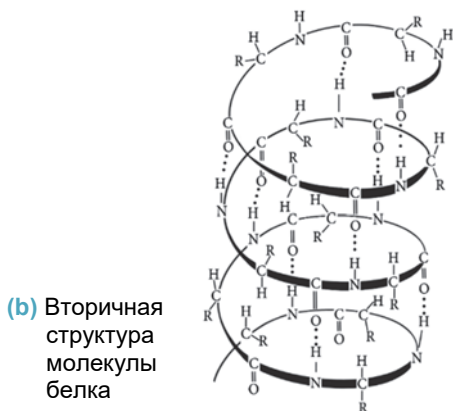
Белки имеют сложное строение. В настоящее время различают *первичную, вторичную, третичную и четвертичную структуры* белковой молекулы.

• Последовательность аминокислотных остатков в полипептидной цепи называется **первичной структурой белка**. Например, первичная структура белка, изображенного внизу, определяется $R_1-R_2-R_3-R_4...$ последовательностью аминокислотных остатков (**a**).

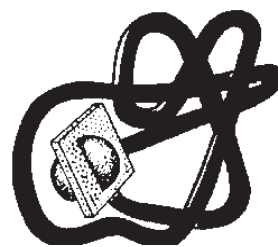


(a) Первичная структура белка (полипептидная цепь)

• **Вторичная структура белка** – пространственная форма полипептидной цепи в отдельных ее участках. В большинстве природных белков полипептидная цепь имеет спиралеобразную форму (**b**). Такую форму вторичной структуры белка называют **α -спиралью**.



(b) Вторичная структура молекулы белка



(c) Третичная структура одной полипептидной цепи гемоглобина

• **Третичная структура белка** – форма, которую спираль приобретает в пространстве. В простейшем случае третичную структуру белка можно представить в виде клубка, в который свернулась спираль, например, как в случае одной полипептидной цепи гемоглобина (**c**).



А.Я.Данилевский
(1838–1923)
Русский биохимик

- Проводил исследования в области химии белков и ферментов. Выдвинул теорию строения молекулы белка (1888).

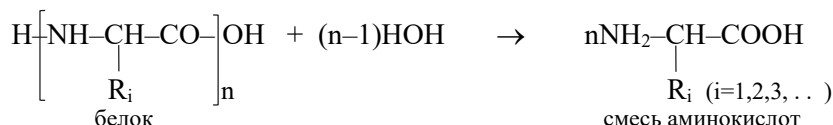


Э.Фишер
(1852–1919)
Немецкий химик-органик и биохимик

- Лауреат Нобелевской премии (1902). Исследования посвящены химии углеводов и белков. Синтезировал ряд физиологически активных веществ.

Характерные химические свойства белков определяются их способностью подвергаться *гидролизу*, *денатурации* и вступать в *цветные реакции*.

Гидролизом белков получено примерно 20 разных аминокислот:



Гидролиз белков лежит в основе процесса пищеварения.

• **Денатурация** – разрушение вторичной и третичной структуры белка.

При варке яиц, приготовлении пищи, свертывании крови или скисании молока и др. мы имеем дело с явлением денатурации белков.

Определение белков. Определение белков основывается на их способности вступать в *цветные реакции* и на появлении *запаха жженных перьев* при их сильном нагревании или горении. Например, при действии на белок в щелочной среде водным раствором сульфата меди(II), раствор окрашивается в красно-фиолетовый цвет (**d**).

(d) Определение пептидной связи белков (биуретовая реакция)

Эта реакция (называется *биуретовой реакцией*) доказывает наличие пептидных связей в исследуемом веществе.

Значения белков

Белки регулируют характерные признаки и функции живого организма – рост, движение, деятельность органов чувств, явления иммунитета и др. Недостаток белков в пище может быть причиной серьезных заболеваний.

В промышленности белки применяются в виде природных волокон (шелк, шерсть), кожи, пластмасс и клеев.

В настоящее время многие белковые вещества – *гормоны, ферменты, антибиотики* – получают биотехнологическими методами с помощью микроорганизмов.

Ключевые слова

• пептидная связь • полипептид • первичная, вторичная и третичная структуры • денатурация •

Применение и проверка знаний

1. Укажите ошибочное высказывание. Белки ...

А) образованы, в основном, 20-ю разными аминокислотными остатками

В) изображают формулой
$$\left[\begin{array}{c} \text{H} \qquad \text{O} \\ | \qquad \parallel \\ \text{--N--CH--C--} \\ | \\ \text{R} \end{array} \right]_n$$

С) образуются по реакции поликонденсации

Д) содержат пептидную группу

Е) в природе образуются в ходе фотосинтеза

2. Определите характерные химические свойства белков.

1. вступают в цветные реакции

2. денатурация

3. гидролиз

3. По какой реакции образуются белки из аминокислот?

4. Какие функциональные группы аминокислот участвуют в образовании белков?

5. Назовите аминокислоту состава $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{--COOH}$.

1. аминуксусная кислота

2. аминотановая кислота

3. глицин

6. Укажите ошибочное высказывание относительно аминокислот.

А) содержат две функциональные группы

В) полимеризацией образуют белки

С) получают гидролизом белков

Д) вступают в реакции поликонденсации

Е) являются производными карбоновых кислот

7. Какая реакция называется реакцией поликонденсации?

8. При поликонденсации аминокислоты образовалось 7,2 г воды и 30,3 г пептида. Вычислите M_r аминокислоты.



– Что объединяет шелк, хлопок, древесину, белки, нуклеиновые кислоты, детские игрушки?

Деятельность

Свойства полимера полиэтилена

Обеспечение: 3 пробирки, гранулы полиэтилена, спички, раствор KMnO_4 , вода, стеклянная палочка, спиртовка.

Ход работы: 1. Поместите гранулы полиэтилена в пробирку с водой и перемешайте палочкой. 2. В другой пробирке нагрейте гранулы полиэтилена и стеклянной палочкой проверьте их твердость. 3. Налейте в пробирку с гранулами полиэтилена раствор KMnO_4 . 4. Внесите гранулы полиэтилена в пламя спиртовки. Выполняя все опыты, следите за происходящими изменениями.

Обсудите результаты:

- Какой вывод сделали на основании первого (1) опыта?
- Что происходит с полиэтиленом при его слабом нагревании в пробирке?
- В чем состоит различие отношения полиэтилена и этилена к раствору KMnO_4 ? Как вы объясните это различие?
- Что происходит с полиэтиленом в пламени спиртовки? А что происходит с горящим полиэтиленом, когда удаляем пламя?

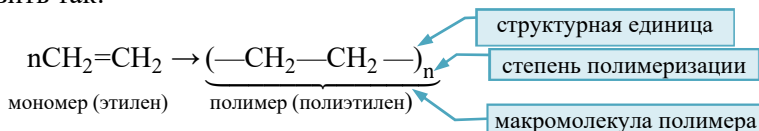
• *Вещества, состоящие из многократно повторяющихся групп атомов, называются полимерами или высокомолекулярными соединениями.*

Шкатулка знаний • Молекулы полимерных веществ (макромолекулы) имеют большие относительные молекулярные массы ($M_r > 5000$).

Полимеры получают реакциями *полимеризации* и *поликонденсации*.

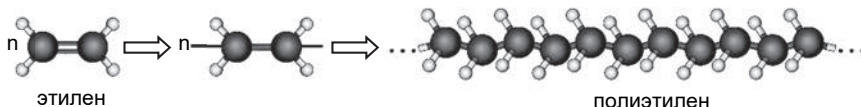
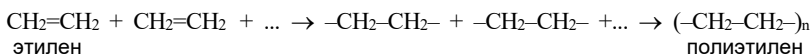
• *Реакции образования высокомолекулярных веществ в результате многократного соединения молекул мономеров друг с другом называются реакциями полимеризации.*

Реакция полимеризации характерна, в основном, непредельным соединениям и протекает за счет разрыва двойных или тройных связей в исходных молекулах. Например, реакцию полимеризации этилена схематично можно представить так:

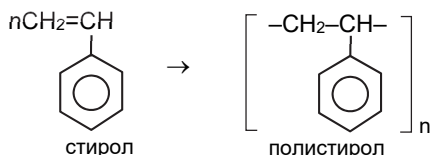


Низкомолекулярные вещества, образующие полимеры, называют *мономерами*. Группы атомов, многократно повторяющиеся в макромолекуле, называют *структурной единицей полимера*. Число структурных единиц в макромолекуле называют *степенью полимеризации* (n). Если обозначить “относительную молекулярную массу” структурной единицы как M_r , то относительную молекулярную массу полимера $M_r(\text{полимер})$ можно выразить как: $M_r(\text{полимер}) = M_r \cdot n$.

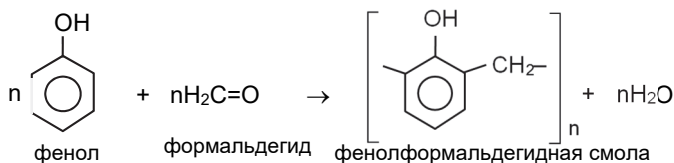
Шкатулка знаний • Реакцию полимеризации этилена можно представить следующим образом:



Шкатулка знаний • К важнейшим полимерам, получаемым реакцией полимеризации, наряду с полиэтиленом и полипропиленом, относятся также **поливинилхлорид, тефлон (политетрафторэтилен), полистирол и др.:**



Реакцией **поликонденсации** образуются белки, в промышленности получают волокна капрона и лавсана (стр. 193). В промышленности совместной поликонденсацией формальдегида с фенолом получают фенолформальдегидную смолу, имеющую важное практическое значение. Реакцию образования фенолформальдегидной смолы, можно представить так:



По **происхождению** полимеры подразделяют на 3 группы: *природные* (биополимеры), *искусственные* и *синтетические полимеры*.

Шкатулка знаний • К **природным** полимерам относятся целлюлоза, крахмал, природный каучук, белки; к **искусственным** – вулканизированный природный каучук; к **синтетическим** – полиэтилен, полипропилен, лавсан, капрон, бутадиеновый каучук.

По **строению макромолекулы** различают полимеры *линейного (а)*, *разветвленного (б)* и *сетчатого (с)*, строения. *Линейными полимерами* являются полиэтилен низкого давления, целлюлоза, лавсан, капрон, природный каучук, полистирол; *разветвленными полимерами* – гликоген, полиэтилен высокого

давления, *сетчатыми полимерами* – фенолформальдегидные смолы, резина (вулканизированный каучук) и др.



(а) Полимер линейного строения



(б) Полимер разветвленного строения



(с) Полимер сетчатого строения

образец

Вычисления, связанные с относительной молекулярной массой полимера

Вычислите степень полимеризации полиэтилена, если относительная молекулярная масса полимера равна 56 000. $M_r(\text{CH}_2=\text{CH}_2) = 28$.

Решение:

Если учесть, что m , т.е., $M_r(-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)$ равна 28, то из выражения $M_r = m \cdot n$ легко вычислить степень полимеризации – n :

$$56\,000 = 28 \cdot n; \quad n = 56\,000 : 28 = 2000.$$

Задача. Вычислите относительную молекулярную массу полимера $(-\text{CH}_2-\text{CH}-)_{500}$.

$$M_r(\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3) = 42.$$



Пластмассы и волокна

• **Пластмассы** – полимерные материалы, способные приобретать при нагревании заданную форму и сохранять ее после охлаждения.

Из-за своей легкости, большой механической прочности, высокой химической стойкости, хороших теплоизоляционных и электроизоляционных свойств пластмассы находят широкое практическое применение.

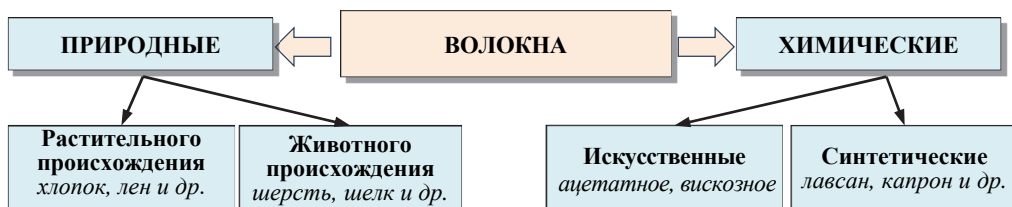
Например, такие пластмассы, как полиэтилен, полипропилен, поливинилхлорид, полистирол и его сополимеры, фенолформальдегидные смолы и др. применяются в различных областях промышленности, сельского хозяйства, в медицине, быту и т.д.

• **Волокна** – природные и синтетические полимеры, способные вытягиваться в длинные гибкие нити, из которых изготавливают пряжу и другие текстильные изделия.

Различают волокна **природные и химические**. Природные или натуральные волокна подразделяются на волокна *растительного* и *животного* происхождения (**d**), например, хлопок, лен, шерсть и шелк.

Химические волокна подразделяются на *искусственные* и *синтетические*.

(d) Классификация волокон



Искусственные *ацетатное* и *вискозное волокна* получают химическими превращениями целлюлозы. Синтетические волокна изготавливают из синтетических полимеров, например; *капрона*, *найлона* и *лавсана*.

Состав и способы получения волокон будут рассмотрены в последующих классах.

Ключевые слова

• **мономер** • **макромолекула** • **степень полимеризации** • **структурная единица** •

Применение и проверка знаний

1. Укажите ошибочное выражение. Полимер ...

- A) образуется по реакции полимеризации и поликонденсации
- B) получают из мономеров, содержащих C=C и C≡C связи
- C) как правило, имеет M_r более, чем 5000
- D) может иметь такой же качественный состав, что и мономер
- E) состоит из многократно повторяющихся молекул мономера

2. Укажите структурные единицы полиэтилена и полипропилена, соответственно.

1. $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ 2. $\begin{array}{c} -\text{CH}_2-\text{CH}- \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$ 3. $\begin{array}{c} -\text{CH}=\text{C}- \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$ 4. $-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$ 5. $-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-$
- A) 1,3 B) 1,5 C) 4,2 D) 4,3 E) 4,5

3. Укажите полимеры образующиеся соответственно по реакции полимеризации и поликонденсации.

- 1. полиэтилен
- 2. тефлон
- 3. фенолформальдегидная смола
- 4. белки
- 5. полистирол

5. Укажите искусственные полимеры.

- 1. целлюлоза
- 2. природный каучук
- 3. ацетатное волокно
- 4. полиэтилен
- 5. тефлон
- 6. вискозное волокно

4. Определите полимеры линейного строения.

- 1. полиэтилен низкого давления
- 2. резина
- 3. целлюлоза
- 4. капрон
- 5. полистирол

6. Определите химические волокна.

- 1. шерсть
- 2. ацетатное волокно
- 3. лен
- 4. лавсан
- 5. капрон
- 6. природный шелк

7. Чем отличаются искусственные волокна от синтетических?

8. Вычислите относительную молекулярную массу полиэтилена со степенью полимеризации равной 500. $M_r(\text{CH}_2=\text{CH}_2) = 28$.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА – 3. СВОЙСТВА ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

О П Ы Т

1 Взаимодействие многоатомных спиртов с гидроксидом меди(II)

В пробирке к раствору сульфата меди(II) объемом 1–2 мл осторожно, до образования осадка, налейте 1 мл раствора щелочи. Слейте раствор над осадком и прилейте к осадку 0,5–1 мл глицерина и наблюдайте за происходящим.

Обсудите результаты:

- Какого цвета осадок выпал при добавлении щелочи к раствору соли меди(II)?
- Какой формулой можно выразить состав осадка?
- Что произошло с осадком при добавлении глицерина? Почему?
- Какие органические соединения распознают проведенной реакцией?
- Какого цвета раствор образуется в конце опыта?

О П Ы Т

2 Получение ацетилена и его свойства

Поместите в пробирку с 2 мл воды образец карбида кальция размером в горошину. Наденьте на пробирку пробку с газоотводной трубкой и опустите конец трубки в разбавленный раствор перманганата калия, приготовленного во второй пробирке.

- Какие изменения вы наблюдали? О чем они свидетельствуют?
- Составьте уравнения реакций, которые имели место.

О П Ы Т

3 Окисление ацетальдегида

- a) В пробирке получите осадок гидроксида меди(II) и, не сливая верхний раствор щелочи, прибавьте 1 мл ацетальдегида к содержимому пробирки.
- b) В другой пробирке к раствору Ag_2O в аммиачной воде объемом 1 мл осторожно по стенке пробирки прилейте 1 мл ацетальдегида. Обе пробирки опустите в стакан с кипящей водой и наблюдайте за происходящим.

- Составьте уравнения реакций, которые имели место.
- Какие органические соединения распознают проведенными реакциями?

О П Ы Т

4 Некоторые свойства уксусной кислоты

- a) В пробирку с уксусной кислотой объемом 1 мл добавьте несколько капель метилоранжа. В какой цвет окрасился метилоранж в уксусной кислоте? К полученному раствору осторожно добавьте 1 мл раствора щелочи. Что вы наблюдаете при этом?

- b) Во вторую пробирку с кусочками мела налейте 1 мл уксусной кислоты. Что происходит?

- Составьте уравнения реакций, которые протекали в обеих пробирках.

Обобщающие задания

1. Определите ошибочное выражение.

Этанол ...

- А) относится к предельным одноатомным спиртам
- С) содержит в молекуле только σ -связи
- Е) кипит при более высокой температуре, чем метанол
- В) по составу соответствует общей формуле $C_nH_{2n+1}OH$
- Д) не вступает в реакцию дегидратации

2. Что ошибочно для уксусной кислоты?

- А) предельная одноосновная кислота
- В) в промышленности получают окислением бутана
- С) проявляет общие химические свойства минеральных кислот
- Д) с Mg, CaO и Na_2CO_3 реагирует по необратимой реакции
- Е) не изменяет цвет лакмуса

3. Определите ошибочное выражение.

Сложные эфиры ...

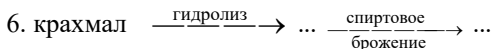
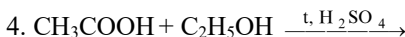
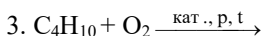
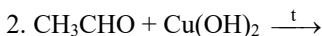
- А) получают по реакции этерификации
- В) образуются по каталитической реакции
- С) могут соответствовать формулам $R_1-COO-R_1$ или $R_1-COO-R_2$
- Д) образуются по реакции обмена
- Е) образуются по необратимой реакции

4. Укажите верные высказывания.

Уксусный альдегид ...

- 1. образуется окислением предельного одноатомного спирта
- 3. при окислении превращается в карбоновую кислоту
- 2. вступает в реакцию “серебряного зеркала”
- 4. не окисляется гидроксидом меди(II)

5. Перепишите схемы в тетрадь и завершите их.



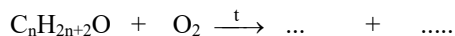
6. Какие высказывания относятся к фруктозе?

1. изомер глюкозы
2. сладше глюкозы
3. относится к углеводам
4. образуется гидролизом сахарозы
5. называют виноградным сахаром

7. Установите соответствие между I, II и III структурами белка и 1, 2 и 3.

- | | |
|---------------|--|
| I структура | 1. пространственная форма полипептидной спирали |
| II структура | 2. спиралеобразная форма полипептидной цепи |
| III структура | 3. последовательность аминокислотных остатков в молекуле |

8. Составьте в тетради уравнение горения предельного одноатомного спирта ($C_nH_{2n+2}O$) в общей форме и определите формулу спирта, для полного сжигания 1 моль которого израсходовано 6 моль газа кислорода.



9. Сколько граммов уксусной кислоты можно получить окислением 22 г уксусного альдегида? Выход кислоты составляет 80%. $M_r(CH_3CHO) = 44$, $M_r(CH_3COOH) = 60$.

10. Относительная молекулярная масса полимера со степенью полимеризации 800 равна 33 600. Какой алкен использован в качестве мономера? $A_r(C) = 12$, $A_r(H) = 1$

А

Адсорбция – поглощение газов и растворенных веществ поверхностью твердого вещества.

Азотные удобрения – удобрения, содержащие в своем составе азот.

Альдегиды – органические вещества, в молекулах которых углеводородный радикал соединен с альдегидной группой (CHO).

Алканы – углеводороды, состав которых соответствует общей формуле C_nH_{2n+2} .

Алкадиены – углеводороды, в молекулах которых между атомами углерода имеются две двойные связи.

Алкены – углеводороды, в молекулах которых между атомами углерода содержится одна двойная связь.

Алкины – углеводороды, в молекулах которых между атомами углерода содержится одна тройная связь.

Алюминотермия – восстановление металлов из их оксидов алюминием.

Алюмосиликаты – силикаты, содержащие в своем составе оксид алюминия.

Амальгама – сплав, образующийся в результате растворения металла в ртути.

Аминокислоты – органические вещества, содержащие в своем составе аминную ($-NH_2$) и карбоксильную ($-COOH$) группы.

Аммиачная вода или нашатырный спирт – раствор аммиака в воде.

Анод – положительно заряженный электрод.

Ароматические углеводороды – углеводороды, молекулы которых содержат одно или несколько бензольных колец.

Ацетаты – соли уксусной кислоты (CH_3COOH).

Б

Белки (полипептиды) – органические соединения, состоящие из аминокислотных остатков.

В

Волокна – природные и синтетические полимеры, способные вытягиваться в длинные гибкие нити, из которых изготавливают пряжу и другие текстильные изделия.

Г

Галогены – элементы VIIA подгруппы.

Галогениды – соли галогеноводородных кислот.

Галогеноводороды – водородные соединения галогенов.

Гидрометаллургия – получение металлов из водных растворов их соединений путем восстановления более активным металлом.

Гипохлориты – соли хлорноватистой кислоты (HClO).

Гомологи – вещества, принадлежащие к одному классу и отличающиеся друг от друга на одну или несколько метиленовых (CH_2) групп.

Д

Денатурация – разрушение вторичной и третичной структур белка.

Ж

Жавелевая вода – продукт взаимодействия хлора с раствором КОН или NaOH при обычных условиях (без нагревания).

Жидкое стекло – концентрированные растворы силиката натрия или калия.

Жесткая вода – вода, содержащая ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} в больших количествах.

Жиры – сложные эфиры глицерина и одноосновных (главным образом высших) карбоновых кислот.

И

Изомеры – вещества, имеющие одинаковый состав молекул, но разное химическое строение, и потому различающиеся друг от друга свойствами.

К

Карбонаты – соли угольной кислоты (H_2CO_3).

Карбонатная (временная) жесткость – жесткость воды, обусловленная присутствием в воде гидрокарбонатов магния и кальция.

Карбоновые кислоты – органические соединения, в молекулах которых углеводородный радикал соединен с одной или несколькими карбоксильными группами (COOH). (исключение муравьиная кислота H-COOH).

Катод – отрицательно заряженный электрод.

Кварц – чистые кристаллы диоксида кремния.

Комплексное удобрение – удобрение, содержащее в своем составе два и более питательных элементов.

Коррозия – разрушение металлов и их сплавов под воздействием окружающей среды.

Крекинг – процесс образования углеводородов с меньшим числом атомов углерода в результате разложения углеводородов с большим числом атомов углерода.

Л

Легкий металл – металл, плотность которого меньше 5 г/см^3 .

Легкоплавкий металл – металл с температурой плавления ниже 1000°C .

М

Металлургия – область промышленности, которая занимается получением металлов и их сплавов.

Минеральные удобрения – вещества (в основном соли), содержащие в своем составе питательные элементы.

Мыла – натриевые и калиевые соли высших карбоновых кислот ($\text{C}_{10}-\text{C}_{21}$).

Н

Некарбонатная (постоянная) жесткость – жесткость воды, обусловленная присутствием в воде сульфатов и хлоридов кальция и магния.

Нитраты – соли азотной кислоты (HNO_3).

О

Олеаты – соли олеиновой кислоты ($\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$).

Олеум – раствор триоксида серы в концентрированной серной кислоте.

Ортофосфаты – соли ортофосфорной кислоты (H_3PO_4).

Органическая химия – раздел химии, изучающий состав, строение, свойства и способы получения органических соединений.

П

Пальмитаты – соли пальмитиновой кислоты ($\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$).

Перхлораты – соли хлорной кислоты (HClO_4).

Переходные металлы (элементы) – элементы побочных подгрупп 4–7-го периодов.
Пиролиз – нагревание вещества без доступа воздуха при температуре 1000–1200°C.
Пирометаллургия – получение металлов из руд путем их восстановления при высокой температуре.
Питательные элементы – элементы, необходимые для нормального развития растений.
Пластмассы – полимерные материалы, способные приобретать при нагревании заданную форму и сохранять ее после охлаждения.
Полимер или высокомолекулярные вещества – вещества, молекулы которых состоят из многократно повторяющихся групп атомов.
Простые удобрения – удобрения, содержащие в своем составе один питательный элемент.

Р

Растворимое стекло – силикат натрия или калия.
Реакции полимеризации – реакции образования высокомолекулярных веществ в результате многократного соединения молекул мономеров друг с другом.
Реакции этерификации – реакции, протекающие между карбоновыми кислотами и спиртами.
Реакции поликонденсации – реакции образования высокомолекулярного вещества из низкомолекулярного, сопровождающиеся выделением в качестве побочного продукта, например воды.
Руда – природное соединение, пригодное для промышленного получения металлов.

С

Селитры – нитраты натрия, калия, аммония и кальция.
Сероводородная кислота – раствор сероводорода в воде.
Сернистая кислота – раствор диоксида серы в воде, соответствующая составу H_2SO_3 .
Силикаты (метасиликаты) – соли метакремниевой кислоты (H_2SiO_3).
Силициды – соединения кремния с металлами.
Сложные эфиры – органические соединения, образующиеся взаимодействием карбоновых кислот со спиртами.
Спирты (предельные) – производные алканов, в молекулах которых один или несколько атомов водорода замещены на гидроксильные (ОН) группы.
Сплавы – системы, состоящие из двух и более металлов или из металла и неметалла.
Сталь – сплав железа, содержащий от 0,1 до 2% углерода и в малых количествах другие примеси (Si, Mn, S, P).
Стеараты – соли стеариновой кислоты ($\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$).
Степень жесткости – общее число миллимоль ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} , содержащихся в 1 литре воды.
Степень полимеризации – число структурных единиц в макромолекуле полимера.
Структурная единица – группа атомов, многократно повторяющаяся в макромолекуле.
Сульфиды – соли сероводородной кислоты (H_2S).
Сульфаты – соли серной кислоты (H_2SO_4).
Сульфиты – соли сернистой кислоты (H_2SO_3).

Т

Термит – смесь алюминиевой пыли с железной окалиной в мольном соотношении 8:3.
Тугоплавкий металл – металл с температурой плавления выше 1000°C.
Тяжелый металл – металл, плотность которого больше 5 г/см³.

У

Углеводы – органические соединения, состав которых соответствует формуле $C_n(H_2O)_m$ (n и $m \geq 4$).

Углеводороды – вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода и углерода.

Ф

Феррохром – сплав железа с хромом.

Фенол – органическое соединение, состоящее из бензольного кольца, непосредственно соединенного с гидроксильной группой (C_6H_5-OH).

Формиаты – соли муравьиной кислоты ($HCOOH$).

Фосфиды – соединения фосфора с металлами.

Функциональная группа – атом или группа атомов, которая определяет характерные химические свойства вещества и его принадлежность к определенному классу соединений.

Х

Халькогены – элементы VIA подгруппы.

Химическое строение – последовательность соединения атомов в молекуле.

Хлораты – соли хлорноватой кислоты ($HClO_3$).

Хлорная известь – смесь гашеной извести с хлором, образующаяся при обычных условиях (без нагревания).

Хлорная вода – раствор хлора в воде.

Ц

Циклопарафины – углеводороды с замкнутой углеродной цепью, в молекулах которых атомы углерода соединены между собой одинарными связями.

Ч

Чугун – сплав железа, содержащий от 2% до 4% углерода, а также кремний, марганец, фосфор и серу.

Щ

Щелочные металлы – металлы IA подгруппы.

Щелочноземельные металлы – металлы IIA подгруппы – Ca, Sr, Ba и Ra (радий).

Э

Элементы подгруппы бериллия – металлы IIA подгруппы.

Элементы подгруппы бора – элементы IIIA подгруппы.

Элементы подгруппы фтора – элементы VIIA подгруппы.

Электролиз – окислительно-восстановительные процессы, протекающие на электродах при пропускании постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита.

Электрометаллургия – получение металлов электролизом расплавов их соединений.

Электрохимический ряд напряжения металлов – последовательность металлов, расположенных в порядке уменьшения их активности в воде.

Приложения

Формулы, используемые в ходе решения задач, приведенных в учебнике

Масса (m)	$m = m_0 \cdot N$; $m = v \cdot M$; $m_{(p-p)} = V \cdot \rho_{(p-p)}$
Количество вещества (v)	$v = \frac{m}{M}$; $v = \frac{N}{N_A}$; $v_{(газ)} = \frac{V_{газ}}{V_M}$
Масса частицы (m₀)	$m_0 = \frac{M}{N_A}$; $m_0(AB) = M_r(AB) \cdot 1 \text{ а.е.м.}$
Молярная масса (M)	$M = \frac{m}{v}$; $M_{(газ)} = V_M \cdot \rho_{(газ)}$; $M = m_0 \cdot N_A$
Относительная молекулярная масса (M_r)	$M_r(газ) = 2 \cdot D_{H_2}$; $M_r(газ) = 29 \cdot D_{возд.}$
Объемная доля (φ) одного газа (1) в газовой смеси	$\varphi_1 = \frac{V_1}{V_{смеси}}$ или $\varphi_1 (\%) = \frac{V_1}{V_{смеси}} \cdot 100\%$
Массовая доля элемента А (ω(A) в соединении A_xB_y)	$\omega(A) = \frac{A_r(A) \cdot x}{M_r}$ или $\omega(A)\% = \frac{A_r(A) \cdot x}{M_r} \cdot 100\%$
Отношение индексов (x:y) в формуле A_xB_y	$x : y = \frac{\omega(A)}{A_r(A)} : \frac{\omega(B)}{A_r(B)}$; $x : y = \frac{m(A)}{M(A)} : \frac{m(B)}{M(B)}$
Массовая (η) и объемная (θ) доля продукта реакции	$\eta(\%) = \frac{m_{прак.}}{m_{теор.}} \cdot 100\%$; $\theta(\%) = \frac{V_{прак.}}{V_{теор.}} \cdot 100\%$
Массовая доля (ω) растворенного вещества в растворе	$\omega_{\%} = \frac{m_{в-во}}{m_{p-p}} \cdot 100\%$ или $\omega = \frac{m_{в-во}}{m_{p-p}} = \frac{m_{в-во}}{m_{в-во} + m_{вода}} = \frac{m_{в-во}}{V_{p-p} \cdot \rho_{p-p}}$

Электрохимический ряд напряжения металлов

Восстановительные свойства атомов ($M^0 - n\bar{e} \rightarrow M^{n+}$) возрастают \leftarrow															
Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Pb	H ₂	Cu	Hg	Ag	Au

Относительная электроотрицательность элементов

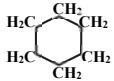
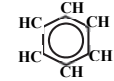
F	O	N	Cl	Br	S	C	P	H	Si	Al	Ca	Li	Na	K
4,0	3,5	3,0	3,0	2,8	2,6	2,5	2,2	2,1	1,8	1,5	1,04	1,0	0,9	0,8

Относительные молекулярные массы некоторых органических соединений, выраженные посредством числа атомов углерода (*n*)

Алканы	$M_r(C_nH_{2n+2}) = 14n + 2$
Циклоалканы	$M_r(C_nH_{2n}) = 14n$
Алкены	$M_r(C_nH_{2n}) = 14n$
Алкины	$M_r(C_nH_{2n-2}) = 14n - 2$
Алкадиены	$M_r(C_nH_{2n-2}) = 14n - 2$
Одноатомные предельные спирты	$M_r(C_nH_{2n+1}OH) = 14n + 18$
Предельные альдегиды*	$M_r(C_nH_{2n+1}CHO) = 14n + 30$
Одноосновные предельные карбоновые кислоты *	$M_r(C_nH_{2n+1}COOH) = 14n + 46$

* – в альдегидах и карбоновых кислотах *n* показывает число атомов С, содержащихся в углеводородном радикале.

Формулы и названия ряда важнейших органических соединений

CH_4 метан	$H_2C=CH_2$ этилен	$HC\equiv CH$ ацетилен	$H_2C=CH-CH=CH_2$ бутадиен-1,3
 циклогексан C_6H_{12}	 бензол C_6H_6	$\begin{array}{c} CH_2 - CH_2 \\ \quad \\ OH \quad OH \end{array}$ этиленгликоль	$\begin{array}{c} CH_2 - CH - CH_2 \\ \quad \quad \\ OH \quad OH \quad OH \end{array}$ глицерин
CH_3-CH_2-OH этиловый спирт	CH_3-CHO уксусный альдегид	CH_3-COOH уксусная кислота	$C_{15}H_{31}-COOH$ пальмитиновая кислота
$C_{17}H_{35}-COOH$ стеариновая кислота	$C_{17}H_{33}-COOH$ олеиновая кислота	$C_6H_{12}O_6$ глюкоза, фруктоза	$C_{12}H_{22}O_{11}$ сахароза
$(C_6H_{10}O_5)_n$ крахмал, целлюлоза	$C_{17}H_{35}COOM$ Жидкое мыло; $M = K$ Твердое мыло; $M = Na$	$\left[\begin{array}{c} H \quad O \\ \quad \\ -N-CH-C- \\ \\ R \end{array} \right]_n$ белок	$(-CH_2-CH=C(CH_3)-CH_2-)_n$ синтетический изопреновый каучук
$(-CH_2-CH_2-)_n$ полиэтилен	$(-CF_2-CF_2-)_n$ тефлон (politetrafluoretilen)	$(-CH_2-CH(Cl)-)_n$ поливинилхлорид	$(-CH_2-CH=CH-CH_2-)_n$ бутадиеновый каучук

BURAXILIŞ MƏLUMATI

KİMYA – 9

*Ümumtəhsil məktəblərinin 9-cu sinfi üçün
Kimya fənni üzrə*

DƏRSLİK

Rus dilində

Tərtibçi heyət:

Müəlliflər	İltifat Urşan oğlu Lətifov Şükür Əli oğlu Mustafa
Elmi redaktor	Bahəddin Nəbiyev
Tərcüməçi	İltifat Lətifov
İxtisas redaktoru	Yusif Şıxıyev
Nəşriyyat redaktoru	Kəmalə Abbasova
Bədii redaktor	Taleh Məlikov
Texniki redaktor	Zaur İsayev
Dizayner	Taleh Məlikov
Rəssamlar	Elmir Məmmədov
Korrektor	Olqa Kotova

© Azərbaycan Respublikası Təhsil Nazirliyi (qrif nömrəsi: 2020-078)

Müəlliflik hüquqları qorunur. Xüsusi icazə olmadan bu nəşri və yaxud onun hər hansı hissəsini yenidən çap etdirmək, surətini çıxarmaq, elektron informasiya vasitələri ilə yaymaq qanuna ziddir.

Hesab-nəşriyyat həcmi: 10,75. Fiziki həcmi: 12,75 çap vərəqi.
Formatı: 70×100^{1/16}. Kəsimdən sonrakı ölçüsü: 165×240. Səhifə sayı: 204.
Şriftin adı və ölçüsü: Times qarnituru 9-11 pt. Ofset kağızı. Ofset çapı.
Sifariş __ . Tiraj 11157. Pulsuz. Bakı – 2020.

Əlyazmanın yığıma verildiyi və çapa imzalandığı tarix: 08.06.2020

Nəşriyyat:

“Bakı” nəşriyyatı

(Bakı, H.Seyidbəyli küç., 30)

Çap məhsulunu istehsal edən:

“Şərq-Qərb” ASC

(Bakı, Aşıq Ələsgər küç., 17)

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	ГРУППЫ																			
		I	II	III	IV	V	VI	VII	A	VIII	B	I	II	III	IV	V	VI	VII	A	VIII	B
1	1	Li Литий	Be Бериллий	B Бор	C Углерод	N Азот	O Кислород	F Фтор	Ne Неон	He Гелий											
2	2	Na Натрий	Mg Магний	Al Алюминий	Si Кремний	P Фосфор	S Сера	Cl Хлор	Ar Аргон												
3	3	K Калий	Ca Кальций	Sc Скандий	Ti Титан	V Ванадий	Cr Хром	Mn Марганец	Fe Железо	Co Кобальт	Ni Никель										
4	4	Cu Медь	Zn Цинк	Ga Галлий	Ge Германий	As Мышьяк	Se Селен	Br Бром	Kr Криптон												
5	5	Rb Рубидий	Sr Стронций	Y Иттрий	Zr Цирконий	Nb Ниобий	Mo Молибден	Tc Технеций	Ru Рутений	Rh Родий	Pd Палладий										
6	6	Cs Цезий	Ba Барий	La Лантан	Hf Гафний	Ta Тантал	W Вольфрам	Re Рений	Os Осмий	Ir Иридий	Pt Платина										
7	7	Fr Франций	Ra Радий	Ac Актиний	Rf Резерфордий	Db Дубний	Sg Сиборгий	Bh Борий	Hs Хасий	Mt Мейтнерий	Ds Дармштадтий										
	8	Ru Рутений	Rh Родий	Pd Палладий	Ag Серебро	Cd Кадмий	In Индий	Sn Олово	Pb Свинец	Bi Висмут	Po Полоний	At Астат	Rn Радон								
	9	Ac Актиний	Th Торий	Pa Протактиний	U Уран	Np Нептуний	Pu Плутоний	Am Америций	Cm Кюрий	Bk Берклий	Cf Калифорний	Es Эйнштейний	Fm Фермий	Md Менделеев	No Нобелий	Lr Лоренсвий					
	10	La Лантан	Ce Церий	Pr Прометий	Nd Неодим	Pm Прометий	Sm Самарий	Eu Европий	Gd Гадолиний	Tb Тербий	Dy Диспрозий	Ho Гольмий	Er Эрбий	Tm Тулий	Yb Иттербий	Lu Лютеций					
	11	Th Торий	Pa Протактиний	U Уран	Np Нептуний	Pu Плутоний	Am Америций	Cm Кюрий	Bk Берклий	Cf Калифорний	Es Эйнштейний	Fm Фермий	Md Менделеев	No Нобелий	Lr Лоренсвий						

Pulsuz



Əziz məktəbli !

Bu dərslik sizə Azərbaycan dövləti tərəfindən bir dərs ilində istifadə üçün verilir. O, dərs ili müddətində nəzərdə tutulmuş bilikləri qazanmaq üçün sizə etibarlı dost və yardımçı olacaq.

İnanırıq ki, siz də bu dərsliyə məhəbbətlə yanaşacaq, onu zədələnmələrdən qoruyacaq, təmiz və səliqəli saxlayacaqsınız ki, növbəti dərs ilində digər məktəbli yoldaşınız ondan sizin kimi rahat istifadə edə bilsin.

Sizə təhsildə uğurlar arzulayırıq!

