

М. К. Оспанова  
К. С. Аухадиева  
Т. Г. Белоусова

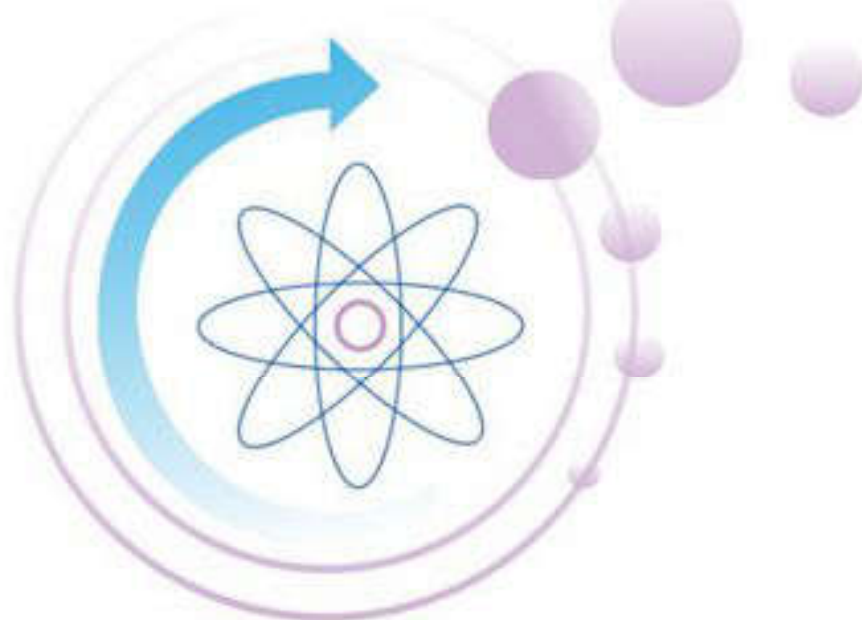
# ХИМИЯ

## Часть 2

Учебник для 10 классов  
общественно-гуманитарного  
направления общеобразовательных  
школ

*Утверждено Министерством  
образования и науки Республики  
Казахстан*

# 10



Алматы "Мектеп" 2019

УДК 373.167.1  
ББК 24я72  
О-75

**Оспанова М.К. и др.**

О-75 **Химия.** Учебник для 10 кл. обществ.-гуманит. направления общеобразоват. шк. Часть 2 / М. К. Оспанова, К. С. Аухадиева, Т. Г. Белоусова. — Алматы: Мектеп, 2019 — 176 с.: ил.

ISBN 978—601—07—1189—1

О  $\frac{4306021500-100}{404(05)-19}$  51(1)—19

УДК 373.167.1  
ББК 24я72

© Оспанова М.К., Аухадиева К.С.,  
Белоусова Т.Г., 2019  
© Издательство "Мектеп"  
художественное оформление, 2019  
Все права защищены

Имущественные права на издание  
принадлежат издательству "Мектеп"

ISBN 978—601—07—1189—1



**Глава IX**  
ВАЖНЕЙШИЕ *d*-ЭЛЕМЕНТЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

**Глава X**  
ВАЖНЕЙШИЕ *p*-ЭЛЕМЕНТЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

**Глава XI**  
ПРОИЗВОДСТВО НЕОРГАНИЧЕСКИХ  
СОЕДИНЕНИЙ И СПЛАВОВ

### Условные обозначения :

- |                                                                                    |                              |                                                                                   |                        |
|------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------|------------------------|
|   | — Вопросы и упражнения       |  | — Запомни!             |
|   | — Задачи                     |  | — Это интересно!       |
|   | — Задания повышенного уровня |  | — 10 известных фактов  |
|   | — Дополнительный материал    |  | — Домашний эксперимент |
|   | — Знаешь ли ты?              |  | — Самое важное         |
|  | — Подумай!                   |                                                                                   |                        |

## ВАЖНЕЙШИЕ *d*-ЭЛЕМЕНТЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ



### §36. ПОЛОЖЕНИЕ *d*-ЭЛЕМЕНТОВ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ, ОСОБЕННОСТИ СТРОЕНИЯ АТОМОВ

Все *d*-элементы расположены в побочных подгруппах Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева и являются металлами.

Находясь только в больших периодах (IV, V, VI), *d*-элементы образуют “вставные декады” (по 10 элементов) между *s*- и *p*-элементами, поэтому имеют общее название — *переходные элементы*.

Кроме этих 30 *d*-элементов, имеющих стабильные изотопы, искусственно синтезированы несколько радиоактивных *d*-элементов, занимающих свои места в незавершенном VII периоде.

В атомах *d*-элементов содержится от 1 до 10 электронов на *d*-подуровне внешнего электронного слоя и 2 (или 1 в случае проскока  $\bar{e}$ ) на *s*-подуровне внешнего электронного слоя. Общая формула электронной конфигурации валентных подуровней в атомах *d*-элементов:

$$(n - 1)d^{1-10} ns^{1-2},$$

поэтому, *d*-элементы проявляют переменные степени окисления, где *n* — номер периода.

В каждом большом периоде *d*-элементы располагаются после двух *s*-элементов, которые являются щелочными или щелочноземельными металлами. От щелочных металлов к щелочноземельным, далее к *d*-металлам радиусы атомов уменьшаются, а заряды ядер атомов увеличиваются.

Следовательно, *d*-металлы являются менее активными, чем щелочные и щелочноземельные металлы.

**Возможные валентности и степени окисления.** В отличие от щелочных и щелочноземельных металлов, большинство *d*-металлов имеют переменную валентность и переменную степень окисления. Это объясняется тем, что валентными в атомах *d*-элементов являются не толь-

#### Сегодня на уроке:

- рассмотрим общую характеристику *d*-элементов и поймем особенность их строения.

#### Ключевые понятия

- *d*-элементы
- валентные возможности
- степени окисления
- окислительно-восстановительные свойства
- кислотно-основные свойства их оксидов и гидроксидов

ко  $s$ -электроны внешнего слоя, но и все или некоторые  $d$ -электроны внешнего слоя.

Для  $d$ -металлов III—VII групп высшая валентность и высшая степень окисления равны номеру группы, т. е. суммарному числу  $\bar{e}$  на  $(n-1)d$  и  $ns$ -подуровнях, например у  $d$ -элементов четвертого периода (табл. 23).

Таблица 23

№ группы	III	IV	V	VI	VII
Элемент	Sc	Ti	V	Cr	Mn
Электрон. конфигурация	$3d^14s^2$	$3d^24s^2$	$3d^34s^2$	$3d^54s^1$	$3d^54s^2$
Высшая валентность	III	IV	V	VI	VII
Высшая степень окисления	+3	+4	+5	+6	+7

Для  $d$ -металлов VIII группы высшая валентность и высшая степень окисления, как правило, меньше суммарного числа  $\bar{e}$  на  $(n-1)d$  и  $ns$ -подуровнях (табл. 24).

Таблица 24

№ группы	VIII		
Элемент	Fe	Co	Ni
Электронная конфигурация	$3d^64s^2$	$3d^74s^2$	$3d^84s^2$
Высшая валентность	VI	III	III
Высшая степень окисления	+6	+3	+3

$d$ -металлы II группы, атомы которых имеют завершённую структуру  $d$ -подуровня  $(n-1)d^{10}$ , проявляют в своих соединениях постоянную валентность II и постоянную степень окисления +2.

Наиболее характерными валентностями и степенями окисления для  $d$ -металлов I группы являются: Cu II и +2, Ag I и +1, Au III и +3.

### Знаешь ли ты?

Казахстан обладает разнообразными полезными ископаемыми. Из 118 элементов таблицы Менделеева в недрах Казахстана выявлено 99, разведаны запасы по 70, вовлечено в производство более 60 элементов.

**Окислительно-восстановительные свойства  $d$ -металлов и их соединений.** В свободном состоянии  $d$ -металлы (как и вообще все металлы) являются восстановителями. Восстановительная активность различных  $d$ -металлов изменяется в широких пределах: среди них есть металлы средней активности, находящиеся в ряду напряжений до водорода (Fe, Cr, Zn, Mn и др.); малоактивные металлы (Cu, Hg и др.) и благородные металлы (Au Pt), располагающиеся в ряду напряжений после водорода.



Соединения  $d$ -элементов могут выполнять как восстановительные, так и окислительные функции. Соединения с высокими степенями окисления являются **окислителями**, а соединения с невысокими степенями окисления — **восстановителями**, например:

$Mn^{+2}SO_4$ ,  $Fe^{+2}Cl_2$ ,  $Cr^{+2}Cl_2$  — восстановители.

$KMn^{+7}O_4$ ,  $K_2Cr^{+6}O_7$  — сильные окислители.

### Знаешь ли ты?

По объему запасов полезных ископаемых Казахстан занимает первое место среди стран СНГ по хромовым рудам и свинцу, второе — по запасам нефти, серебра, меди, марганца, цинка, никеля и фосфорного сырья, третье — по газу, углю, золоту и олову. По добыче серебра, хромитов, свинца и цинка республика занимает первое место, второе — по добыче нефти, угля, меди, никеля и фосфатного сырья, третье — по добыче золота.

**Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов  $d$ -металлов.** При увеличении степени окисления металла основной характер оксидов и гидроксидов ослабляется, а кислотный характер усиливается (табл. 25).

Таблица 25

$Me_2^{+1}O$	$Me^{+2}O$	$Me_2^{+3}O_3$	$Me^{+4}O_2$	$Me_2^{+5}O_5$	$Me^{+6}O_3$	$Me_2^{+7}O_7$
$MeOH$	$Me(OH)_2$	$Me(OH)_3$ $H_3MeO_3$ $HMeO_2$	$Me(OH)_4$ $H_4MeO_4$ $H_2MeO_3$	$HMeO_3$ $H_3MeO_4$	$H_2MeO_4$ или $H_2Me_2O_5$	$HMeO_4$
Основные свойства		Амфотерные свойства		Кислотные свойства		

Таким образом, все элементы побочных подгрупп являются металлами. Для всех переходных металлов характерны переменные валентности и переменные степени окисления.

Для соединений многих  $d$ -элементов характерны амфотерные свойства. Оксиды элементов в высоких и высших степенях окисления (+6, +7), например, хрома и марганца, проявляют сильные кислотные свойства.



Рис. 48. Кристаллы, содержащие переходные металлы

Большинство соединений переходных металлов окрашены (рис. 48).



Все  $d$ -элементы расположены в побочных подгруппах Периодической системы элементов Д. И. Менделеева и являются металлами. В каждом большом периоде  $d$ -элементы располагаются после двух  $s$ -элементов, которые являются щелочными или щелочноземельными.

ми металлами. В отличие от щелочных и щелочноземельных металлов, большинство  $d$ -металлов имеют переменную валентность и переменную степень окисления. В свободном состоянии  $d$ -металлы (как и вообще все металлы) являются восстановителями. Соединения  $d$ -элементов могут выполнять как восстановительные, так и окислительные функции. Соединения с высокими степенями окисления являются *окислителями*, а соединения с невысокими степенями окисления — *восстановителями*. При увеличении степени окисления металла основной характер оксидов и гидроксидов ослабляется, а кислотный характер — усиливается.

Для соединений многих  $d$ -элементов характерны амфотерные свойства.



1. Какие химические элементы называют  $d$ -элементами? Где они расположены в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева? Каковы их свойства? Ответы поясните примерами.
2. Приведите два примера  $d$ -элементов. Являются ли они металлами, переходными или неметаллами? Составьте формулы их высших оксидов и гидроксидов, укажите их характер.
3. Изобразите наружный электронный слой атомов: а) железа; б) меди; в) хрома и укажите возможную их валентность и степень окисления.
4. Какие закономерности в изменении кислотно-основных свойств будут наблюдаться в ряду оксидов:  $\text{CrO}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CrO}_3$ ?
5. Используя ряд напряжений металлов, определите, может ли железо реагировать с водными растворами следующих веществ:  
а)  $\text{CuSO}_4$ ; б)  $\text{ZnSO}_4$ ; в)  $\text{HCl}$ ; г)  $\text{KCl}$ ; д)  $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ ; е)  $\text{AgNO}_3$ .  
Напишите уравнения соответствующих реакций.

- 1. Оксид хрома (VI) массой 2 г растворили в воде массой 500 г. Рассчитайте массовую долю хромовой кислоты  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  в полученном растворе.

Ответ: 0,47 %.

- 2. Технический цинк массой 0,66 г обработали разбавленным раствором серной кислоты. Выделившийся водород занимает при (н. у.) объем 224 мл. Рассчитайте массовую долю цинка в техническом образце.

Ответ: 98,5%.

- 3. Рассчитайте массу цинка, который нужно растворить в соляной кислоте, чтобы получить водород, необходимый для восстановления оксида меди (II) массой 20 г до металла.

Ответ: 16,25 г.

## § 37. МЕДЬ

### Сегодня на уроке

- ознакомимся с медью и ее важнейшими соединениями.

Латинское название *cuprum* происходит от греческого “купрос” (название острова Кипр, по месту добычи медных руд). Медь известна человечеству с древнейших времен.

Медь находится в IV группе четвертого периода периодической системы химических элементов. Ее электронная формула  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ , а электронная конфигурация валентных электронов —  $3d^{10} 4s^1$ . Степени

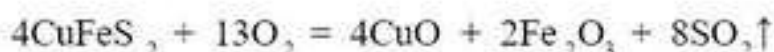


окисления: 0, +1, +2, +3. Наиболее устойчивая степень окисления +2.

**Нахождение в природе.** Медь встречается в основном в виде сульфидных руд и в самородках. Важнейшие природные соединения: медный блеск  $\text{Cu}_2\text{S}$ , медный колчедан  $\text{CuFeS}_2$ , куприт  $\text{Cu}_2\text{O}$ , малахит  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$  (рис. 49).

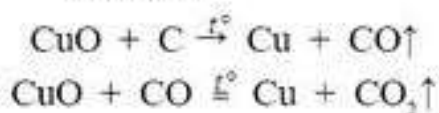
Казахстан обладает огромными запасами медной руды, они расположены в Павлодарской, Жамбылской, Восточно-Казахстанской, Актюбинской, а также на Рудном Алтае. Медь производится на Балхашском и Жезказганском горно-металлургических заводах. Самым крупным месторождением руды медистых песчаников является Жезказган. Наша страна по добыче меди занимает седьмое место в мире, 92% меди экспортируется в зарубежные страны.

**Получение.** Процесс получения меди состоит из нескольких стадий. Сначала сульфидную руду обжигают, при этом часть меди превращается в оксид:

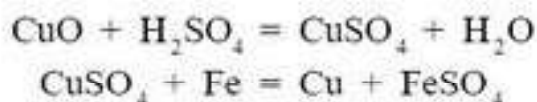


Далее оксид восстанавливают пирометаллургическим или гидрометаллургическим методами.

*Пирометаллургический метод:*



*Гидрометаллургический метод* применяется при переработке бедных медных руд:



### Ключевые понятия

- медь
- химический элемент
- простое вещество
- получение и применение
- физические свойства
- химические свойства
- оксид
- гидроксид



а)



б)



в)

**Рис. 49** а) медный блеск; б) медный колчедан; в) малахит



Рис. 50. Медь



Рис. 51. Кристаллы хлорида меди (II) под микроскопом

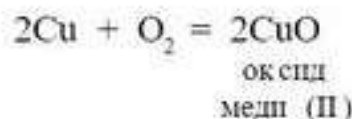
Особо чистую медь получают электролитическим методом.

**Физические свойства.** Медь — металл желто-красного цвета, мягкий, легко поддается прокатке, по тепло- и электропроводности это второй металл после серебра; плавится при температуре 1083°C, кипит при 2540°C (рис. 50, 51).

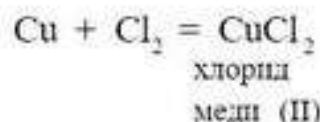
**Химические свойства.** Медь — малоактивный металл, в электрохимическом ряду напряжений находится после водорода, поэтому не вытесняет его из разбавленных кислот.

*Взаимодействие с неметаллами.*

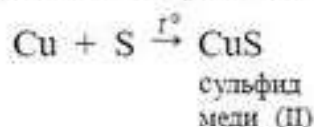
1. При нагревании медь окисляется полностью :



2. Сухой хлор на холоде не взаимодействует с медью, однако в присутствии влаги реакция проходит довольно энергично :

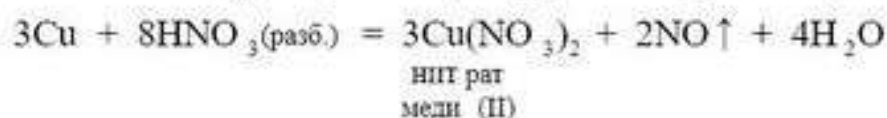
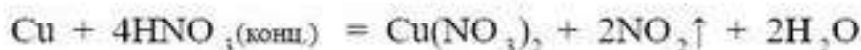
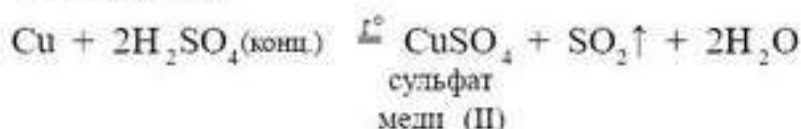


3. При нагревании медь довольно энергично взаимодействует с серой :



*Взаимодействие с кислотами-окислителями.*

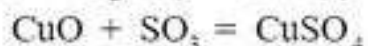
Медь может растворяться только в кислотах-окислителях. В концентрированной серной кислоте она растворяется только при нагревании, а в азотной — и на холоде:



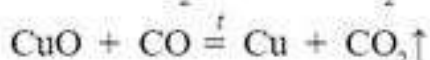
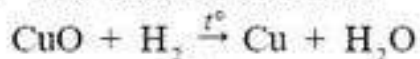
*Взаимодействие с солями.*



**Соединения меди.** Наиболее часто встречаются соединения меди +2, чем соединения меди +1. Оксид меди (II)  $\text{CuO}$  порошок черного цвета, практически нерастворимый в воде. Обладает основными свойствами, взаимодействует с кислотами и кислотными оксидами:



При нагревании оксида меди (II) в присутствии восстановителя довольно легко происходит его восстановление:

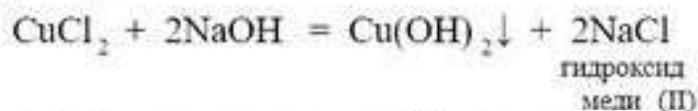


### Знаешь ли ты?

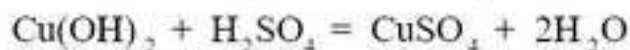
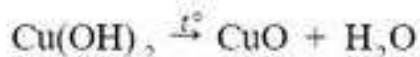
Медь является жизненно важным микроэлементом растительных и живых организмов. Известно более 25 медьсодержащих белков. Суточную потребность человека в меди оценивают в 2—3 мг в сутки. В больших количествах соединения меди токсичны.

Оксид меди (II) получают как описанной выше реакцией с кислородом, так и разложением соответствующего нитрата и гидроксида.

*Гидроксид меди (II)*  $\text{Cu(OH)}_2$  представляет собой нерастворимое в воде соединение голубого цвета (рис. 52). Его получают действием щелочей на соли меди, например:



$\text{Cu(OH)}_2$  проявляет свойства, характерные для всех нерастворимых оснований. При сильном нагревании он разлагается, вступает в реакции с кислотами:



Многие соли меди (II) хорошо растворимы в воде, но подвержены гидролизу.

При действии на растворимые соли меди раствором щелочи происходит образование осадка голубого цвета гидроксида меди (II), которая служит качественной реакцией для ионов  $\text{Cu}^{2+}$ .

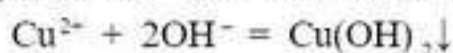


Рис. 52. Гидроксид меди (II)



Рис. 53. Латунь и мельхиор

**Применение.** Чистую медь используют в электротехнической промышленности. На основе меди получены многочисленные сплавы: латунь (сплав меди с цинком), бронза (сплав меди с оловом), мельхиор (сплав меди с железом, никелем и марганцем) (рис. 54). Ряд соединений меди используют для борьбы с вредителями в сельском хозяйстве.



Медь известна человечеству с древнейших времен. Медь находится в IV группе четвертого периода периодической системы химических элементов. Наиболее часто встречаются соединения меди +2, чем соединения меди +1. Медь — малоактивный металл, может растворяться только в кислотах-окислителях. В концентрированной серной кислоте она растворяется только при нагревании, а в азотной — и на холоде.

### Вращающаяся спираль



Из тонкой медной проволоки сделайте плоскую спираль в несколько витков, слегка смажьте ее маслом или вазелином и очень осторожно опустите на поверхность воды. Спираль не тонет, а вода ее не смачивает. Теперь пипеткой аккуратно капните в самую середину спирали одну каплю мыльного раствора. Спираль сейчас же начнет вращаться. Когда спираль остановится, капните мыльный раствор еще раз — вращение возобновится.



1. Изобразите электронную формулу меди, покажите распределение электронов по орбиталям. Какие степени окисления характерны для меди? Напишите формулы оксидов меди и соответствующие им гидроксиды.
2. Напишите формулы важнейших природных соединений меди. Встречается ли медь в природе в металлическом виде?
3. Объясните различие строения электронных оболочек атомов калия и меди.
4. Напишите уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующую цепочку химических превращений:





5. Расскажите о роли меди для организма человека.
  6. В каких продуктах питания содержится медь?
  7. К чему приведут дефицит и избыток меди в организме?
1. При разложении нитрата меди (II) массой 47 г образовался твердый остаток, который растворим в серной кислоте. Вычислите массу медного купороса  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , который может быть выделен из полученного раствора. Составьте уравнения всех осуществленных реакций.  
*Ответ:* 62,5 г.
  2. Медная руда содержит минерал малахит  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$  (массовая доля 7%) и другие компоненты, в состав которых медь не входит. Какую массу меди можно получить из 300 кг такой руды?  
*Ответ:* 12,1 кг.
  3. Медь получают электролизом водного раствора сульфата меди (II) с инертными электродами. При этом на аноде выделился кислород объемом 448 л (н. у.). Рассчитайте массу меди, полученной на катоде.  
*Ответ:* 2,56 кг.

## § 38. ЦИНК

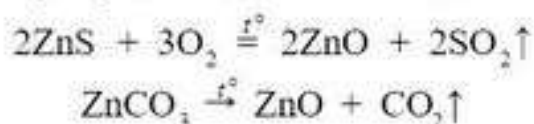
Слово “цинк” ( $\text{Zn}$ , *zincum*) происходит от нем *zinke* (“зубец”), впервые он был завезен в Средние века из Китая.

Цинк является металлом белого цвета, находится во IIВ группе четвертого периода периодической системы химических элементов. Электронная формула цинка  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$ , электронная конфигурация его валентных электронов —  $3d^{10} 4s^2$ . Цинк в соединениях проявляет постоянную степень окисления +2.

**Нахождение в природе.** Соединения цинка встречаются довольно часто. Его важнейшие природные соединения: цинковая обманка  $\text{ZnS}$ , цинковый шпат  $\text{ZnCO}_3$  (галмей), цинкат  $\text{ZnO}$  и другие (рис. 54).

Богатейшие месторождения цинка — Риддерское, Зыряновское и другие — находятся на Рудном Алтае. В местных рудах много металлов, также полиметаллические месторождения имеются в Текели — в Жетысуском Алатау, Ащысае и Мыргалымсае — в горах Каратау.

**Получение.** Цинк получают двумя методами: *пирометаллургическим* и *гидрометаллургическим*. В обоих случаях цинковую руду обжигают с целью перевода сульфида цинка в оксид:



### Сегодня на уроке

- ознакомимся с цинком и его важнейшими соединениями.

### Ключевые понятия

- цинк
- химический элемент
- простое вещество
- получение и применение
- физические свойства
- химические свойства
- оксид
- гидроксид



а)

б)

в)

Рис. 54. Соединения цинка:

а) цинковая обманка; б) цинковый шпат; в) цинкат

При получении цинка *пирометаллургическим* методом полученный цинковый огарок (продукты цинковой руды) смешивают с коксом и нагревают до  $1100\text{—}1200^\circ\text{C}$ . Цинк кипит при  $913^\circ\text{C}$ , после восстановления углеродом его отгоняют:



Для получения цинка *гидрометаллургическим* методом цинковый огарок растворяют в серной кислоте и из полученного сульфата электролизом выделяют цинк.



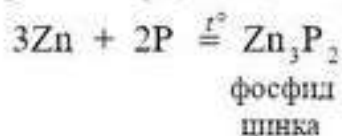
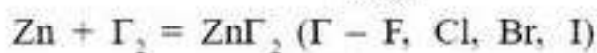
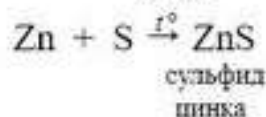
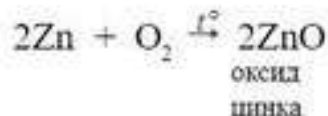
Рис. 55. Образцы цинка

**Физические свойства.** Цинк — металл синевато-белого цвета, обладающий металлическим блеском. На воздухе он покрывается оксидной пленкой. Цинк плавится при  $420^\circ\text{C}$ , кипит при  $913^\circ\text{C}$ , плотность составляет  $7,13\text{ г/см}^3$ . На холоде цинк довольно хрупок, но при  $100\text{—}150^\circ\text{C}$  он поддается прокатке и вытягивается (рис. 55).

### Химические свойства

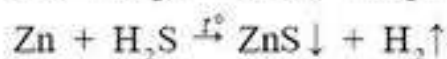
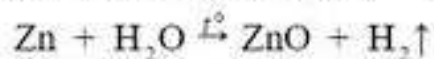
Цинк является металлом средней активности.

1. При нагревании он реагирует с кислородом, галогенами, серой и фосфором:

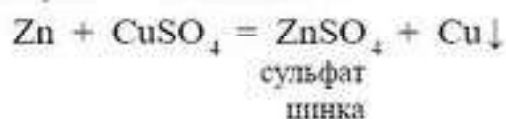




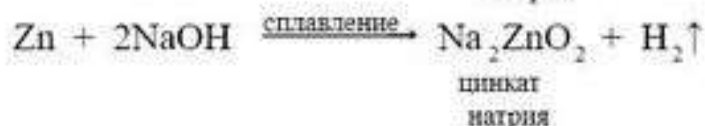
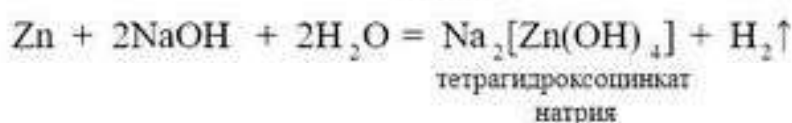
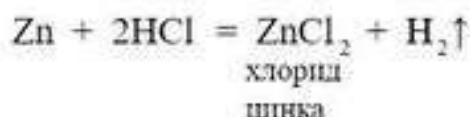
2. При нагревании цинк взаимодействует с водой и сероводородом :



3. Цинк взаимодействует с солями :

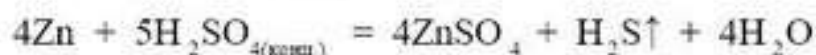
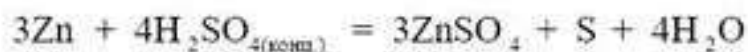
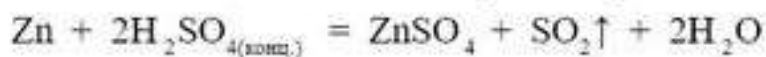


4. Поскольку цинк обладает амфотерными свойствами, он легко реагирует с растворами кислот и со щелочами :

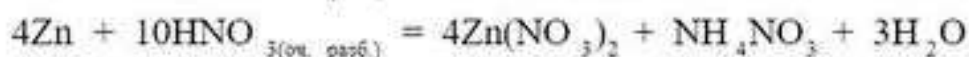
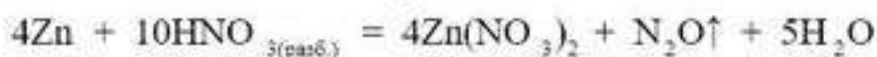


5. Реакция цинка с кислотами-окислителями сопровождается образованием большого числа продуктов восстановления.

При взаимодействии цинка с концентрированной серной кислотой одновременно возможно образование  $\text{SO}_2$ , S и  $\text{H}_2\text{S}$ :



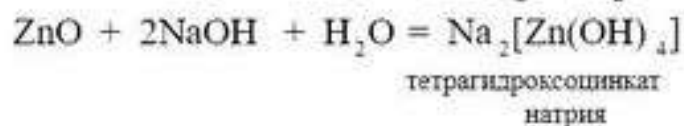
В большей степени проходит первая из этих реакций. Реакция с азотной кислотой различной концентрации протекает по схемам:



### Соединения цинка.

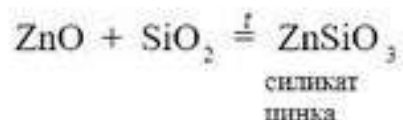
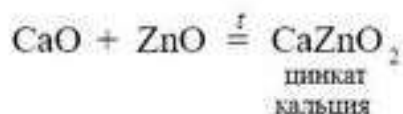
Оксид цинка  $\text{ZnO}$  обладает амфотерными свойствами.

1. Он легко растворяется как в кислотах, так и в щелочах, образуя соли цинка и цинкаты:



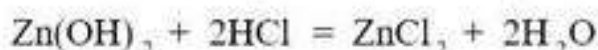
$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$  — комплексное соединение.

2. При сплавлении взаимодействует с основными и кислотными оксидами:

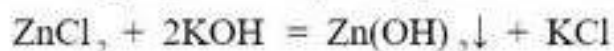


Гидроксид цинка  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  обладает амфотерными свойствами.

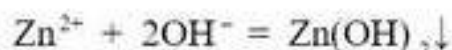
1. Он реагирует как с кислотами, так и со щелочами:



2. Гидроксид цинка образуется при обработке соли цинка щелочью:



Эта реакция является качественной для ионов цинка:



**Применение.** Цинк в основном используется для покрытия изделий из железа и стали. Является восстановителем при получении серебра, золота и других металлов гидрометаллургическим способом. Оксид цинка используется как катализатор во многих химических процессах. Он входит в состав цинковых белил.

Сульфид цинка  $\text{ZnS}$  применяется для покрытия металлических конструкций мостов и деталей машин. Хлорид цинка  $\text{ZnCl}_2$  и сульфат цинка  $\text{ZnSO}_4$  применяются в медицине в качестве антисептиков.



Цинк находится во IIВ группе четвертого периода периодической системы химических элементов, в соединениях проявляет постоянную степень окисления +2. Цинк является металлом средней активности. Цинк, реагируя с растворами кислот и со щелочами, проявляет амфотерные свойства. Реакция цинка с

кислотами-окислителями сопровождается образованием большого числа продуктов восстановления. Оксид цинка  $\text{ZnO}$  и гидроксид цинка  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  также обладают амфотерными свойствами.



1. Изобразите электронную формулу атома цинка, покажите распределение электронов по орбиталям. Какие степени окисления характерны для цинка?
2. Напишите формулы важнейших соединений цинка, которые встречаются в природе. Встречается ли цинк в природе в металлическом виде?
3. С какими из перечисленных веществ реагирует цинк:





- а) хлор; б) сера; в) серная кислота; г) гидроксид калия; д) хлорид калия. Составьте уравнения реакций.
4. Напишите уравнения реакций, которые доказывают амфотерный характер оксида и гидроксида цинка.
  5. Почему цинк, стоящий в ряду напряжений металлов до водорода, не реагирует с водой при комнатной температуре?
  6. Какова роль цинка в организме человека?
  7. В каких продуктах питания содержится цинк?
  8. Каковы последствия дефицита цинка в организме?
1. В реакции цинка с соляной кислотой получено 5,44 г хлорида цинка. Сколько граммов цинка вступило в реакцию и сколько литров (н. у.) водорода выделилось?  
 Ответ: 2,6 г Zn; 0,896 л H<sub>2</sub>.
  2. При взаимодействии с водой некоторого металла, при нагревании образовался двухвалентный оксид этого металла массой 16,2 г и водород 0,4 г. Определите, какой металл был взят для реакции с водой?
  3. Технический цинк массой 0,33 г обработали разбавленным раствором серной кислоты. Выделившийся водород занимает при н. у. объем 112 мл. Рассчитайте массовую долю цинка в техническом металле.  
 Ответ: 98,5%.
  4. Цинковая руда содержит 42% сульфида цинка. Определите массу цинка, которую можно получить из 12 т руды, если выход реакции составляет 66%.  
 Ответ: 2485,2 кг.

## §39. ХРОМ

Название элемента хром (Cr, chromum) произошло от греческого *chroma* — «цвет, краска» из-за яркой разнообразной окраски соединений хрома. Хром находится в 4-м периоде VI побочной подгруппе Периодической системы элементов Д. И. Менделеева. Его электронная формула  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ , а электронная конфигурация валентных электронов  $3d^5 4s^1$ . В своих соединениях хром проявляет степени окисления +2, +3 и +6, которые являются наиболее устойчивыми и имеют практическую значимость.

**Нахождение в природе.** Содержание хрома в земной коре составляет  $3,3 \cdot 10^{-2}$  % по массе.

Основные руды — хромит (хромистый железняк)  $FeCr_2O_4$  и крокоит  $PbCrO_4$ , уваровит  $Ca_3Cr_2(SiO_4)_3$  (рис. 56).

В Казахстане 99% месторождений хрома встречается в горах Мугалжар. Большой известностью пользуются Кемпирсайская и Донская группы месторождений, содержащие высококачественные руды. Месторождения хромитов также открыты в Костанайской и Восточно-Казахстанской областях.

### Сегодня на уроке:

- ознакомимся с общими характеристиками хрома.

### Ключевые понятия

- хром
- химический элемент
- простое вещество
- получение и применение
- физические свойства
- химические свойства

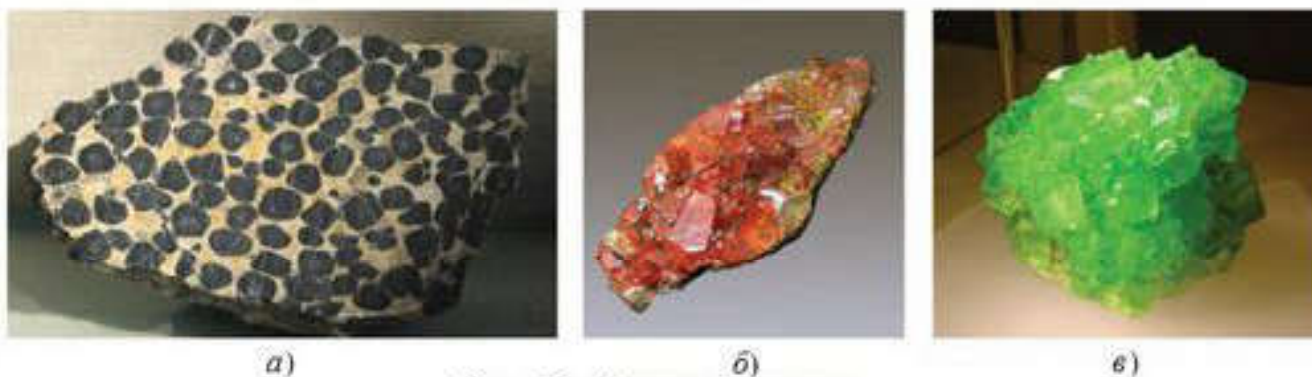


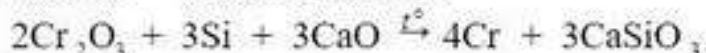
Рис. 56. Минералы хрома:  
а) хромит, б) крокоит, в) уваровит

**Получение.** В промышленности чистый хром получают восстановлением оксида хрома (III):

1. *Алюмотермическое восстановление:*



2. *Кремнетермическое восстановление:*



А также электролизом растворов солей хрома или расплавов фторида хрома (III) с галогенидами щелочных металлов.

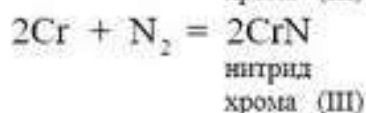
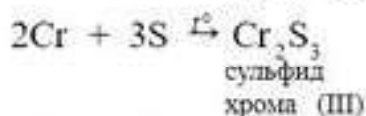
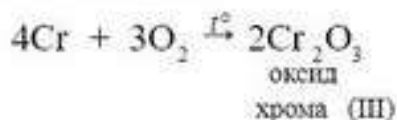
**Физические свойства.** Хром — твердый и тугоплавкий, блестящий серебристо-белый металл плотностью  $7,2 \text{ г/см}^3$ ,  $t_{\text{пл}} = 1890^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{кип}} = 2680^\circ\text{C}$ , хорошо проводит ток и теплоту.

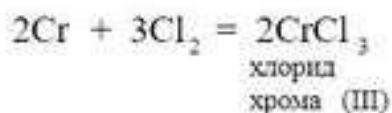
### Знаешь ли ты?

Хром относят к биогенным элементам, который содержится в растительных и животных организмах. Соли хрома токсичны, их воздействие на кожу вызывает дерматиты.

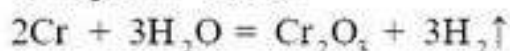
**Химические свойства.** При комнатной температуре хром малоактивен из-за образования на его поверхности оксидной пленки, которая предохраняет его от дальнейшего окисления. Благодаря этому свойству хром является одним из самых коррозионностойких металлов. При нагревании оксидная пленка разрушается и хром вступает в различные химические реакции.

1. *Взаимодействие с неметаллами:*

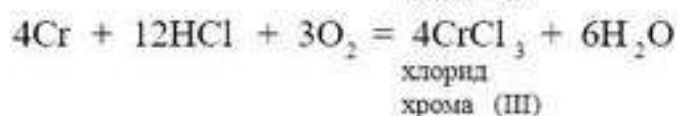
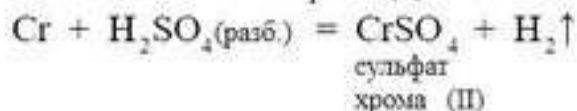
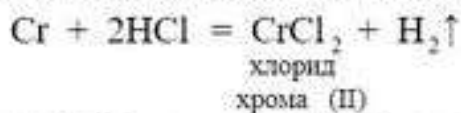




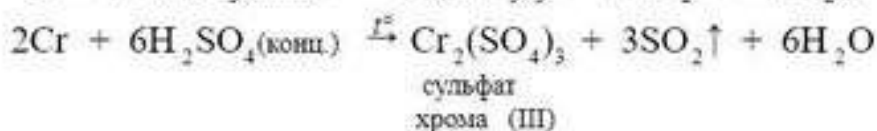
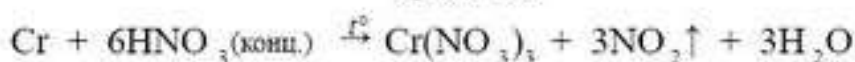
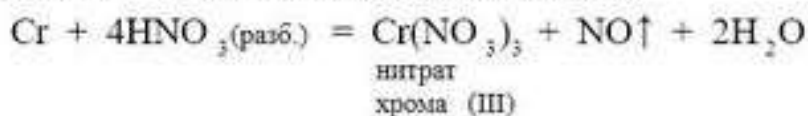
2. *Взаимодействие с парами воды:*



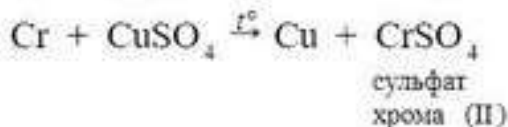
3. *Взаимодействие с кислотами-неокислителями:*



4. *Взаимодействие с кислотами-окислителями:*



5. *Взаимодействие с солями:*

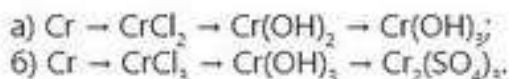


Хром находится в 4-м периоде VI побочной подгруппе Периодической системы элементов Д. И. Менделеева. В своих соединениях хром проявляет степени окисления +2, +3 и +6, которые являются наиболее устойчивыми и имеют практическую значимость.

Хром — твердый тугоплавкий металл. При комнатной температуре он малоактивен из-за образования на его поверхности оксидной пленки, которая предохраняет от дальнейшего окисления. Благодаря этому свойству хром является одним из самых коррозионно-стойких металлов.



1. Изобразите строение электронной оболочки атома хрома. Какие степени окисления может проявить этот металл в соединениях? Приведите примеры соединений хрома в различных степенях окисления.
2. Напишите уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



- 1. Вычислите массу хрома, который может быть получен при алюмотермическом восстановлении оксидного концентрата массой 25 кг. Основной компонент оксидного концентрата — оксид хрома (III), массовая доля примесей составляет 8,8%.

Ответ: 15,6 кг.

- 2. Какой объем 20%-ного раствора гидроксида натрия ( $\rho = 1,12 \text{ г/мл}$ ) потребуется для полного осаждения гидроксида хрома (III) из 90 г 16%-ного раствора хлорида хрома (III)?

Ответ: 49 мл.

## § 40. ВАЖНЕЙШИЕ СОЕДИНЕНИЯ ХРОМА

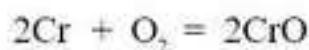
### Сегодня на уроке

- ознакомимся с важнейшими соединениями хрома.

### Ключевые понятия

- хром
- оксиды
- гидроксиды
- хроматы
- дихроматы

**Оксид хрома (II)  $\text{CrO}$**  — твердое вещество черного цвета, нерастворимое в воде, неустойчивое соединение, основной оксид. Получают окислением хрома на воздухе (кислород в недостатке):

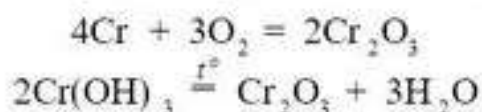


Как основной оксид  $\text{CrO}$  реагирует с кислотой:

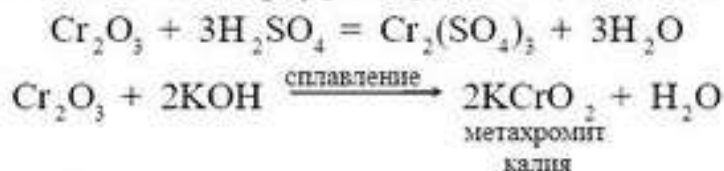


**Оксид хрома (III)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$**  — наиболее устойчивый из оксидов хрома. Твердое вещество зеленого цвета, амфотерный оксид, не растворимое в воде (рис. 57, а).

Получают окислением хрома и разложением гидроксида хрома (III):



Как амфотерный оксид  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  реагирует с кислотами и щелочами:



**Оксид хрома (VI)  $\text{CrO}_3$**  — твердое вещество красно-фиолетового цвета, кислотный оксид (рис. 57, б). При растворении в воде образует хромовую кислоту  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ , а при увеличении концентрации раствора — дихромовую кислоту  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ :

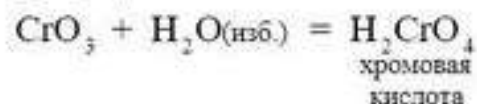
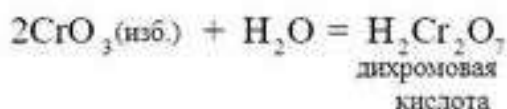
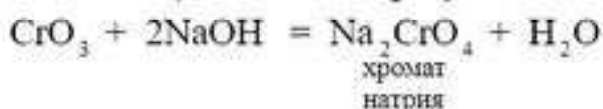




Рис. 57. а) оксид хрома (III); б) оксид хрома (VI)



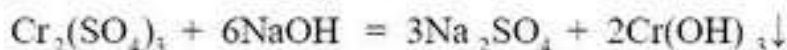
При взаимодействии со щелочами образует соли:



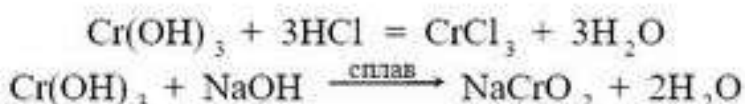
**Важнейшие гидроксиды хрома  $\text{Cr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ .**

Гидроксид хрома (II)  $\text{Cr}(\text{OH})_2$  — малорастворимое основание, сильный восстановитель.

Гидроксид хрома (III)  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  — нерастворимое в воде соединение, амфотерный гидроксид. Его получают осаждением из солей хрома (III), например, по реакции:



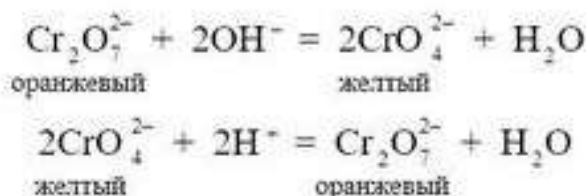
Как амфотерное соединение оно вступает в реакции с кислотами и щелочами:



Хромовая  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  и дихромовая  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  кислоты существуют только в водных растворах, образуют соли — *хроматы* и *дихроматы* (рис. 58). Соли этих кислот устойчивы и имеют характерную окраску: хроматы — желтую, а дихроматы — оранжевую. Хроматы существуют в щелочной среде, дихроматы — в кислотной:



Рис. 58. а) хромат калия; б) дихромат калия



Хроматы и дихроматы являются сильными окислителями.

**Применение.** Хром входит в состав нержавеющей, кислотоупорных, жаропрочных сталей, которые отличаются повышенной твердостью и прочностью.

Оксид хрома (III) используют для изготовления красок, а также для окрашивания стекла и фарфора в зеленый цвет.

Хромат свинца  $\text{PbCrO}_4$  — желтый краситель — используется в качестве пигмента при изготовлении желтой масляной краски.

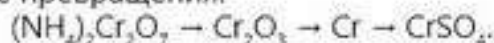


Оксид хрома (II)  $\text{CrO}$  — неустойчивое соединение, основной оксид. Оксид хрома (III)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  — наиболее устойчивый из оксидов хрома, амфотерный оксид. Оксид хрома (VI)  $\text{CrO}_3$  — кислотный оксид. При растворении в воде образует хромовую кислоту или дихромовую кислоту. Хромовая  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$  и дихромовая

$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  кислоты существуют только в водных растворах, образуют соли — хроматы и дихроматы. Хроматы и дихроматы являются сильными окислителями.



1. Какие закономерности в изменении кислотно-основных свойств будут наблюдаться в ряду оксидов:  $\text{CrO}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CrO}_3$ ?
2. Напишите уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



- 1. К водному раствору хромата натрия массой 50 г прилили избыток раствора хлорида бария. Образовался осадок массой 5,06 г. Вычислите массовую долю хромата натрия в исходном растворе.
- 2. Определите массу осадка, который образуется при растворении в воде смеси, полученной при прокаливании хрома массой 10,4 г и серы массой 11,2 г.

Ответ: 6,48%.

Ответ: 20,6 г.

## § 41. ЖЕЛЕЗО

**Строение.** Железо — химический элемент с порядковым номером 26 и атомной массой 55,847. Находится в 4-м периоде в побочной подгруппе VIII группы Периодической системы Д. И. Менделеева. Электронная формула железа  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ , характерные степени окисления +2, +3, реже +6.

**Нахождение в природе.** В земной коре содержание железа составляет 4,655% по массе. По распространению он занимает 4-е место среди эле-



## Сегодня на уроке

- ознакомимся с общими характеристиками железа.

## Ключевые понятия

- железо
- химический элемент
- простое вещество
- физические свойства
- химические свойства
- получение и применение

ментов, второе — среди металлов. В свободном виде железо встречается в составе метеоритов, а в земной коре — только в виде соединений. Основные рудоносные минералы железа (рис. 59): магнетит  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ; гематит  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ; пирит  $\text{FeS}_2$ ; лимонит  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ; сидерит  $\text{FeCO}_3$ .

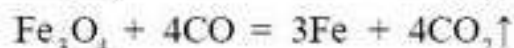
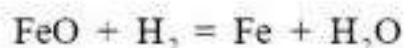
В нашей республике имеются богатые запасы железных руд. Железорудные месторождения преимущественно расположены в Северном Казахстане. Наибольшее значение имеют Кашарское, Соколовско-Сарыбайское месторождения.

В организме человека содержится около 5 г железа, большая часть его ( $\approx 70\%$ ) входит в состав гемоглобина крови.

Железо относится к металлам, известным человечеству с глубокой древности.

### Получение.

1. Восстановлением его оксидов водородом, алюминием и оксидом углерода (II):



2. Электролизом водных растворов солей железа (II).

**Физические свойства.** Чистое железо — блестящий серебристо-белый металл, тяжелый ( $\rho = 7,87 \text{ г/см}^3$ ), тугоплавкий ( $T_{\text{пл}} = 1539^\circ\text{C}$ ). В отличие от многих других металлов железо обладает магнитными свойствами (рис. 60).

**Химические свойства.** Железо — металл средней химической активности, проявляет общие свойства, характерные для металлов. Чистое железо на воздухе устойчиво к окислению примерно до  $200^\circ\text{C}$ , при дальнейшем нагревании образуются различные оксиды.



Рис. 59. Минералы железа:

а) магнетит, б) пирит, в) гематит, г) лимонит



Рис. 60. Образец железа

Химические свойства железа представлены в таблице. Отметим, при комнатной температуре железо не реагирует с водой, а концентрированные растворы  $\text{HNO}_3$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$  при обычных условиях железо пассивируют (табл. 26).

### Знаешь ли ты?

Ультрадисперсный порошок магнетита используется в черно-белых лазерных принтерах в качестве тонера.

Таблица 26

### Химические свойства железа

Взаимодействие с простыми веществами	Взаимодействие со сложными веществами
<p>1. При комнатной температуре с кислородом во влажном воздухе "ржавеет":</p> $4\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{O} + 3\text{O}_2 = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$ <p>2. При нагревании:</p> <p>а) с кислородом:</p> $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4$ <p>б) с хлором:</p> $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$ <p>в) с серой:</p> $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$	<p>1. При комнатной температуре:</p> <p>а) с растворами кислот:</p> $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Fe} + 4\text{HNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>б) с растворами солей:</p> $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 = \text{Cu} + \text{FeCl}_2$ <p>2. При нагревании с водяным паром:</p> $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{FeO} + \text{H}_2\uparrow$ <p>3. Взаимодействие с концентрированными растворами <math>\text{HNO}_3</math> и <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math></p> $2\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{SO}_4(\text{к}) \xrightarrow{t} \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe} + 4\text{HNO}_3(\text{к}) \xrightarrow{t} \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

**Применение.** Железо — один из самых используемых металлов, на него приходится до 95% мирового металлургического производства. Железо является основным компонентом стали и чугуна — важнейших конструкционных материалов.

Чистое железо способно быстро намагничиваться, поэтому его применяют для изготовления сердечников электромоторов, электромагнитов и мембран микрофонов. Железо также используется в качестве катализатора в производстве аммиака, органических соединений. В медицине используют более десяти различных препаратов железа, основу которых составляют  $\text{FeCl}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . Недостаток железа проявляется как болезнь организма (хлороз у растений и анемия у людей и животных).

Обычно железо входит в ферменты в виде комплекса, называемого гемом. В частности, этот комплекс присутствует в гемоглобине —





важнейшем белке, обеспечивающем транспорт кислорода с кровью ко всем органам человека и животных. Именно он окрашивает кровь в характерный красный цвет.

### Знаешь ли ты?

В 1749 г. сибирским кузнецом недалеко от Енисея была найдена глыба самородного железа. Она прославилась на весь мир и была признана как первый бесспорный метеорит.



*Железо* находится в 4-м периоде в побочной подгруппе VIII группы периодической системы Д. И. Менделеева, характерные степени окисления +2, +3, тяжелый, тугоплавкий металл. В отличие от многих других металлов железо обладает магнитными свойствами. *Железо* — металл средней химической активности, проявляет общие свойства, характерные для металлов.

*Железо* — один из самых используемых металлов, на него приходится до 95% мирового металлургического производства. Железо является основным компонентом стали и чугуна — важнейших конструкционных материалов.

### Знаешь ли ты?

Чистое железо без примесей очень мягкое, чуть тверже пластилина. Именно поэтому к нему добавляют примеси, чтобы сделать его прочнее.



1. В каком виде железо встречается в природе? Напишите формулы соединений железа и назовите их.
2. Какова роль элемента железа в организме человека?
3. В каких продуктах питания содержится железо?
4. К чему приведут дефицит и избыток железа в организме?
5. Составьте уравнения реакций, в результате которых можно получить металлическое железо из его оксидов  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , используя в качестве восстановителя:
  - а) оксид углерода (II);
  - б) алюминий;
  - в) водород.

Покажите переход электронов и укажите окислитель и восстановитель.

- 1. Рассчитайте, хватит ли 30 мл раствора 25%-ной серной кислоты ( $\rho = 1,18$  г/мл) на растворение железа массой 5,6 г. Ответ подтвердите расчетами.  
*Ответ:* не хватит.
- 2. Рассчитайте, какая масса алюминия потребуется для того, чтобы полностью восстановить 7,56 кг руды, содержащей 89,7% магнитного железняка  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .  
*Ответ:* 2,1 кг.
- 3. "Красный железняк"  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  массой 5 кг, содержащий 20% примеси, восстановили углеродом. Рассчитайте массу железа, полученную при этом.

*Ответ:* 2,8 кг.

4. Алюмотермическим методом восстановили оксид железа (III) массой 320 г и получили железо массой 200 г. Рассчитайте выход продукта реакции (%).

Ответ: 89,3%.

## § 42. ВАЖНЕЙШИЕ СОЕДИНЕНИЯ ЖЕЛЕЗА

### Сегодня на уроке:

- ознакомимся с важнейшими соединениями железа.

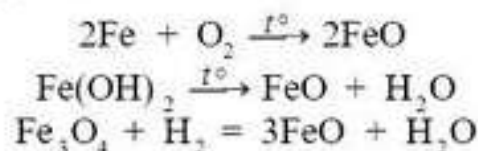
### Ключевые понятия

- железо
- оксиды
- гидроксиды
- соли

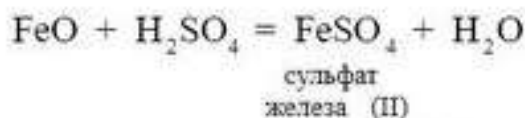
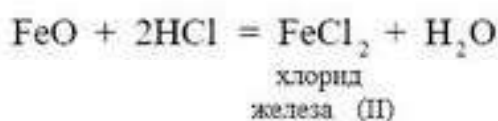
К наиболее важным соединениям железа относятся оксиды, гидроксиды и соли.

**Оксид железа (II) FeO** — тугоплавкий, черный, воспламеняющийся порошок, не растворяющийся в воде.

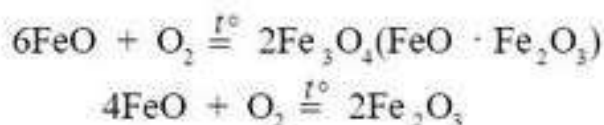
**Получение.** Получают окислением железа при высоких температурах, термоллизом  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  (в отсутствие кислорода), восстановлением других оксидов:



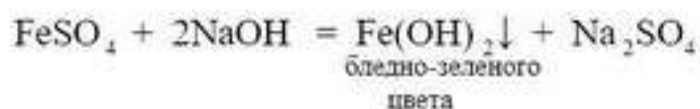
**Химические свойства.** FeO — основной оксид, с водой не реагирует, хорошо растворяется в сильных кислотах:



При окислении превращается в смешанный оксид  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  или оксид железа (III).

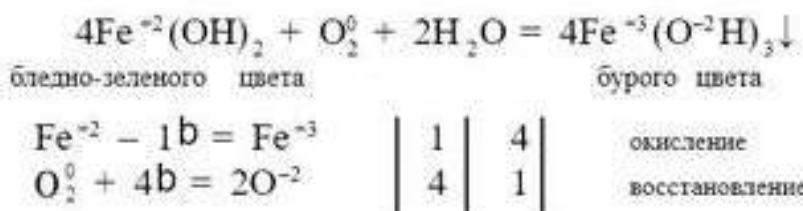


**Гидроксид железа (II)  $\text{Fe}(\text{OH})_2$**  — твердое кристаллическое вещество, не растворимое в воде. Получают в виде гелеобразного осадка при действии щелочей на соли  $\text{Fe}^{2+}$ :

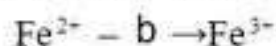


По химическим свойствам — слабое основание, легко реагирует с кислотами и не реагирует со щелочами.

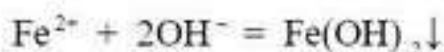
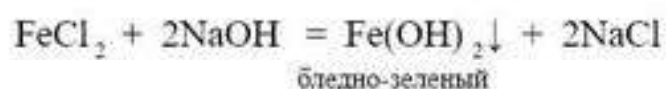
$\text{Fe}(\text{OH})_2$  — неустойчивое соединение, при нагревании без доступа воздуха разлагается, а на воздухе самопроизвольно окисляется:



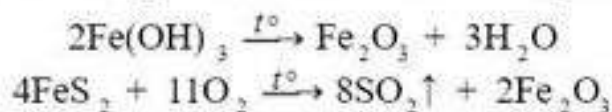
**Соли Fe (II)** получают при взаимодействии железа с растворами кислот. Растворимые соли  $\text{Fe}^{2+}$  в водных растворах подвергаются гидролизу с образованием кислой среды. Проявляют общие свойства типичных солей. Легко окисляются сильными окислителями:



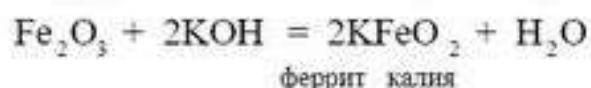
Качественной реакцией для обнаружения катионов  $\text{Fe}^{2+}$  является их взаимодействие с гидроксид-ионами  $\text{OH}^-$ :



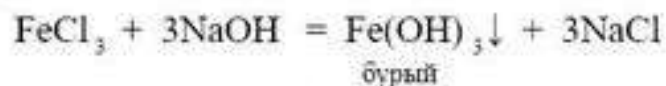
**Оксид железа (III)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$**  представляет собой порошок красного цвета, нерастворимый в воде. В природе известен как "красный железняк".  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  получают разложением гидроксида и обжигом шпирита  $\text{FeS}_2$



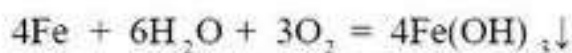
Оксид железа (III) проявляет слабые амфотерные свойства. Он реагирует с кислотами, образуя соли железа (III), и щелочами с образованием ферритов:



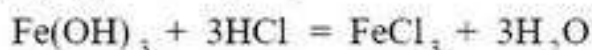
**Гидроксид железа (III)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$**  представляет собой бурое аморфное вещество, не растворимое в воде. Его получают действием щелочей на соли железа (III)

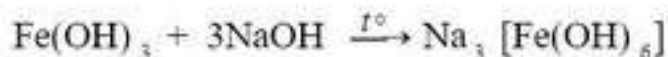


Гидроксид железа (III) также образуется при окислении железа:



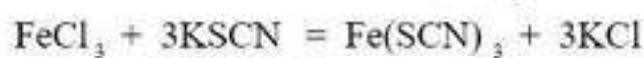
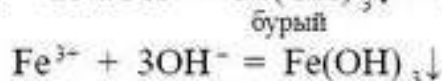
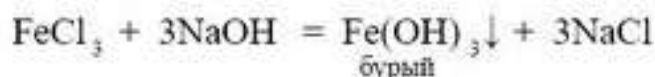
$\text{Fe}(\text{OH})_3$  — очень слабое основание. Это вещество проявляет амфотерные свойства. Под действием кислот  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  образует соответствующие соли, а при взаимодействии с концентрированными щелочами образуется гексагидроферраты (III):



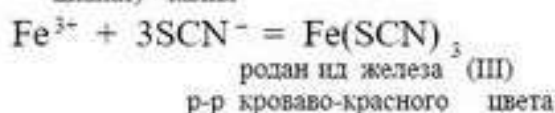


Соли  $\text{Fe}^{3+}$  часто имеют окраску как в твердом состоянии, так и в водном растворе. Водные растворы солей  $\text{Fe}^{3+}$  имеют сильноокислую реакцию. Соли железа (III) получают при сжигании железа в хлоре и при взаимодействии его с концентрированными серной и азотной кислотами при нагревании.

Качественной реакцией для обнаружения катионов  $\text{Fe}^{3+}$  являются их взаимодействия с гидроксид-ионами  $\text{OH}^-$ , а также роданид-ионами (тиоцианат)  $\text{SCN}^-$ .



роданид (тиоцианат) калия



родан ид железа (III)

р-р кроваво-красного цвета

### Знаешь ли ты?

Название природного карбоната железа (сидерита) происходит от лат. *sidereus* — “звездный”; действительно, первое железо, попавшее в руки людям, было метеоритного происхождения. Возможно, это совпадение неслучайно. В частности, древнегреческое слово “сидерос” (σίδηρος) для железа и латинское *sidus*, означающее “звезда”, вероятно, имеют общее происхождение.



*Оксид железа (II)  $\text{FeO}$  — основной оксид. Оксид железа (III)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  проявляет слабые амфотерные свойства. Гидроксид железа (II)  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  по химическим свойствам — слабое основание, неустойчивое соединение. Гидроксид железа (III)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  — очень слабое основание, проявляет амфотерные свойства. Растворимые соли  $\text{Fe}^{2+}$  в водных растворах подвергаются гидролизу с образованием кислой среды.*

Качественной реакцией для обнаружения катионов  $\text{Fe}^{2+}$  является их взаимодействие с гидроксид-ионами  $\text{OH}^-$ . Водные растворы солей  $\text{Fe}^{3+}$  имеют сильноокислую реакцию. Качественной реакцией для обнаружения катионов  $\text{Fe}^{3+}$  являются их взаимодействия с гидроксид-ионами  $\text{OH}^-$ , а также роданид-ионами (тиоцианат)  $\text{SCN}^-$ .

### Знаешь ли ты?

Получение кроваво-красной окраски роданида железа используют для кино-съемок.



1. Составьте уравнения реакций получения солей: а) железа (II); б) железа (III).
2. Какими общими и специфическими свойствами обладают оксиды и гидроксиды железа? Составьте уравнения соответствующих реакций.
3. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:
  - а)  $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$
  - б)  $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
  - в)  $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{FeO}$
4. По кратким ионным уравнениям реакций напишите соответствующие молекулярные уравнения:
 

а) $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$	б) $\text{Fe}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{FeS} \downarrow$
в) $\text{Fe}^{3+} + \text{PO}_4^{3-} = \text{FePO}_4 \downarrow$	г) $\text{Fe}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{FeCO}_3 \downarrow$

1. Для восстановления 16 г оксида железа потребовалось 6,72 л (н. у.) оксида углерода (II). Определите формулу этого оксида железа.  
*Ответ:  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .*
2. Какова формула оксида железа, если на восстановление 23,2 г этого оксида израсходовали водород объемом 8,96 л (н. у.)?  
*Ответ:  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .*
3. В раствор сульфата меди (II) опустили 100 г железных опилок. К окончанию реакции масса металла составила 108 г. Определите массу железа, вступившего в реакцию.  
*Ответ: 56 г.*

### § 43. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ И МЕРЫ ПО ЕЕ ПРЕДУПРЕЖДЕНИЮ

Со временем металлы и их сплавы подвергаются коррозии. *Коррозия* — это разрушение металлов и их сплавов под воздействием окружающей среды. *Ржавлением* называется коррозия железа и его сплавов (рис. 61).

Различают химическую и электрохимическую коррозию.

При химической коррозии разрушение поверхности металла происходит под действием кислорода, сероводорода или других газов в отсутствие влаги, поэтому химическая коррозия иногда называется *газовой*. Химической коррозии подвергаются металлы при термической обработке, арматура печей, детали двигателей внутреннего сгорания и другая аппаратура, работающая в условиях высоких температур. При этом на поверхности металлов образуются пленки оксидов, сульфиды или другие соединения.

#### Сегодня на уроке:

- поймем сущность процесса коррозии;
- ознакомимся со способами защиты от коррозии металлов и сплавов.

#### Ключевые понятия

- коррозия
- химическая и электрохимическая коррозия
- методы защиты от коррозии
- ингибиторы



Рис. 61. Коррозия металла

Примеры уравнений реакций химической коррозии:

$6\text{Fe} + 4\text{O}_2 = 2\text{Fe}_3\text{O}_4$  (коррозия железа на воздухе при высокой температуре)

$2\text{Cu} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = (\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  (образование зеленой пленки — патины)

$4\text{Ag} + 2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{Ag}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$  (почернение серебряных изделий)

Очень большой ущерб мировому хозяйству приносит **атмосферная коррозия**. Во влажном воздухе поверхность металла покрыта тонкой пленкой воды, в которой растворяются кислород и другие газы, имеющиеся в атмосфере. Под действием кислорода воздуха на поверхности металлов образуются пленки оксидов.

Если образуется плотная пленка оксида, то

дальнейшее окисление металла не происходит. Так, например, оксидные пленки алюминия, хрома, никеля, цинка и других металлов защищают металлы от коррозии. У железа и его сплавов (чугун и сталь) образующиеся рыхлые слои оксидов не защищают их от дальнейшего окисления. Так, при ржавлении железа на его поверхности образуется несколько рыхлых слоев оксидов переменного состава ( $\text{Fe}_3\text{O}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ ).

**Электрохимическая коррозия** развивается в растворах электролитов и сопровождается появлением электрического тока. Металлы и сплавы содержат примеси. При контакте с электролитами одни участки поверхности выполняют роль анода (отдают электроны), другие — роль катода (принимают электроны), т. е. электрохимическая коррозия обусловлена образованием гальванических элементов, и на ее скорость влияет природа примесей, степень однородности поверхности металла. Коррозия металла усиливается при его контакте с менее активным металлом (т. е. в ряду активности расположенным правее) и ослабляется при контакте с более активным металлом (в ряду активности расположенным левее). Например, железо сильнее ржавеет в контакте с медью и слабее в контакте с цинком. Наличие неоднородностей, шероховатостей на поверхности металла тоже усиливают коррозию. Она также усиливается при нагревании и повышении агрессивности среды, наличии влаги.

#### Методы защиты металлов от коррозии .

Борьба с коррозией предусматривает защиту поверхности металла от контакта с атмосферой или получение на поверхности металла прочной пленки антикоррозионного покрытия.



1) поверхностное покрытие металлов: поверхность металла покрывают лаком, краской, эмалью или смазкой, которая препятствует соприкосновению металла с агрессивной средой;

2) создание сплавов, стойких к коррозии: хромирование, никелирование, лужение — покрытие оловом; добавка алюминия, вольфрама;

3) электрохимические способы защиты — протекторная (анодная, катодная);

4) изменение окружающей среды: в агрессивную среду вводят **ингибиторы**, т. е. вещества, ослабляющие коррозию; деаэрация выделения кислорода, растворившегося в воде;

5) замена металлов пластмассой.

С каждым годом увеличивается выпуск нержавеющей сталей, содержащих добавки хрома и никеля, алюминия, вольфрама, которые придают сталям антикоррозионные свойства.



1. Что такое *коррозия*? Какие виды коррозии существуют?
2. Охарактеризуйте химическую коррозию.
3. Охарактеризуйте электрохимическую коррозию.
4. Какое из двух изделий будет быстрее подвергаться коррозии: изготовленное из чистого железа или из железа, имеющего примеси меди? Ответ поясните.
5. Ускорится или замедлится процесс коррозии железа в растворе кислоты, если к железу прикрепить: а) пластинку из цинка; б) пластинку из серебра?
6. Напишите уравнения реакций, которые протекают при коррозии железа, покрытого влагой на воздухе.
7. Перечислите способы защиты металлов от коррозии. Какие способы защиты от коррозии в быту вы знаете?



*Коррозия* — это разрушение металлов и их сплавов под воздействием окружающей среды. Различают химическую и электрохимическую коррозию.

При *химической коррозии* разрушение поверхности металла происходит под действием кислорода, сероводорода или других газов в отсутствие влаги.

*Электрохимическая коррозия* развивается в растворах электролитов. Основными методами защиты от коррозии являются: поверхностное покрытие металлов; создание сплавов, стойких к коррозии; изменение окружающей среды.



### Изучение коррозии

Возьмите три стальных гвоздика и поместите каждый в водопроводную воду, соленую воду, воду, содержащую соду. Определите, в каком случае коррозия прошла сильнее. Запишите свои наблюдения.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 9

Качественные реакции на распознавание ионов  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ 

## Реактивы:

- растворы солей меди и цинка
- раствор гидроксида натрия

## Химическая посуда и лабораторное оборудование:

- штатив для пробирок
- пробирки

**Техника безопасности.** Требуется соблюдение правил работы с растворами кислот, щелочей и нагревательными приборами.

## Ход работы

**Опыт 1.** Налейте в пробирку 2—3 мл раствора хлорида или сульфата меди (II) и добавьте раствор гидроксида натрия до образования синего осадка. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.

**Опыт 2.** Налейте в пробирку 2—3 мл раствора соли цинка и добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до образования студенистого осадка. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 10

Качественные реакции на распознавание ионов  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ 

## Реактивы:

- растворы хлорида железа (II)
- растворы хлорида железа (III)
- раствор гидроксида натрия

## Химическая посуда и лабораторное оборудование:

- штатив для пробирок
- пробирки

**Техника безопасности.** Требуется соблюдение правил работы с растворами кислот, щелочей и нагревательными приборами.

## Ход работы

**Опыт 1.** Налейте в пробирку 2—3 мл раствора хлорида железа (II) и добавьте раствор гидроксида натрия до образования осадка.

**Опыт 2.** Налейте в пробирку 2—3 мл раствора хлорида железа (III) и добавьте раствор гидроксида натрия.

## Вопросы и задания.

1. Какого цвета получились осадки?
2. Как можно определить ионы железа  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ?
3. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.





## ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 1

### Получение гидроксидов железа (II) и (III), меди (II), цинка, хрома (III), испытание отношения гидроксидов к кислотам и щелочам

#### Реактивы:

- раствор хлорида железа (II)
- раствор хлорида железа (III)
- растворы солей меди (II)
- растворы солей цинка
- растворы солей хрома (III)
- раствор гидроксида натрия
- растворы соляной и серной кислот

#### Химическая посуда и оборудование:

- штатив для пробирок
- пробирки

**Техника безопасности.** Требуется соблюдение правил работы с растворами кислот, щелочей и нагревательными приборами.

#### Ход работы

**Опыт 1. Получение гидроксида железа (II) и взаимодействие его с кислотами.**

Налейте в пробирку 2—3 мл раствора хлорида железа (II) и добавьте раствора гидроксида натрия до образования осадка. Разделите содержимое пробирки на две части. Добавьте в одну пробирку соляную кислоту. Наблюдайте, что происходит с течением времени в другой пробирке.

**Опыт 2. Получение гидроксида железа (III) и взаимодействие его с кислотами.**

Налейте в пробирку 2—3 мл раствора хлорида железа (III) и добавьте раствор гидроксида натрия. К полученному осадку добавьте немного серной кислоты.

#### Вопросы и задания.

1. Как получают гидроксид железа (II) и гидроксид железа (III)?
2. Какого цвета полученные осадки?
3. Какие вещества образуются при взаимодействии полученных осадков с кислотами?
4. Что происходит с гидроксидом железа (II) с течением времени?
5. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.

**Опыт 3. Получение гидроксида меди (II) и его взаимодействие с кислотами.**

Налейте в пробирку 2—3 мл раствора соли меди (II) и добавьте раствор гидроксида натрия до появления осадка. К полученному осадку добавьте немного серной кислоты.

**Опыт 4. Получение гидроксида цинка и изучение его химических свойств.**

Налейте в пробирку 2—3 мл раствора соли цинка и добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до образования студенистого осадка. Разделите содержимое пробирки на две части. Добавьте к одной части раствор серной кислоты, к другой — раствор гидроксида натрия до исчезновения осадка. К полученному осадку добавьте немного раствора серной кислоты. Напишите уравнения соответствующих реакций и сделайте вывод.

**Опыт 5. Получение гидроксида хрома (III) и изучение его химических свойств.**

Налейте в пробирку 2—3 мл раствора соли хрома (III) и добавьте гидроксид натрия до образования осадка. Разделите содержимое пробирки на две части. Добавьте к одной части раствор соляной кислоты, к другой — раствор гидроксида натрия до исчезновения осадка. Напишите уравнения соответствующих реакций и сделайте вывод.

# ВАЖНЕЙШИЕ *p*-ЭЛЕМЕНТЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ



## ПОЛОЖЕНИЕ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ *p*-ЭЛЕМЕНТОВ, ОСОБЕННОСТЬ СТРОЕНИЯ ИХ АТОМОВ

Большинство известных на Земле соединений — это соединения *p*-элементов, пять из них (C, N, P, O, S) являются органогенными, т. е. входят в состав любой клетки. *p*-элементы находятся в главных подгруппах с III по VIII группу. Валентные электроны находятся на внешнем *p*-подуровне, общая электронная формула внешнего уровня отвечает составу, где  $a = 1 - 6$ .

$ns^2np^2$ , *p*-элементы проявляют положительную степень окисления, равную номеру группы. В характере промежуточных степеней окисления проявляется “правило четности” — элементы нечетных групп

Щелочноземельные металлы																		Инертные газы																				
1 металлы																		Галоген										18										
1A	2A	Перемежные металлы												3A	4A	5A	6A	7A	8A	9A	10A	11A	12A	13A	14A	15A	16A	17A	18A									
1 H 1.008																									2 He 4.003													
	3 Li 6.94	4 Be 9.012																								5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18							
	11 Na 22.99	12 Mg 24.31																									13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95						
	19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.88	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.38	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80																				
	37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.1	45 Rh 102.9	46 Pd 106.4	47 Ag 107.9	48 Cd 112.4	49 In 114.8	50 Sn 118.7	51 Sb 121.8	52 Te 127.6	53 I 126.9	54 Xe 131.3																				
	55 Cs 132.9	56 Ba 137.3	57 La* 138.9	72 Hf 178.5	73 Ta 180.9	74 W 183.9	75 Re 186.2	76 Os 190.2	77 Ir 192.2	78 Pt 195.1	79 Au 197.0	80 Hg 200.6	81 Tl 204.4	82 Pb 207.2	83 Bi 209.0	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)																				
	87 Fr (223)	88 Ra 226	89 Ac* (227)	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (263)	107 Bh (267)	108 Hs (269)	109 Mt (268)	110 Ds (271)	111 Rg (272)	112 Cn (275)	113 Nh (284)	114 Fl (289)	115 Mc (289)	116 Lv (293)	117 Ts (294)	118 Og (294)																				
Лантаноиды	59 Ce 140.1	60 Pr 140.9	61 Nd 144.2	62 Pm (145)	63 Sm 150.4	64 Eu 152.0	65 Gd 157.3	66 Tb 158.9	67 Dy 162.5	68 Ho 164.9	69 Er 167.3	70 Tm 168.9	71 Lu 175.0																									
Актинοиды	90 Th 232.0	91 Pa (231)	92 U 238.0	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (260)																								

проявляют нечетные степени окисления, а элементы четных групп — четные. Отрицательные степени окисления проявляются у элементов, начиная с 14-й подгруппы.

В периодах слева направо атомные радиусы *p*-элементов уменьшаются, величина энергии ионизации возрастает, что приводит к нарастанию неметаллических и окислительных свойств *p*-элементов. В группах в направлении сверху вниз возрастают металлические свойства элементов.

Селен, фтор, бром и йод являются микроэлементами и находятся в организме в виде ионов со степенью окисления: 2 для селена и 1 для галогенидов. Ион Cl является макроэлементом, *p*-элементы в низшей положительной степени окисления проявляют токсическое действие, в то время как в высшей являются микроэлементами.

## § 44. АЛЮМИНИЙ

### Сегодня на уроке:

- ознакомимся с общими характеристиками алюминия.

### Ключевые понятия

- алюминий
- химический элемент
- простое вещество
- физические свойства
- химические свойства
- получение
- применение

**Строение.** Алюминий — химический элемент с порядковым номером 13 и атомной массой 26,9815. Находится в 3-м периоде главной подгруппе III группы Периодической системы Д. И. Менделеева. Схема распределения электронов по энергетическим уровням следующая:  ${}_{13}^{27}\text{Al } 2b, 8b, 3b$ . Его электронная формула  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ , степень окисления +3.

**Нахождение в природе.** По распространенности на Земле алюминий занимает третье место (после O, Si), является самым распространенным металлом. Содержание его в земной коре составляет 7,45% (по массе). Он встречается только в соединениях. Важнейшие природные соединения алюминия: боксит  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ , корунд

$\text{Al}_2\text{O}_3$  и криолит  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ . Однако основная масса алюминия в земной коре сосредоточена в виде алюмосиликатов: каолин и каолинита  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (рис. 62).



Рис. 62. Минералы алюминия:  
а) корунды; б) сапфир; в) криолит



Основное алюминиевое сырье Казахстана — бокситы. Главные месторождения расположены в Торгайской впадине, в районе Ертиса, Южном Казахстане. Бокситы этих месторождений транспортируются на Павлодарский алюминиевый завод, где из них выплавляют металлический алюминий.

**Получение.** Немецкий химик Ф. Вёлер в 1821 г. получил алюминий при нагревании хлорида алюминия со щелочными металлами (кальцием или натрием) без доступа воздуха:



В промышленности алюминий получают электролизом глинозема в расплавленном криолите:

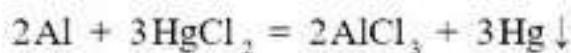


**Физические свойства.** Алюминий — легкий ( $\rho = 2,7 \text{ г/см}^3$ ), серебристо-белый металл с  $t_{\text{пл.}} 650^\circ\text{C}$  (рис. 63). Отличается высокой пластичностью, легко вытягивается в проволоку и прокатывается в листы и фольгу. Алюминий обладает высокой электро- и теплопроводностью. По электропроводности занимает 4-е место после Ag, Cu, Au.

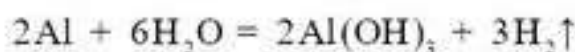


Рис. 63. Алюминий

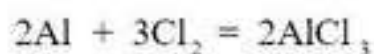
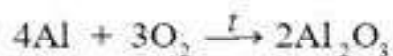
**Химические свойства.** По положению в электрохимическом ряду напряжений металлов алюминий — довольно активный металл. Однако при обычных условиях ведет себя инертно — имеет высокую температуру воспламенения, со многими веществами реагирует только при высокой температуре. Такое химическое поведение алюминия объясняется наличием на его поверхности очень тонкой, прочной, газо- и водонепроницаемой оксидной пленки  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Оксидную пленку с поверхности алюминия снимают амальгамированием, т. е. погружением алюминиевого образца в раствор соли ртути (II). При этом протекает реакция:



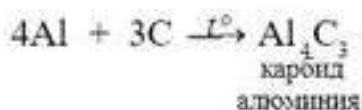
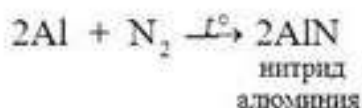
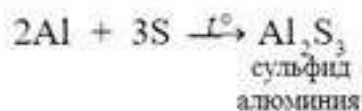
Ртуть осаждается на поверхности алюминия и не дает возможности образоваться оксидной пленке, поэтому алюминий реагирует с водой:



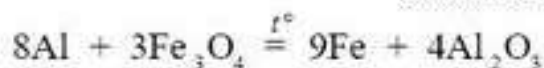
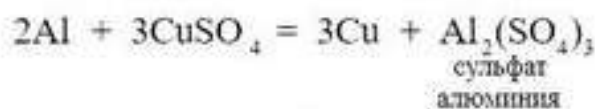
1. *Взаимодействие с простыми веществами:*



хлорид  
алюминия

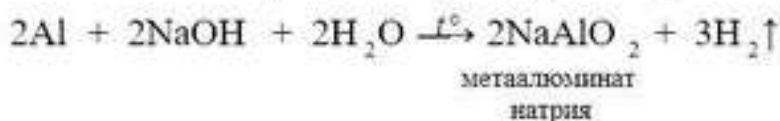
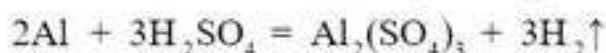
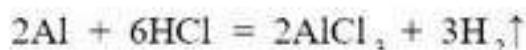


2. *Взаимодействие со сложными веществами :*



3. Алюминий проявляет амфотерные свойства.

*Он взаимодействует с водными растворами солей и щелочей :*



Концентрированные серная и азотная кислоты с алюминием на холоде не реагируют, так как происходит пассивирование поверхности алюминия. При нагревании реакции протекают довольно активно.

**Применение.** Алюминий находит самое широкое применение. Из него изготавливают электрические провода и различную химическую аппаратуру. Алюминий используют также для *алитирования*, т. е. насыщения поверхностей стальных и чугунных изделий с целью защиты их от коррозии.

Алюминий применяют для производства различных сплавов. Наибольшее применение имеют **дуралюмины**, содержащие медь и магний, и **силумины** — сплавы алюминия с кремнием. Эти сплавы отличаются большой легкостью и прочностью. Применяются в авиа-, авто-, судостроении и приборостроении, ракетной технике и строительстве (рис. 64).

### Знаешь ли ты?

Институт прикладной физики Китайской Академии наук сообщил о результатах исследования гробницы полководца Чжоу-Чжу, похороненного в 297 г. н. э. Спектральный анализ орнамента показал, что он состоит из сплава: 10% меди, 5% магния и 85% алюминия.

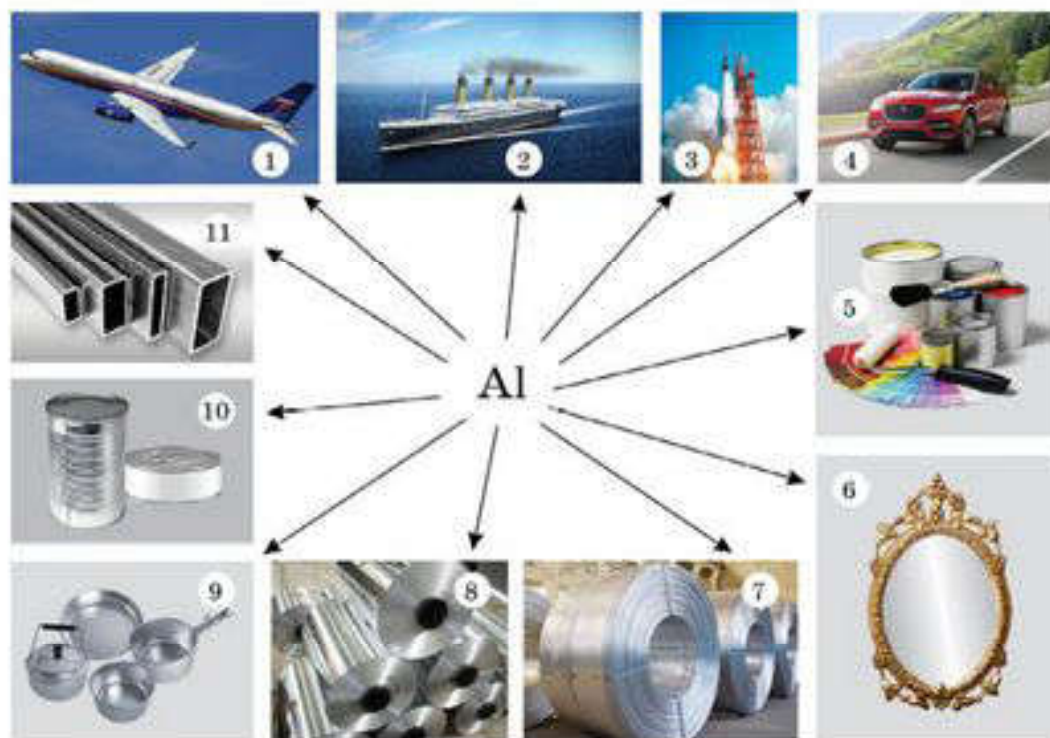


Рис. 64. Применение алюминия:

- 1 — самолетостроение; 2 — судостроение; 3 — ракетостроение;  
 4 — автомобилестроение; 5 — краски; 6 — посуда; 7 — зеркала; 8 — провода;  
 9 — фольга; 10 — консервные банки; 11 — алюминиевый профиль

### Знаешь ли ты?

Когда алюминий был впервые получен, то он стоил дороже серебра в 270 раз. Наполеон Бонапарт ужасно гордился тем, что у него единственного в Европе были алюминиевые ложки, вилки и ножи!



*Алюминий* — самый распространенный в земной коре металл. Главная масса его сосредоточена в алюмосиликатах. Чрезвычайно распространенным продуктом разрушения образованных ими горных пород является глина.

В промышленности алюминий получают электролизом раствора глинозема  $Al_2O_3$  в расплавленном криолите.

*Алюминий* — довольно активный металл. На воздухе его поверхность мгновенно покрывается плотной пленкой оксида  $Al_2O_3$ , которая препятствует дальнейшему разрушению. Алюминий проявляет амфотерные свойства.



1. Пользуясь периодической таблицей и на основе представлений о строении атомов поясните, как изменяются свойства элементов:  $Na \rightarrow Mg \rightarrow Al$ .
2. Для получения алюминия из  $AlCl_3$  в качестве восстановителя используют  $Ca$ . Охарактеризуйте этот процесс и составьте уравнение реакции, покажите переход электронов. Почему эту реакцию нельзя проводить в водном растворе?



3. Напишите уравнения реакций алюминия со следующими веществами:  
а)  $V_2O_5$ ; б)  $MnO_2$ ; в)  $AgNO_3$ .
  - 4\*. Напишите уравнения реакций алюминия с азотной кислотой, в которых по мере разбавления азотной кислоты образуются разные продукты разного восстановления элемента азота: а)  $NO_2$ ; б)  $NO$ .
  5. Благодаря каким свойствам алюминий применяют в быту?
  6. Можно ли в алюминиевой посуде: а) нагревать воду; б) варить кислые щи; в) варить варенье?
- 1. При взаимодействии алюминия с железной окалиной ( $Fe_3O_4$ ) образовался 1 моль железа. Чему равна масса образовавшегося при этом оксида алюминия?  
*Ответ:* 45,3 г  $Al_2O_3$ .
  - 2. Вычислите объем газа (н. у.), который выделится при взаимодействии алюминия массой 2,7 г с 40%-ным раствором гидроксида калия массой 50 г.  
*Ответ:* 3,36 л ( $H_2$ ).
  - 3. Определите массу технического алюминия (массовая доля алюминия 98,4%), который потребуется для алюмотермического получения ванадия массой 15,3 кг из оксида ванадия (V)  $V_2O_5$ .  
*Ответ:* 13,7 кг.
  - 4\*. На сплав алюминия и меди массой 20 г подействовали избытком холодной  $HNO_3$  (конц.). Выделилось 2,24 л газа (н. у.). Вычислите массовые доли компонентов.  
*Ответ:* 16% Cu; 84% Al.
  - 5\*. Сырье для получения хрома, кроме оксида хрома (III), содержит различные примеси, массовая доля которых равна 20%. К такому сырью массой 38 г добавили технический алюминий массой 10 г и осуществили реакцию восстановления. Какая масса хрома образовалась, если массовая доля алюминия в техническом металле составляет 97,2%, а выход хрома — 75%?  
*Ответ:* 14,04 г.



### Эксперименты с алюминием

Попробуйте провести с алюминием (фольга, проволока) несложные эксперименты. Например, с уксусной кислотой, с водой, с медным купоросом. Напишите уравнения реакций.

## §45. ВАЖНЕЙШИЕ СОЕДИНЕНИЯ АЛЮМИНИЯ

### Сегодня на уроке:

- рассмотрим важнейшие соединения алюминия, изучим особенности их свойств как амфотерных соединений.

### Ключевые понятия

- оксид алюминия
- гидроксид
- соли
- метаалюминаты
- применение

Оксид алюминия  $Al_2O_3$  представляет собой белое вещество, обладающее высокой температурой плавления ( $2050^\circ C$ ). В природе оксид алюминия встречается в виде корунда и глинозема.

Корунд, окрашенный соединениями хрома (III) в красный цвет, называют рубином, а окрашенный соединениями титана и железа в синий цвет — сапфиром. Рубин и сапфир являются драгоценными камнями. В настоящее время их довольно легко получают искусственным путем (рис. 65).

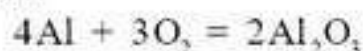




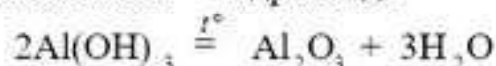
Рис. 65. Драгоценные камни, содержащие алюминий

### Получение.

1. Оксид алюминия получают прямым окислением порошкообразного алюминия в токе кислорода:

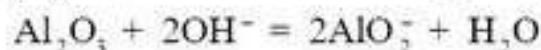
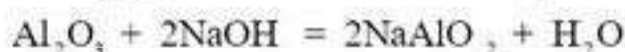


2. Термическим разложением гидроксида:

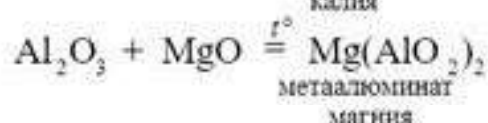
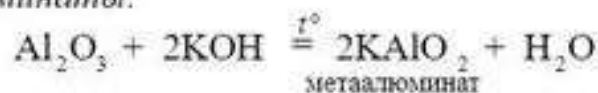


### Химические свойства.

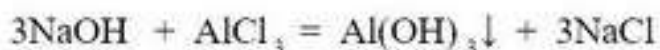
1. Оксид алюминия проявляет амфотерные свойства. Он взаимодействует с водными растворами кислот и щелочей:



2. При сплавлении с твердыми щелочами и оксидами металлов образуются металалюминаты:



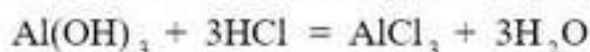
Гидроксид алюминия  $\text{Al}(\text{OH})_3$  получают взаимодействием раствора щелочи с растворами солей алюминия:



$\text{Al(OH)}_3$  — белое кристаллическое вещество, практически не растворимое в воде, при нагревании разлагается.

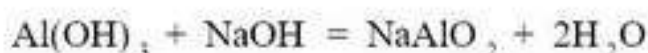
По химическим свойствам гидроксид алюминия (как и его оксид) обладает амфотерными свойствами, слабое основание.

1. Подобно всем основаниям он реагирует с кислотами:



хлорид  
алюминия

2. При взаимодействии гидроксида алюминия со щелочами образуются метаалюминаты:



метаалюминат  
натрия

Гидроксид алюминия используют для получения оксида алюминия, алюминия и т. д. В медицинской практике гидроксид алюминия и различные препараты на его основе применяют в качестве обволакивающих, абсорбирующих средств.

**Соли алюминия.** Соли алюминия получают в основном при взаимодействии металлического алюминия с кислотами. Соли алюминия — твердые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде. Их химические свойства аналогичны свойствам других солей. Практически все соли алюминия в водных растворах подвергаются гидролизу.

Между алюминием и его важнейшими соединениями существует генетическая связь:



### Применение.

**Оксид алюминия** применяется в качестве огнеупорного и абразивного материала, для производства керамических резцов и электротехнической керамики. Монокристаллы используются в качестве лазерного материала, камней часовых механизмов и ювелирных камней. Алюмогель является адсорбентом при осушке газов и жидкостей, используется в хроматографии, применяется как носитель катализаторов.

**Гидроксид алюминия** используется при производстве соединений алюминия, компонент зубных паст, применяется в медицине.

**Хлорид алюминия** применяется в качестве катализатора в органическом синтезе, для очистки сточных вод и обработки дерева.



**Сульфат алюминия** — коагулянт для обработки питьевых и промышленных вод, применяется при производстве бумаги и в текстильной промышленности.



Самые важные соединения алюминия — это его оксид и гидроксид. *Оксид и гидроксид алюминия* проявляют амфотерные свойства. *Соли алюминия* получают взаимодействием алюминия с кислотами. Соединения алюминия широко применяются в различных отраслях человеческой деятельности.

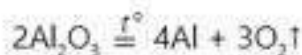
### Знаешь ли ты?

Удивительно, но пленка, которая защищает алюминий, прочнее, чем сам алюминий. Если алюминий нагреть, то он начнет плавиться, а пленка останется целой!



1. Составьте уравнения реакций, соответствующие схемам превращений:  
 $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$
2. В водные растворы хлорида натрия и хлорида алюминия опустили синие лакмусовые бумажки. Как изменится их цвет и почему?
3. К растворам сульфата алюминия и нитрата алюминия понемногу прилили раствор щелочи. Что наблюдаем? Составьте уравнения соответствующих реакций. Напишите полное и сокращенное ионные уравнения.
4. Напишите уравнения реакций растворения  $\text{Al}(\text{OH})_3$ :  
 а) в серной кислоте; б) в гидроксиде калия.

- 1. Металлический алюминий получают из расплавленного оксида алюминия по схеме:



Рассчитайте, сколько алюминия можно получить из оксида алюминия массой 51 кг, если практический выход алюминия составляет 95%.

Ответ: 25,7 кг.

- 2. Определите концентрацию соли, образовавшейся при растворении 10,8 г алюминия в 800 мл 10%-ного раствора соляной кислоты (плотность 1,05 г/мл).

Ответ: 6%.

### Знаешь ли ты?

Во все чистящие порошки, которые мы применяем дома, входит оксид алюминия. Именно он обладает абразивными свойствами.

## § 46. УГЛЕРОД

**Общая характеристика углерода.** Углерод известен человечеству с древнейших времен. Элементарная природа углерода была установлена французским химиком А. Лавуазье в 1787 г. Название элемента произошло от лат. *carbo* — “уголь”.

### Сегодня на уроке:

- ознакомимся с общими характеристиками углерода и с аллотропными модификациями;
- изучим явление адсорбции.

**Ключевые понятия**

- алмаз
- графит
- карбин
- фуллерен
- адсорбция
- десорбция

Углерод расположен во 2-м периоде главной подгруппе IV группы периодической системы Д. И. Менделеева, порядковый номер — 6, атомная масса — 12,011. Его электронная формула —  $1s^2 2s^2 2p^2$ , наиболее характерные степени окисления —4, +2, +4.

**Нахождение в природе.** Углерод широко распространен в природе как в свободном состоянии, так и в виде соединений. В свободном состоянии углерод встречается в виде алмаза,

графита и карбина. Графит встречается довольно часто, алмаз — крайне редко. Чистый графит разрабатывают в Восточно-Казахстанской и Карагандинской областях.

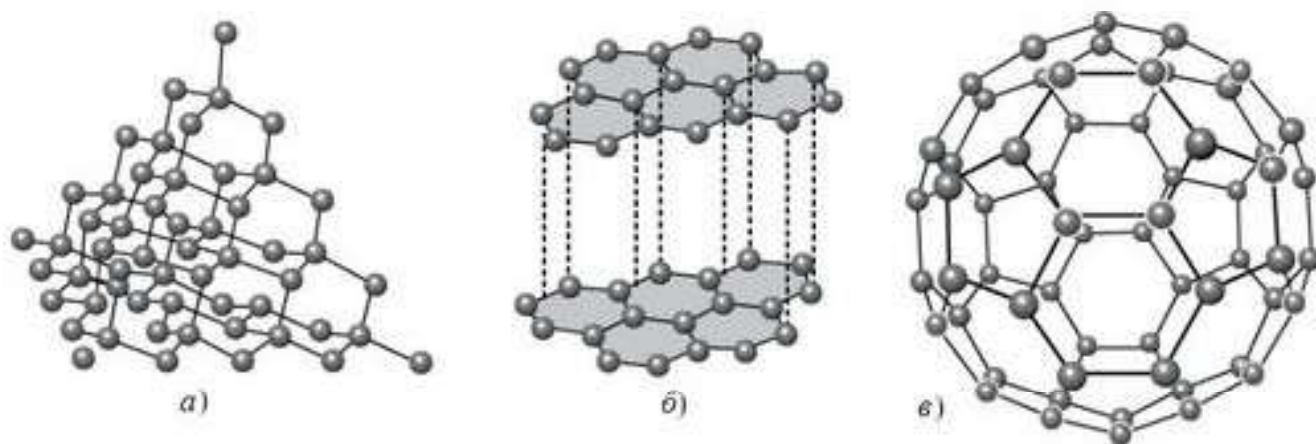
Все живые организмы, а также каменный уголь, нефть, торф, природный газ содержат углерод. Кроме этого, углерод входит в состав минералов: магнезита  $MgCO_3$ , кальцита  $CaCO_3$  (известковый шпат, известняк, мрамор, мел), доломита  $CaCO_3 \cdot MgCO_3$  и т. д. В Ащысае найдены крупные запасы черного мрамора. Наиболее известны мангышлакские известняки, Житикаринское месторождение асбеста.

В земной атмосфере углерод находится в виде  $CO_2$ , который образуется в процессе дыхания, гниения.

Известны четыре аллотропные модификации углерода: алмаз, графит, карбин, фуллерены. Строение алмаза, графита и фуллерена показано на рисунке 66.

**Знаешь ли ты?**

Английский химик С. Тенант в 1796 г. проделал опыт: сжег одинаковое количество алмаза и угля. При этом убедился, что образуются совершенно одинаковые объемы углекислого газа  $CO_2$ . Этим было доказано, что алмаз является аллотропным видоизменением углерода.



**Рис. 66.** Строение:  
а) алмаза; б) графита; в) фуллерена



Рис. 67. Алмаз



Рис. 68. Графит

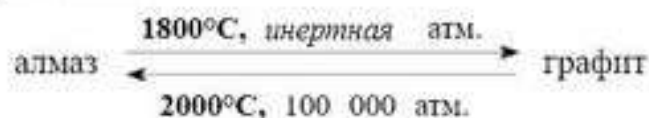


Рис. 69. Карбин

**Физические свойства.** Аллотропные модификации углерода — алмаз, графит и карбин — имеют различные физические свойства. Это объясняется строением их кристаллических решеток.

**Алмаз** — бесцветное кристаллическое вещество с атомной решеткой. В кристаллах алмаза каждый атом углерода окружен четырьмя соседними атомами, расположенными в вершинах тетраэдра. Ковалентные связи С—С короткие и очень прочные, поэтому алмаз — твердое, тугоплавкое вещество, плавится при  $3800^{\circ}\text{C}$ , плохо проводит теплоту и электричество (рис. 67).

**Графит** — темно-серое кристаллическое вещество со слабым металлическим блеском, жирное на ощупь (рис. 68). Кристаллическая решетка графита также атомного типа, но атомы углерода расположены слоями. Связь между отдельными слоями слабая, поэтому графит мягок, плотность его в 1,5 раза меньше, чем у алмаза. Графит при  $3700^{\circ}\text{C}$  возгоняется, хорошо проводит тепло и электрический ток. Графит и алмаз взаимопревращаемы.



**Карбин** — мелкокристаллический порошок черного цвета (рис. 69). Впервые синтезирован в 60-х годах XX в. российскими химиками, а затем найден в природе в минерале чароит. Карбин имеет линейное строение.

По твердости превосходит графит, но значительно уступает алмазу, обладает полупроводниковыми свойствами. При нагревании до  $2800^{\circ}\text{C}$  без доступа воздуха превращается в графит. Карбин обладает особым свойством — совместимостью с тканями человеческого организма. Это свойство используют в медицине: из волокна с карбиновым покрытием изготавливают искусственные кровеносные сосуды.

**Фуллерены** синтезированы в 80-х годах XX в. Они представляют собой многогранники, содержащие от 60 до 110 атомов углерода. Наиболее изучен фуллерен  $\text{C}_{60}$ . Он, как и футбольный мяч, состоит из 13 пятиугольников и 20 шестиугольников. Все фуллерены имеют молекулярное строение (рис. 70).

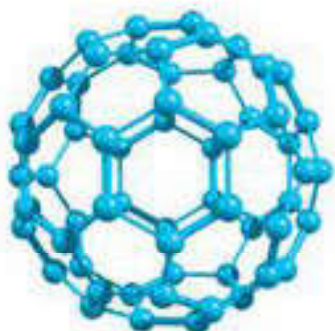


Рис. 70. Фуллерен



Рис. 71. Нанотрубки

Атомы углерода могут образовывать также полые трубки — так называемые **нанотрубки** (рис. 71).

В настоящее время фуллерены и нанотрубки привлекают внимание ученых всех областей науки и техники в качестве возможной основы для технологий будущего (нанотехнологии).

**Адсорбция.** Древесный уголь после нагревания без доступа воздуха сохраняет тонкопористое строение древесины и имеет большую поверхность. Благодаря этому он обладает особыми свойствами, с которыми можно ознакомиться, проведя следующий опыт. Если раствор красителя или чернила взболтать с порошком активированного угля, то происходит обесцвечивание (рис. 72). То же самое можно наблюдать, если бросить кусочек угля в колбу с бурым газом ( $\text{NO}_2$ ). Эти опыты свидетельствуют, что древесный уголь при обычных условиях поглощает газ и растворенные вещества. При нагревании происходит обратный процесс.

*Поглощение газообразных или растворенных веществ поверхностью твердого вещества называют **адсорбцией**, а выделение этих веществ — **десорбцией**.*

Вещества, на поверхности которых происходит адсорбция, называются **адсорбентами**. Адсорбируемые вещества называют **адсорбатами**.

Чем больше пористость угля, тем больше его поверхность и тем лучше происходит адсорбция. Активированный уголь широко применяется для очистки сахарного сиропа от примесей, придающих ему желтый цвет, для очистки растительных масел и жиров. В медицине таблетки из активированного угля (“карболен”) используются для удаления вредных веществ из организма. Активированный уголь применяется в противогазах для поглощения отравляющих веществ. Фильтрующий противогаз, созданный Н. Д. Зелинским, использовался во время Первой мировой войны 1914—1918 гг.

Адсорбцию различных веществ активированным углем можно проводить следующим образом: в химические стаканы налить по 5 мл растворы 0,01% фуксина, малахитового зеленого, сульфата меди, йода, дихромата калия. В каждый стакан внести по 0,25 г растертого активированного угля. После взбалтывания через 5—10 минут смеси



Рис. 72. Адсорбция углем

фильтровать через обычные фильтры. После опыта можно наблюдать обесцвечивание каждого раствора. Чем прозрачнее и светлее жидкость, тем лучше произошла адсорбция, т. е. фуксин и малахитовый зеленый адсорбируются лучше всего.

### Знаешь ли ты?

Сверхтвердые алмазы образовались тогда, когда содержащийся в метеорите графит был подвергнут высокому давлению и высоким температурам при прохождении небесным телом земной атмосферы и ударе о ее поверхность.

### Знаешь ли ты?

Самый крупный из найденных алмазов получил имя "Куллинан". Он был обнаружен в 1905 г. около г. Претории в Южной Африке. Масса "Куллинана" составляла 3106 карат (или 621 г), и стоил он 9 млн. фунтов стерлингов. Алмаз был подарен английскому королю Эдуарду VI. При обработке "Куллинан" был расколот на 105 частей; самая крупная из них массой 516,5 карата (или 103,3 г) получила название "Звезда Африки".



Куллинан I



Углерод встречается в природе карбина в виде кристаллов алмаза, графита, он также входит в состав органических и неорганических веществ. Углерод составляет основную массу активированного угля, который нашел широчайшее применение как в быту, так и в медицине (таблетки активированного угля). Углерод является основой нанотехнологии.



1. Начертите схему строения атома углерода и укажите его валентные возможности.
2. Как доказать, что графит и алмаз являются аллотропными видоизменениями углерода? Почему их свойства столь различны?



3. При каких процессах получают древесный уголь? Каковы его строение, свойства, применение?
4. С помощью каких явлений, которые вы наблюдаете в жизни, можно доказать, что хлеб, молоко, мясо содержат углерод?
5. Для каких целей применяют аллотропные модификации углерода?
6. Что вы знаете о применении углерода как адсорбента? Какую функцию выполняют угольные фильтры для воды и кухонной вытяжки в домашних условиях?

### Изучаем адсорбцию



Приготовьте бледный раствор чернил любого цвета и налейте в стакан, но не доверху. Положите в стакан растолченную таблетку активированного угля и хорошо размешайте. Раствор посветлеет на глазах. Поменяйте данный раствор на какой-нибудь другой, но тоже окрашенный — пусть это будет разбавленная гуашь или акварель.

## § 47. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА УГЛЕРОДА

### Сегодня на уроке:

- изучим химические свойства углерода;
- ознакомимся с областями применения углерода.

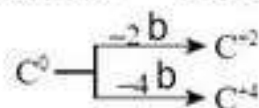
### Ключевые понятия

- углерод
- химические свойства
- окислитель
- восстановитель
- применение

При обычных условиях углерод весьма инертен, однако при высоких температурах вступает в реакции с различными веществами.

В химических реакциях углерод может проявить как восстановительные, так и окислительные свойства.

#### Восстановительные свойства:



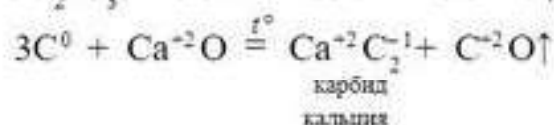
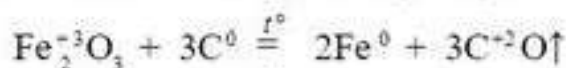
#### 1. Взаимодействие с кислородом :

$2C^0 + O_2^0 = 2C^{+2}O^{-2} + 221 \text{ кДж}$  (при недостатке  $O_2$ )

$C^0 + O_2^0 = C^{-4}O_2^{-2} + 393,5 \text{ кДж}$  (при избытке  $O_2$ )

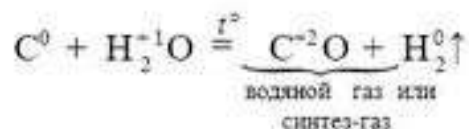
#### 2. Взаимодействие с оксидами металлов .

Углерод восстанавливает многие металлы из их оксидов. При этом в зависимости от природы металла образуются либо чистые металлы (оксиды железа, кадмия, меди, свинца), либо соответствующие карбиды (оксиды кальция, ванадия, тантала), например:



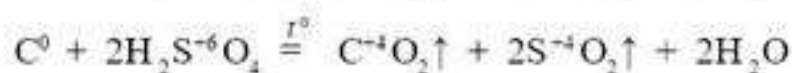
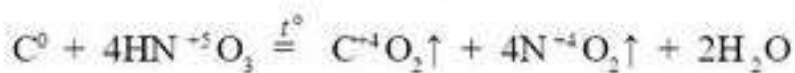
3. *Взаимодействие с водой.* Пропусканием водяного пара через раскаленный уголь получают горючую смесь  $CO$  и  $H_2$ .





Эта реакция составляет основу газификации твердого топлива.

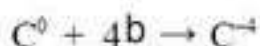
4. *Взаимодействие с кислотами.* Углерод устойчив к действию кислот и щелочей. Только горячие концентрированные серная и азотная кислоты окисляют его до оксида углерода (IV).



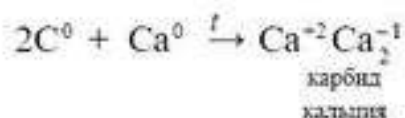
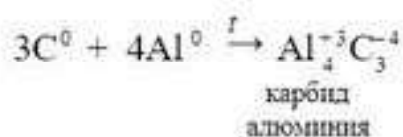
### Знаешь ли ты?

Углерод является органогеом. Он входит в состав тканей и клеток в виде белков, жиров, углеводов, витаминов и гормонов.

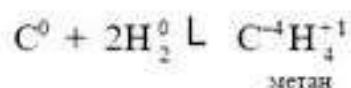
### Окислительные свойства:



1. *Взаимодействие с металлами* :



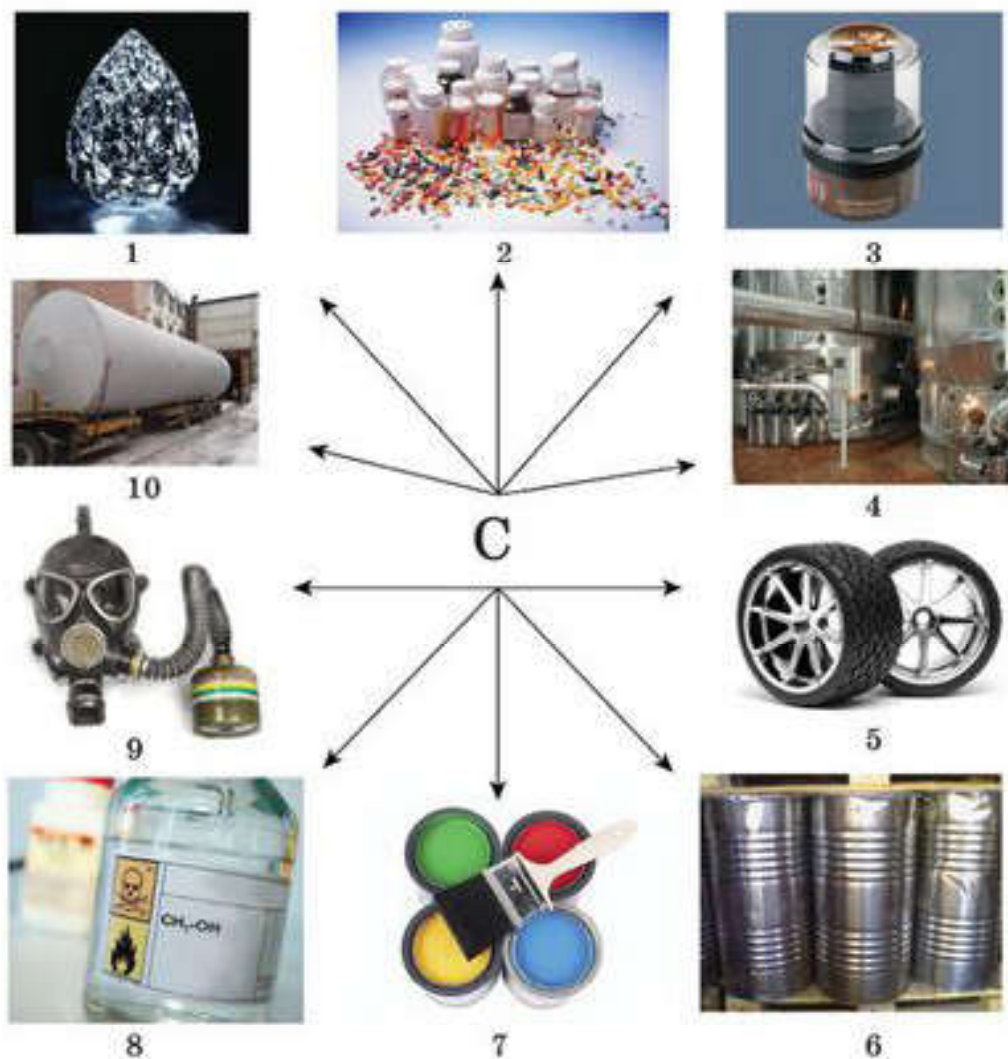
2. *Взаимодействие с водородом*. При высоких температуре и давлении в присутствии никелевого катализатора углерод соединяется с водородом, образуя углеводород, который рассматривают в курсе органической химии:



**Применение.** Углерод довольно широко используется в различных областях жизнедеятельности человека.

Например, он применяется для получения искусственных алмазов, в медицине, для получения обувного крема, черной краски, метилового спирта, синтетического бензина, резины, карбида кальция и многих других веществ. Углерод также применяется как адсорбент при производстве сахара.

Графит используется для приготовления электродов, изготовления карандашей и т. д. Применение углерода показано на рисунке 73.



**Рис. 73.** Применение углерода:

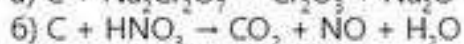
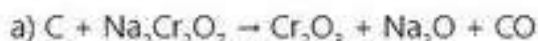
- 1 — получение искусственных алмазов, 2 — в медицине, 3 — получение обувного крема, 4 — для очистки сахара, 5 — получение резины, 6 — получение карбида кальция, 7 — получение красок, 8 — получение метанола, 9 — в противогазах, 10 — получение горюче-смазочных материалов



Углерод малоактивен, на холоде реагирует только со фтором; химическая активность проявляется при высоких температурах. В химических реакциях углерод проявляет как окислительные, так и восстановительные свойства. В качестве восстановителя углерод используют для получения некоторых металлов и неметаллов (железа, кремния).



1. При нагревании уголь восстанавливает многие металлы из их оксидов. Напишите уравнения реакций получения металлов из:  
а)  $\text{CuO}$ ; б)  $\text{WO}_3$ ; в)  $\text{SnO}_2$ ; г)  $\text{PbO}_2$ .  
Покажите переход электронов и подчеркните одной чертой окислитель, а двумя — восстановитель.
- 2\*. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в следующих уравнениях окислительно-восстановительных реакций с участием углерода:



3. Где применяют углерод?

- 1. Рассчитайте массу карбида алюминия  $Al_4C_3$ , который можно получить при взаимодействии углерода массой 3,6 г с избытком алюминия.

Ответ: 14,4 г.

- 2. При обжиге 100 г известняка получилось 40 г углекислого газа. Считая, что весь карбонат кальция разложился, найдите содержание его (в %) в этом образце известняка.

Ответ: 90,9%.

## §48. ОКСИДЫ УГЛЕРОДА (II) И (IV)

**Строение.** В молекуле оксида углерода (II) CO существует тройная ковалентная полярная связь, образованная двумя неспаренными электронами углерода и кислорода, а третья связь получается за счет пары электронов кислорода (рис. 74), поэтому в молекуле монооксида углерода валентность углерода равна III.

**Физические свойства.** Оксид углерода (II) CO (угарный газ) представляет собой бесцветный газ без запаха и вкуса, плохо растворим в воде. Температура плавления  $-215^\circ C$ , температура кипения  $-191^\circ C$ , относительная молекулярная масса CO равна 28, поэтому он мало отличается по плотности от воздуха.

**Угарный газ** — ядовитое вещество. Отравляющее действие данного вещества заключается в том, что оно способно соединяться с гемоглобином крови, при этом последний теряет способность переносить кислород.

В зависимости от вдыхаемого количества координацию, обостряет сердечно-сосудистые усталость, головную боль, слабость. Влияние угарного газа на здоровье человека зависит от его концентрации и времени воздействия на организм. Концентрация угарного газа в воздухе более 0,1% приводит к смерти в течение одного часа.

При отравлении рекомендуются вывести пострадавшего на открытый воздух. И если он находится в сознании — дать крепкий сладкий чай, теплое щелочное питье. Если же потерпевший потерял сознание, перестал

### Сегодня на уроке:

- ознакомимся с физическими и химическими свойствами и применением оксидов углерода (II) и (IV);
- узнаем о физиологических действиях оксида углерода (II) на организм человека.

### Ключевые понятия

- оксид углерода (II)
- оксид углерода (IV)
- строение
- физические свойства
- химические свойства
- применение

угарный газ ухудшает заболевания и вызывает угарного газа на здоровье



Рис. 74. Строение оксида углерода (II)

дышать или у него не нащупывается пульс, необходимо незамедлительно начать сердечно-легочную реанимацию.

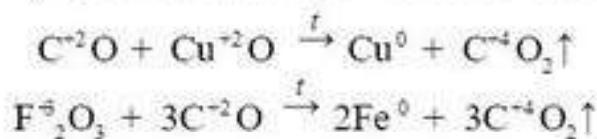
Оксид углерода (II), или угарный газ, может образовываться при неполном сгорании топлива в печах и двигателях внутреннего сгорания.

**Химические свойства.**

1. Оксид углерода (II) является сильным восстановителем. Он горит на воздухе с выделением большого количества теплоты, благодаря чему CO является хорошим газообразным топливом:



2. Оксид углерода (II) восстанавливает многие металлы из их оксидов:



Оксид углерода (II) является несолеобразующим оксидом, с водой и щелочами не реагирует.

**Знаешь ли ты?**

В годы Первой мировой войны фосген использовался как боевое отравляющее вещество.



Рис. 75. Строение и модель молекулы оксида углерода (IV)

**Применение.** На практике наряду с чистым оксидом углерода (II) часто используют различные смеси, например генераторный газ (смесь CO и N<sub>2</sub>), водяной газ (смесь CO и H<sub>2</sub>) и смешанный газ (смесь CO, H<sub>2</sub> и N<sub>2</sub>).

Водяной газ широко применяют в промышленном органическом синтезе. Оксид углерода (II) является хорошим газообразным топливом.

**Оксид углерода (IV).** Строение оксида углерода (IV) представлено на рисунке 75, образование — в схеме 4.

Схема 4



**Физические свойства.** При обычных условиях  $\text{CO}_2$  — бесцветный, негорючий газ со слабым кислотным запахом и вкусом, не поддерживающий дыхания и горения.

При обычной температуре под давлением 60 атм диоксид углерода переходит в жидкость. При охлаждении до  $-76^\circ\text{C}$  оксид углерода (IV) превращается в твердую белую массу, называемую “сухой лед” (рис. 76).

Диоксид углерода в 1,52 раза тяжелее воздуха.



Рис. 76. Сухой лед

### Знаешь ли ты?

Содержание оксида углерода (IV) в атмосфере медленно возрастает: в 1869 г. его было 0,028%, а в настоящее время 0,036% (по объему).

**Химические свойства.** Химически диоксид углерода — довольно инертное вещество. Оксид углерода (IV) является кислотным оксидом.

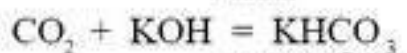
1. *Взаимодействие с водой.* При растворении углекислого газа в воде небольшая часть его молекул (менее 1%) соединяется с молекулами  $\text{H}_2\text{O}$ , образуя очень слабую угольную кислоту  $\text{H}_2\text{CO}_3$ .



2. *Взаимодействие со щелочами:*



карбонат  
калия

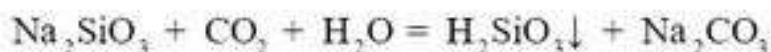


гидрокарбонат  
калия

3. *Взаимодействие с основными оксидами:*

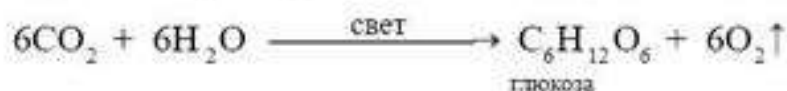


4. *Взаимодействие с водными растворами солей, образованных очень слабыми кислотами (слабее самой угольной):*

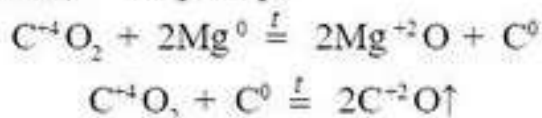


кремниевая  
кислота

5. *Фотосинтез.*  $\text{CO}_2$  — биохимически активное вещество. В листьях растений на свету из  $\text{CO}_2$  и  $\text{H}_2\text{O}$  образуются глюкоза и кислород:



6. При повышенной температуре оксид углерода (IV) обладает окислительными свойствами, например:



7. Известковая вода мутнеет при пропускании через нее оксида углерода (IV):



Эту реакцию используют для обнаружения оксида углерода (IV).

### Знаешь ли ты?

В некоторых вулканических местностях  $\text{CO}_2$  выделяется из трещин земной коры и накапливается в больших количествах в пещерах и долинах. Таковы знаменитые "Собачья пещера" около Неаполя и "Долина смерти" на острове Ява. Животные, например собаки, попадая в такие места, погибают. Подумайте, почему в этих местах углекислый газ оказывает удушающее действие только на животных невысокого роста.

**Применение.** Оксид углерода (IV) используют для получения соды, мочевины  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ , моющих средств, для производства газированных напитков, "сухой лед" в качестве охлаждающего агента и как компонент огнетушителей. Поскольку углекислый газ не поддерживает жизнедеятельность бактерий и плесени, в его атмосфере хранят различные продукты питания.

При обычной температуре и давлении 6 МПа  $\text{CO}_2$  сжижается. В жидком состоянии его хранят и транспортируют в стальных баллонах.

Применение оксида углерода (IV) представлено на рисунке 77.

### Знаешь ли ты?

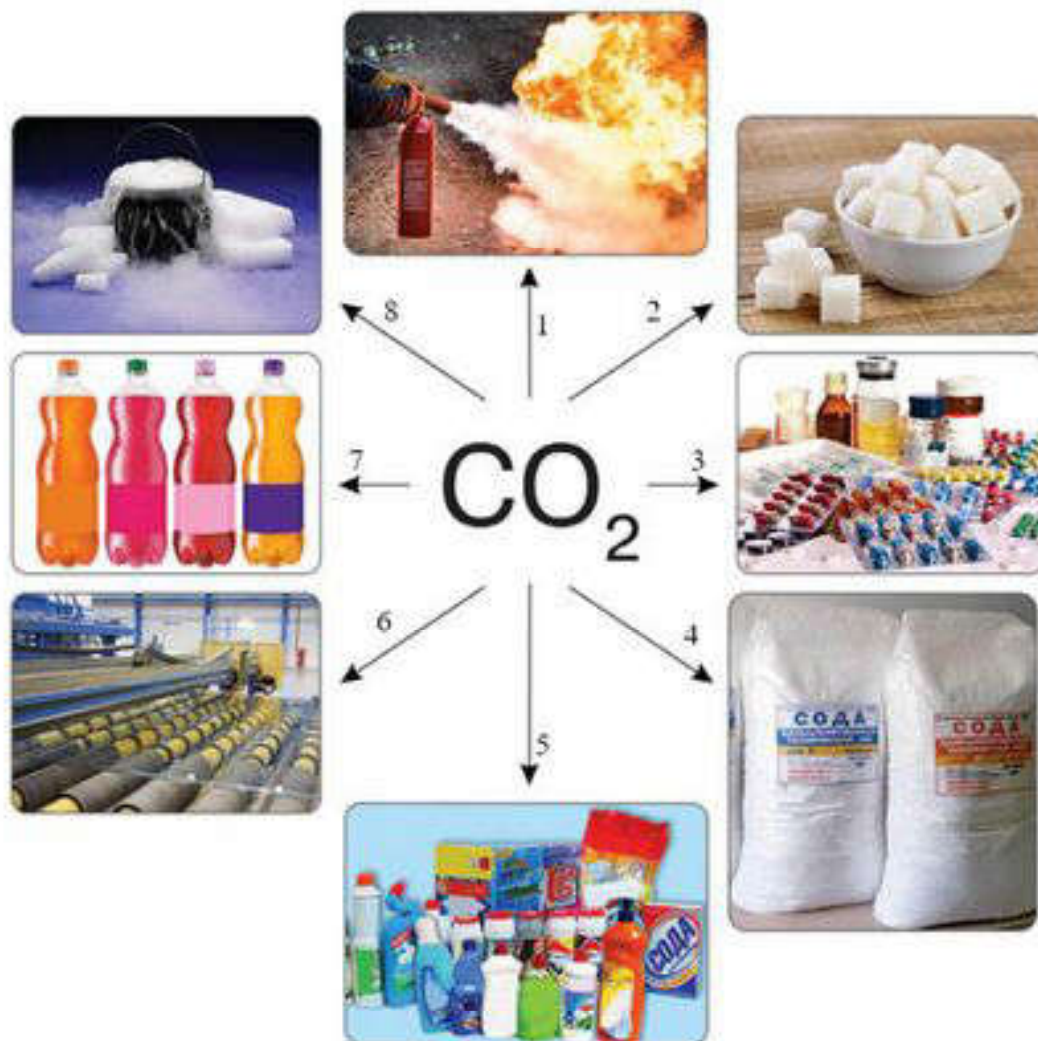
Почему в хлебе много дырочек? Оказывается, при замешивании "пекарного порошка" с тестом начинается бурно идти реакция образования  $\text{CO}_2$ , причем пузырьки выделяющегося газа задерживаются в тесте. В процессе выпечки эти пузырьки от нагревания расширяются и придают хлебу пористость.

### Знаешь ли ты?

При содержании в воздухе 3% оксида углерода (IV) у человека наблюдается учащенное дыхание, при 10% — потеря сознания при 20% — мгновенный паралич.



Оксид углерода (II) газ без цвета и запаха, легче воздуха, малорастворим в воде, растворим в спирте и бензоле. Ядовит. Оксид углерода (II) — сильный восстановитель. На практике вместе с другими газами применяют как горючее.



**Рис. 77.** Применение оксида углерода (IV):

- 1 — в огнетушителе, 2 — для отбеливания сахара, 3 — в медицине, 4 — при получении соды, 5 — в бытовой химии, 6 — в производстве стекла, 7 — в пищевой промышленности, 8 — “сухой лед”

*Оксид углерода (IV)* — углекислый газ, без цвета и запаха, тяжелее воздуха, мало растворим в воде. Образуется при гниении и горении органических веществ. Содержится в воздухе и минеральных источниках, выделяется при дыхании животных и растений.

*Оксид углерода (IV)* — кислотный оксид. Взаимодействует с водой, щелочами, основными оксидами и некоторыми солями.

Применяется в производстве газированных напитков, для тушения пожаров и для охлаждения пищевых продуктов (“сухой лед”).



1. Сравните физические и химические свойства оксидов углерода (II) и (IV).
2. Чем опасен угарный газ?
3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Напишите уравнения реакций, протекающих в растворах, в сокращенной ионной форме.



4. Осуществите следующие химические превращения:  
 $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3$ .
  5. С растворами каких из предложенных веществ  $\text{CO}_2$  осаждает карбонат кальция? Напишите уравнение реакции.  
 а)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ; б)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; в)  $\text{CaCl}_2$ ; г)  $\text{CaS}$ .
  6. Какой из газов является более ценным топливом: генераторный или водяной? Почему?
  7. Для каких целей используют оксиды углерода (II) и (IV)?
1. Углекислый газ используют при изготовлении искусственных минеральных вод. В 1 л воды растворяется 0,88 л  $\text{CO}_2$ . Сколько бутылок воды можно "газировать" из баллона, заполненного 50 кг  $\text{CO}_2$ ?  
*Ответ: 57 800 бутылок.*
  2. Человек выдыхает в сутки до 1300 г углекислого газа. Рассматривая образование углекислого газа как процесс окисления глюкозы  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , определите потерю массы человеком в сутки при дыхании ( $\text{CO}_2$  и  $\text{H}_2\text{O}$ ).  
*Ответ: 1,83 кг.*
  3. Сколько углекислого газа выделится при обжиге 500 кг известняка, содержащего 92% карбоната кальция?  
*Ответ: 202,4 кг.*

## §49. УГОЛЬНАЯ КИСЛОТА И ЕЕ СОЛИ

### Сегодня на уроке:

- изучим свойства угольной кислоты и ее солей.

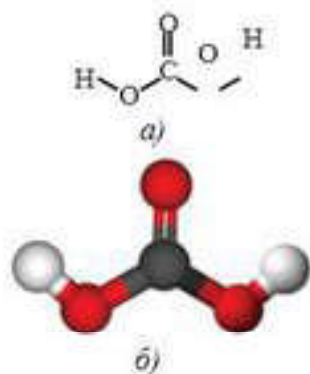
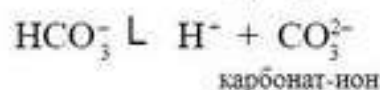
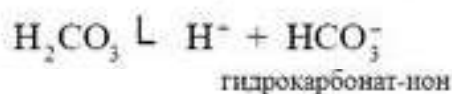


Рис. 78. а) структурная формула и б) масштабная модель угольной кислоты

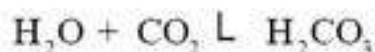
**Химические свойства.** Угольная кислота относится к слабым электролитам ( $\alpha < 3\%$ ), и ее диссоциация проходит ступенчато:



**Строение молекулы.** Угольная кислота  $\text{H}_2\text{CO}_3$  имеет следующие структурную формулу и масштабную модель (рис. 78):

Все химические связи в молекуле угольной кислоты ковалентные полярные.

**Получение.** Угольная кислота частично образуется при растворении оксида углерода (IV) в воде. Это слабая, неустойчивая кислота, существующая только в растворе:



Такая же реакция происходит при получении газированной воды. В результате подобного процесса в природных условиях образуются минеральные воды (например, нарзан), в которых, кроме  $\text{CO}_2$ , содержатся различные соли.



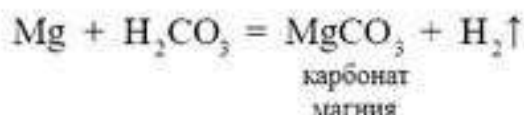


### Ключевые понятия

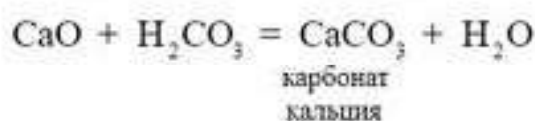
- угольная кислота
- строение
- получение
- химические свойства
- карбонаты
- гидрокарбонаты

Угольная кислота обладает всеми общими свойствами кислот. Она реагирует с металлами, стоящими в ряду активности до водорода, с основными оксидами и основаниями. В последнем случае в зависимости от соотношения количеств основания и кислоты образуются либо карбонаты, либо гидрокарбонаты.

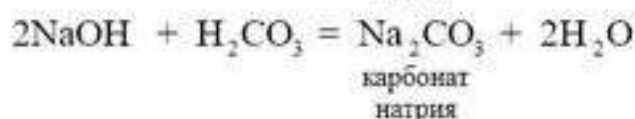
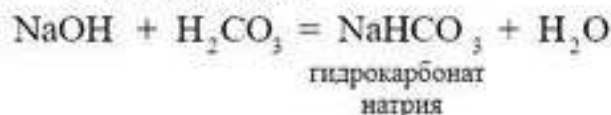
1. *Взаимодействие с металлами* :



2. *Взаимодействие с основными оксидами* :



3. *Взаимодействие с основаниями* :



Угольная кислота сама по себе не имеет никакого значения, но ее соли устойчивы и весьма распространены.

**Соли угольной кислоты.** Угольная кислота  $\text{H}_2\text{CO}_3$  как двухосновная образует средние соли — карбонаты и кислые соли — гидрокарбонаты. Например,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  — карбонат натрия,  $\text{NaHCO}_3$  — гидрокарбонат натрия,  $\text{CaCO}_3$  — карбонат кальция,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  — гидрокарбонат кальция.

Некоторые карбонаты, например карбонат кальция (основная составная часть известняков, мела, мрамора), встречаются в больших количествах в природе. Другие же карбонаты, например карбонаты натрия и калия, получают в промышленности и в лаборатории.

В лаборатории карбонаты можно получить общими способами, характерными для солей, но из-за неустойчивости угольной кислоты вместо нее для этих целей используют углекислый газ.

**Физические свойства.** Все карбонаты — твердые кристаллические вещества. Из них в воде растворимы карбонаты щелочных металлов и аммония. Гидрокарбонаты большинства металлов хорошо растворимы.

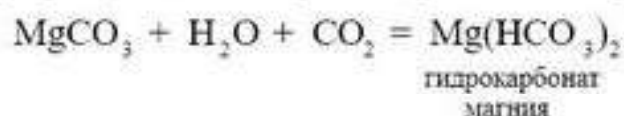
**Химические свойства.**

1. *В водных растворах карбонаты и гидрокарбонаты гидролизуются, давая при этом щелочную реакцию* :

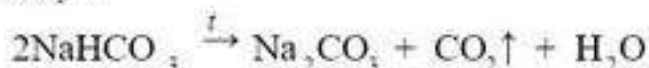




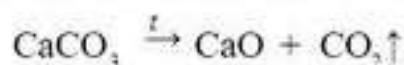
2. Под действием избытка оксида углерода (IV) не растворимые в воде карбонаты превращаются в растворимые гидрокарбонаты .



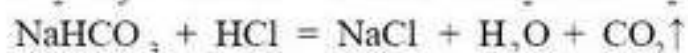
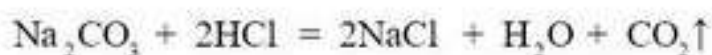
3. Гидрокарбонаты при нагревании разлагаются на карбонаты, углекислый газ и воду :



4. Все карбонаты, кроме карбонатов щелочных металлов, при нагревании разлагаются на оксид металла и диоксид углерода :



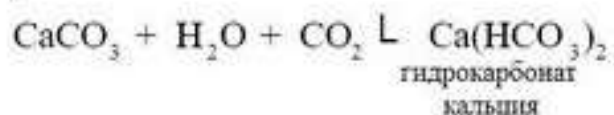
5. При действии разбавленных соляной или серной кислот выделяется газ. Эта реакция является качественной реакцией на карбонат- и гидрокарбонат-ионы :



6. Выделяющийся при их взаимодействии углекислый газ определяют по помутнению известковой воды :



7. При избытке  $\text{CO}_2$  помутнение исчезает, и раствор вновь становится прозрачным :



Распознавание карбонат-ионов ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) в растворе можно осуществить введением катионов кальция, что приводит к выпадению в осадок нерастворимого карбоната кальция.

**Применение.** Из солей угольной кислоты наибольшее практическое значение имеет карбонат натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  — кальцинированная сода. Это белый кристаллический порошок. Применяется для производства мыла, стекла, в текстильной, бумажной промышленности, а в быту как моющее средство.

Широко используется гидрокарбонат натрия  $\text{NaHCO}_3$  (питьевая, или пищевая, сода). Представляет собой белый порошок, малорастворимый в воде. Применяется в производстве искусственных минеральных вод и для зарядки огнетушителей. Пищевую соду добавляют к тесту при выпечке хлебных изделий. Выделяющийся из нее при выпечке углекислый газ придает продукту пористость.



Карбонат калия  $K_2CO_3$  (поташ) применяется при изготовлении тугоплавкого стекла, в фотографии, а также в химическом синтезе.

Карбонат кальция  $CaCO_3$  входит в состав множества минералов, например мела, мрамора, известняка (рис. 79).

**Круговорот углерода в природе.** Подобно другим элементам, атомы углерода в природе переходят из одних веществ в другие (рис. 80). Эти изменения замыкаются в целую систему взаимно переплетающихся циклов.

В процессе фотосинтеза углерод из атмосферы переходит в состав растений. В результате образуются кислород и углеводы, служащие пищей животным и человеку. Углерод из растений переходит в организмы животных и вновь превращается в углекислый газ, возвращаемый органами дыхания в атмосферу.

В ранний период развития жизни на Земле растительные и животные остатки частично превращались в горючие ископаемые: каменный уголь, нефть, природные газы.

При сжигании горючих ископаемых содержащийся в них углерод возвращается в атмосферу в виде углекислого газа. Оксид углерода (IV) выделяется также в процессах разложения некоторых неорганических веществ, например при обжиге известняка. Так происходит непрерывный круговорот углерода в природе.

### Знаешь ли ты?

Реакцию известняка с уксусом применил в одном из походов А. Македонский. Для того чтобы сократить путь, он приказал облить известковые скалы уксусом. За несколько дней путь был проделан.



*Угольная кислота* — слабый электролит. Она обладает всеми характерными свойствами кислот. Угольная кислота образует средние и кислые соли.

Из солей кальция наибольшее практическое значение имеют карбонат натрия, гидрокарбонат натрия, карбонат кальция и др.



а)



б)

**Рис. 79.** Карбонаты:  
а) мрамор, б) мел

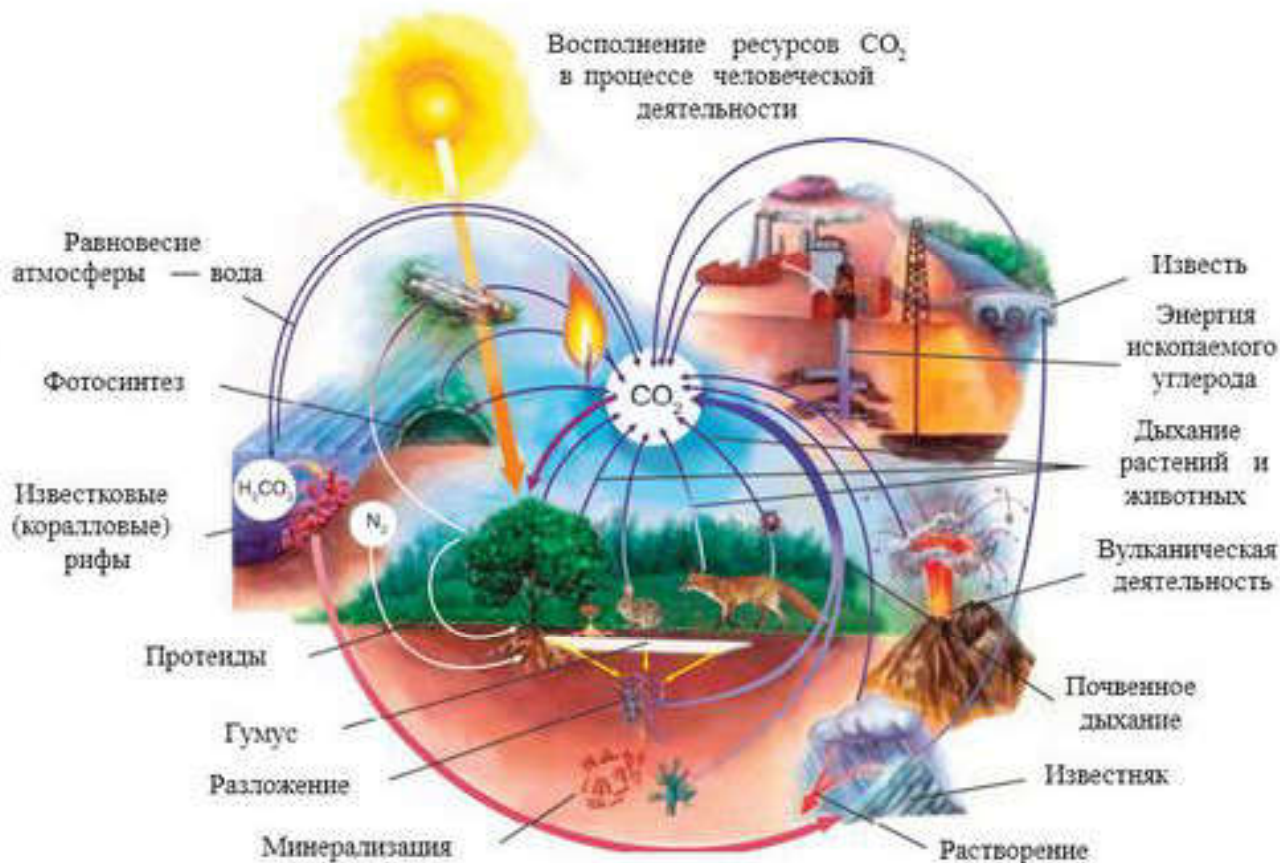


Рис. 80. Круговорот углерода в природе



1. Охарактеризуйте физические и химические свойства угольной кислоты.
2. Напишите электронную и структурную формулы угольной кислоты.
3. Угольная кислота более сильная, чем циановодородная HCN, сероводородная H<sub>2</sub>S и борная H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub> кислоты. Напишите уравнения реакций вытеснения этих кислот при пропускании углекислого газа через водные растворы их солей.
4. Напишите уравнение реакций получения карбонатов:
 

а) KOH + CO <sub>2</sub> →	в) Ba(OH) <sub>2</sub> + CO <sub>2</sub> →
б) KCN + H <sub>2</sub> O + CO <sub>2</sub> →	г) BaS + H <sub>2</sub> O + CO <sub>2</sub> →
5. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций карбоната натрия с солями, в которых образуются следующие соли:
 

а) Ag <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> ;	б) BaCO <sub>3</sub> ;	в) PbCO <sub>3</sub> .
--------------------------------------	------------------------	------------------------
6. Напишите уравнения реакций для цепочки химических превращений:  
CO<sub>2</sub> → CaCO<sub>3</sub> → Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → NaHCO<sub>3</sub> → Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> → MgCO<sub>3</sub>
7. Где применяются сода, мел, мрамор?

- 1. Какой объем газа CO<sub>2</sub> (н. у.) потребуется для превращения 7,4 г гидроксида кальция в: а) карбонат кальция; б) гидрокарбонат кальция?

Ответ: а) 2,24 л; б) 4,48 л.

- 2. При нагревании 20 г пищевой соды выделилось 2,24 л CO<sub>2</sub> (н. у.). Сколько пищевой соды осталось неизменной?

Ответ: 3,2 г.

- 3\*. Смесь Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> и NaHCO<sub>3</sub> массой 96 г прокалили до прекращения ее разложения. В остатке получили 69 г соли. Какова масса компонентов в исходной смеси?

Ответ: 22,8 г Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> и 73,2 г NaHCO<sub>3</sub>.

- 4\*. При разложении карбоната магния выделился оксид углерода (IV), который пропустили через известковую воду (взята в избытке). При этом образовался осадок массой 2,5 г. Рассчитайте массу карбоната магния, взятого для реакции.

Ответ: 2,1 г.



### Изучение свойств карбонатов

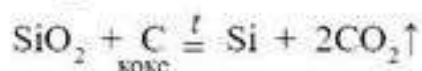
Возьмите кусочек мрамора, школьного мела и пищевой соды. Прилейте к ним раствор уксусной кислоты. Что вы наблюдаете? Попробуйте написать уравнения реакций.

## § 50. КРЕМНИЙ

**Общая характеристика.** Кремний находится в 3-м периоде главной подгруппе IV группы Периодической системы Д. И. Менделеева. Его электронная формула  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$  является электронным аналогом углерода, наиболее характерные степени окисления  $-4$ ,  $+4$ . Кремний —  $p$ -элемент, неметалл. Однако радиус атома кремния больше, энергия ионизации меньше, поэтому металлические свойства выражены сильнее, а неметаллические слабее, чем у углерода.

**Нахождение в природе.** Кремний — второй после кислорода по распространенности в земной коре элемент (27,6% по массе). В свободном виде он не встречается, широко распространен в виде кремнезема  $\text{SiO}_2$  (кремень, кварц, песок) и в различных силикатах: каолинит (каолин)  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (основная часть белой глины), ортоклаз (полевой шпат)  $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ , слюда  $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$  и др. (рис. 81). Содержится также в растениях (крапива, бамбук, хвощ) и животных организмах.

**Получение.** В промышленности кремний получают при нагревании смеси его природного оксида  $\text{SiO}_2$  (песка) и кокса:



В лаборатории кремний получают восстановлением его оксида магнием или алюминием:



### Сегодня на уроке:

- ознакомимся с общими характеристиками кремния.

### Ключевые понятия

- кремний
- химический элемент
- простое вещество
- получение
- физические свойства
- химические свойства
- применение



Рис. 81. Минералы кремния — кварцы



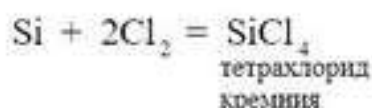
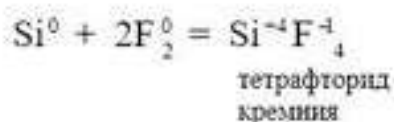
Рис. 82. Кристаллический кремний

**Физические свойства.** Простое вещество кремний существует в виде двух аллотропных модификаций: аморфный и кристаллический кремний. *Кристаллический кремний* (рис. 82) — вещество серебристо-серого цвета с металлическим блеском, кристаллическая решетка типа алмаза, температура плавления  $1415^{\circ}\text{C}$ , является полупроводником.

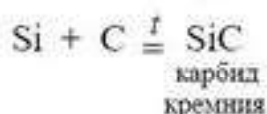
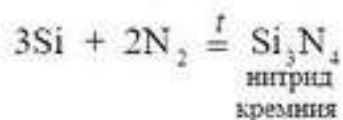
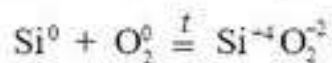
*Аморфный кремний* — порошок бурого цвета.

**Химические свойства.** При обычной температуре кремний является довольно инертным веществом, но аморфный кремний более реакционноспособен, чем кристаллический.

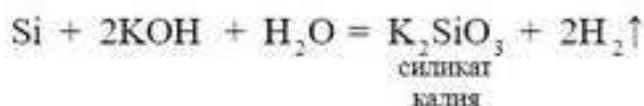
1. При комнатной температуре он реагирует только со фтором. Однако при нагревании до температуры  $400\text{--}600^{\circ}\text{C}$  кремний также вступает в реакцию с остальными галогенами, образуя галогениды:



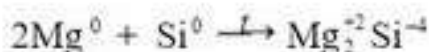
2. При более высоких температурах кремний может также взаимодействовать с кислородом, азотом и углеродом:



3. Кремний легко реагирует с водными растворами щелочей с образованием силикатов и водорода:



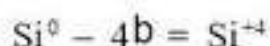
4. Кремний образует силициды с металлами основных и побочных подгрупп. Один из наиболее известных силицидов — силицид магния, который можно получать прямым взаимодействием простых веществ:





Все эти реакции являются окислительно-восстановительными.

Таким образом, в большинстве реакций с неметаллами кремний выступает в качестве **восстановителя**:



а в реакциях с металлами в качестве **окислителя**:



**Применение.** Кремний и его соединения широко применяют в технике как основу полупроводниковых материалов. Большое количество кремния расходуется для получения кремнистых сталей, обладающих высокой жаропрочностью и кислотоупорностью.

Карбид кремния SiC (карборунд, наждак) применяют как абразивный и огнеупорный материал, в радиотехнике, в медицинской практике для шлифовки пломб и пластмассовых протезов.

Нитрид кремния Si<sub>3</sub>N<sub>4</sub> используют в качестве химически стойкого и огнеупорного материала, в создании тугоплавких сплавов, в качестве высокотемпературного полупроводника.

Из кремния изготавливают так называемые солнечные батареи, которые служат для непосредственного превращения солнечного света в электрическую энергию (рис. 83).

### Знаешь ли ты?

Соединения кремния токсичны. Вдыхание мельчайших частиц SiO<sub>2</sub> и других соединений кремния (асбест) вызывает опасную болезнь — силикоз.



*Кремний* малоактивен, однако при нагревании химическая активность увеличивается. При нагревании он взаимодействует с кислородом, азотом, углеродом и металлами основных и побочных подгрупп. Кремний является типичным полупроводником и широко используется в электротехнике.



1. В чем сходство и различия между углеродом и кремнием?
2. Как получают свободный кремний в промышленности и лаборатории? Напишите уравнения реакций, укажите окислитель и восстановитель.
3. Каковы физические и химические свойства кремния? Приведите уравнения соответствующих реакций. Укажите окислитель и восстановитель. Свяжите физические свойства свободного кремния с местоположением его в периодической системе химических элементов.
4. Поясните, где применяют кремний и его соединения?
5. Какова роль кремния в организме человека?
6. В каких продуктах питания встречается кремний?
7. К каким последствиям приводит нехватка кремния в организме?



Рис. 83. Применение кремния и его соединений

- 1. Смесь углерода и кремния общей массой 40,0 г растворили в избытке концентрированного раствора гидроксида натрия, при этом выделилось 26,88 л (н. у.) газа. Найдите массовую долю углерода в смеси.  
*Ответ: 58%.*
- 2. Во сколько раз в земной коре атомов кислорода больше, чем атомов кремния? (Процентное содержание соответственно равно 49,5 и 25,7%.)  
*Ответ: в 13,5 раза.*
- 3\*. Вычислите массу кремния, который может прореагировать с горячим раствором щелочи объемом 200 мл (массовая доля NaOH 35%,  $\rho = 1,38$  г /мл). Определите объем водорода (н. у.), выделяющегося в результате этой реакции.  
*Ответ: 33,8 г; 27 л.*

## §51. ОКСИД КРЕМНИЯ. КРЕМНИЕВАЯ КИСЛОТА И ЕЕ СОЛИ

**Нахождение в природе.** В природе оксид кремния (IV)  $\text{SiO}_2$  (кремнезем) встречается в нескольких видах. Кристаллический кремнезем существует в виде минерала кварца и его всевозможных разновидностях (агат, яшма, горный хрусталь, халцедон) (рис. 84).

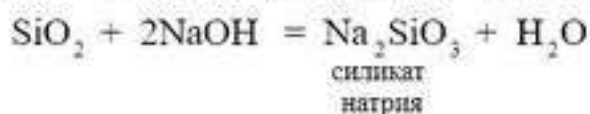


Аморфный кремнезем также входит в состав различных минералов, общая формула  $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ . К нему относятся опал, инфузорная земля, силикагель.

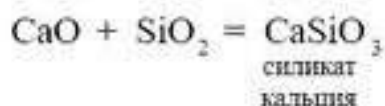
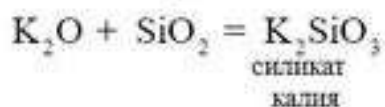
**Физические свойства.** В чистом виде оксид кремния (IV) представляет собой твердое, тугоплавкое кристаллическое вещество, в отличие от диоксида углерода  $\text{CO}_2$ .

**Химические свойства.**

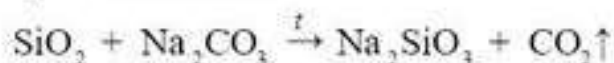
1. Оксид кремния (IV) — кислотный оксид, поэтому аморфный кремнезем медленно растворяется в водных растворах щелочей:



2. При нагревании взаимодействует с основными оксидами:



3. Будучи нелетучим, оксид кремния (IV) вытесняет углекислый газ из карбонатов при сплавлении:



### Сегодня на уроке:

- изучим свойства соединений кремния.

### Ключевые понятия

- оксид кремния
- кремниевая кислота
- строение
- физические свойства
- химические свойства
- применение
- силикаты



**Рис. 84.** Оксид кремния в природе:  
а) яшма; б) агат, в) халцедон; г) сердолик

В отличие от многих других кислотных оксидов *с водой не реагирует*.

### Знаешь ли ты?

Кристаллы горного хрусталя иногда достигают огромных размеров. В 1958 г. в Казахстане был найден кристалл массой 70 т.

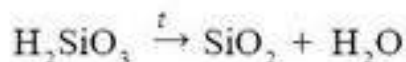
**Применение.** При нагревании оксид кремния (IV) легко переходит в стеклообразное состояние. Кварцевое стекло химически и термически стойко. Даже если его раскалить докрасна и бросить в холодную воду, оно не треснет. Его применяют для изготовления химической аппаратуры и оптических приборов.

Кварцевый песок в огромных количествах используется в производстве стекла, цемента, фарфора и т. д.

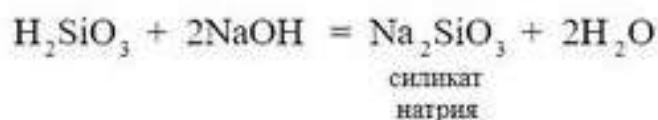
### Кремниевая кислота

**Химические свойства.** Кремниевая кислота  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  очень слабая, даже слабее угольной. В растворах она практически не диссоциирует и является слабым электролитом. В связи с этим такое общее свойство кислот, как действие на индикаторы, кремниевая кислота не проявляет.

При нагревании кремниевая кислота разлагается на оксид кремния (IV) и воду:



1. При взаимодействии со щелочами образует соли:



**Соли кремниевой кислоты.** Соли кремниевой кислоты называются *силикатами*.

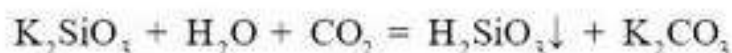
**Получение** силикатов рассмотрено при изучении химических свойств диоксида кремния.

**Физические свойства.** Из силикатов растворимы лишь соли щелочных металлов: силикат натрия  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  и силикат калия  $\text{K}_2\text{SiO}_3$ .

Эти соли по внешнему виду представляют стекловидную массу и поэтому получили название *растворимого стекла*, а их концентрированные водные растворы — *жидкого стекла*.

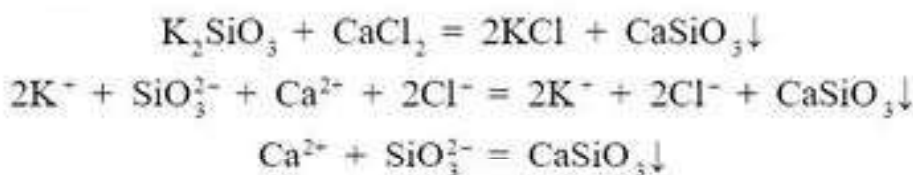
### Химические свойства.

1. *Силикаты взаимодействуют почти со всеми кислотами, в том числе и с угольной кислотой:*



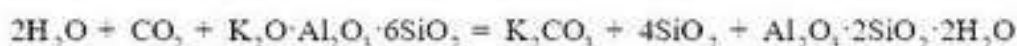


2. *Растворимые силикаты могут участвовать в реакциях обмена с другими солями:*



В водных растворах силикаты подвергаются гидролизу и имеют щелочную реакцию.

♦ Силикаты, входящие в состав минералов, в природных условиях разрушаются под действием воды и оксида углерода (IV). Этот процесс называется *химическим выветриванием*. Выветривание полевого шпата можно изобразить следующим уравнением:



Подобные процессы происходят и при образовании почвы.

**Применение.** Из растворимых силикатов широкое применение находит силикат натрия. Его водный раствор используют в качестве силикатного клея, для пропитки древесины и тканей в целях придания им огнестойкости и водонепроницаемости. Алюмосиликаты широко используют в силикатной промышленности.



*Оксид кремния*  $\text{SiO}_2$ , широко распространенное в природе соединение. Он встречается главным образом в виде минерала кварца. *Оксид кремния* — кислотный оксид. Однако в отличие от других кислотных оксидов он не растворяется в воде.

*Кремниевая кислота*  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  — очень слабая нерастворимая в воде кислота. Она не действует на индикаторы. Соли кремниевой кислоты называются силикатами.

Силикаты широко распространены в природе. Обычно они нерастворимы в воде, исключения составляют силикаты натрия и калия. Эти соли по внешнему виду представляют стекловидную массу и поэтому получили название *растворимого стекла*, а их концентрированные водные растворы — *жидкого стекла*.



1. В чем сходство и различия между высшими оксидами углерода и кремния?
2. Составьте уравнения реакций для цепочки химических превращений:  
 $\text{SiO}_2 \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{Mg}_2\text{Si} \rightarrow \text{SiH}_4 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2$
3. Укажите сходства и различия в физических и химических свойствах угольной и кремниевой кислот.
4. Химическая формула асбеста:  $\text{H}_4\text{Mg}_2\text{Si}_2\text{O}_6$ . Представьте асбест в виде оксидов элементов.
- 5\*. Белый песок растворим при длительном кипячении в растворе вещества А, окрашивающего пламя в фиолетовый цвет. К полученному раствору прибавили

соляную кислоту — получился осадок Б. Определите вещества А и Б. Составьте уравнения химических реакций.

- 1. Определите массы оксида кремния (IV) и соды, которые потребуются для приготовления 1 кг растворимого стекла  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ .

Ответ: 492 г  $\text{SiO}_2$ ; 869 г  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

## § 52. АЗОТ

### Сегодня на уроке:

- изучим общие характеристики азота.

### Ключевые понятия

- азот
- химический элемент
- простое вещество
- физические свойства
- химические свойства



а)



б)

Рис. 85. Азот:

а) жидкий; б) твердый

**Строение.** Известно, что азот в свободном состоянии существует в форме двухатомных молекул  $\text{N}_2$ . Три внешних  $2p$ -электронов каждого атома образуют тройную связь  $\text{N}\equiv\text{N}$ .

◆ Связанный азот входит в состав как органических, так и неорганических веществ. Растительный и животный мир содержит азот, связанный с углеродом и кислородом в белках.

**Физические свойства.** Название азота происходит от греческого слова *азос*, что значит “безжизненный”. Латинское название азота *nitrogenium* означает “рождающий селитру”.

Азот неядовит, однако в атмосфере чистого азота человек и животные быстро погибают, и происходит это из-за отсутствия кислорода.

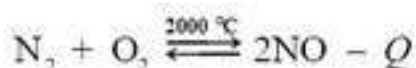
При обычных условиях азот — бесцветный газ, без запаха, малорастворим в воде, немного легче воздуха. В твердом состоянии имеет молекулярную кристаллическую решетку (рис. 85).

**Химические свойства.** При обычных условиях азот не горит и не поддерживает горения. А так как горение в воздухе есть процесс соединения веществ с кислородом, то мы можем сделать вывод: азот при обычных условиях с кислородом не соединяется. Это свойство азота исключительно важное — именно оно обуславливает нахождение азота в воздухе в свободном состоянии.

Однако следует иметь в виду, что азот не соединяется с кислородом лишь при обычных условиях. Только в жестких условиях, т. е. при высоких температурах связи между атомами ослабевают и азот становится реакционно способным.

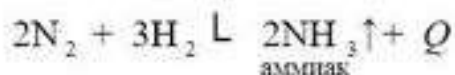


1. Например, при температуре электрической дуги азот реагирует с кислородом:

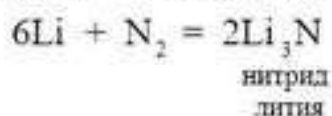


Азот соединяется с кислородом и в природе — при атмосферных грозных разрядах.

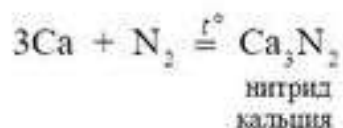
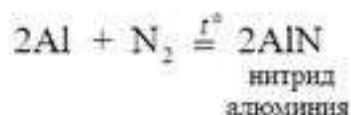
2. С водородом в обычных условиях азот не соединяется. Однако при особых условиях азот реагирует с водородом и образует аммиак:



3. Литий и радий — единственные простые вещества, с которыми азот реагирует при комнатной температуре:



4. При нагревании азот образует нитриды и с рядом других металлов, например:



### Знаешь ли ты?

Азот входит в состав ДНК и многих органических соединений, белков. Содержится в мышечной ткани — 7,2%, костной ткани — 4,3% и крови человека (в человеческом организме массой 70 кг в среднем содержится 1,8 кг азота).

**Применение.** В больших количествах свободный азот применяют для синтеза аммиака, а последний — для производства азотной кислоты и других азотсодержащих соединений. Его используют также для создания инертной атмосферы при наполнении электрических ламп, при перекачке под давлением бензина и других горючих и легковоспламеняющихся жидкостей, при сушке взрывчатых веществ, а также для охлаждающих систем.

### Знаешь ли ты?

Атмосфера Земли содержит 78% азота. Чтобы показать, как велики эти запасы азота, отметим, что в атмосфере над каждым квадратным километром земной поверхности находится столько азота, что из него можно получить до 50 млн. т нитрата натрия или 10 млн. т аммиака (соединение азота с водородом).



Благодаря наличию трех химических связей молекула азота очень прочная и обладает малой реакционной способностью. С металлами азот взаимодействует в нормальных условиях только с литием. С другими металлами реакция протекает при нагревании. В больших количествах свободный азот применяют для синтеза аммиака, а последний — для производства азотной кислоты и других азотсодержащих соединений.

### Знаешь ли ты?

Выдающиеся произведения живописи хранят в герметичных футлярах, заполненных азотом, чтобы предохранить краски от влаги и химически активных компонентов воздуха.

Вне пределов Земли азот обнаружен в газовых туманностях, в солнечной атмосфере, на Уране, Нептуне, в межзвездном пространстве и др. Азот — четвертый по распространенности элемент Солнечной системы (после водорода, гелия и кислорода).

Нитрид бора BN входит в состав 20 веществ, которые тверже алмаза.



1. Объясните с учетом строения молекулы азота, почему этот газ обладает низкой химической активностью. С какими веществами и при каких условиях взаимодействует азот? Приведите примеры реакций.
  2. Как можно доказать опытным путем, что в воздухе есть азот? Отличается ли по содержанию азота почвенный воздух от атмосферного? Дайте обоснованный ответ.
  3. Выскажите предположение о том, какой была бы жизнь на Земле, если бы азот был твердым веществом, как углерод, фосфор, кремний. Что случится, если азот станет таким же активным, как кислород и фтор?
  - 4\*. Почему воздух в Антарктиде не сжижается сам по себе, хотя температуры там бывают до  $-80^{\circ}\text{C}$ ?
  5. Для перевозки овощей и фруктов на дальние расстояния используют рефрижераторы — транспортные средства с холодильной установкой. В качестве хладагента при этом применяют жидкий азот. Укажите, на каких свойствах основано применение азота с этой целью.
- 1. Вычислите объем азота (н. у.), который может прореагировать с магнием массой 36 г.

Ответ: 11,2 л.

- 2. Азот прореагировал с 6 г металла, который проявляет в соединениях степень окисления +2. При этом образовался нитрид массой 7,4 г. Определите молярную массу металла, который был взят для реакции, и назовите этот металл.

Ответ: кальций.

## § 53. АММИАК

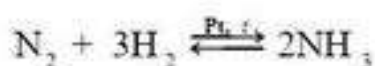
**Строение.** Строение и модели молекул аммиака представлены на рисунке 86.

Экспериментально доказано, что молекула аммиака имеет форму треугольной пирамиды. При образовании молекулы  $\text{NH}_3$  неподеленная

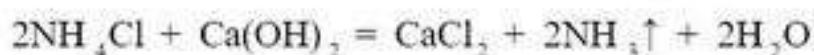
пара электронов занимает вершину пирамиды, а остальные три неспаренных  $p$ -электрона перекрываются  $s$ -электронными облаками атома водорода.

**Физические свойства.** В обычных условиях аммиак — бесцветный ядовитый газ с характерным удушливым запахом, почти в два раза легче воздуха. Аммиак очень хорошо растворяется в воде. В одном объеме воды при комнатной температуре растворяется 700 объемов аммиака.

**Получение.** Соединения азота чрезвычайно широко используются в химии, невозможно даже перечислить все области, где находят применение вещества, содержащие азот: это индустрия удобрений, взрывчатых веществ, красителей, медикаментов и др. Хотя количество азота в воздухе колоссальное ( $4 \cdot 10^{15}$  т), долгое время оставалась нерешенной задача получения соединений, содержащих азот из воздуха. Большая часть соединений азота добывалась из его минералов, таких как чилийская селитра  $\text{NaNO}_3$ . Однако запасы природных соединений азота ограничены, а также с каждым годом потребность в соединениях азота растет, поэтому перед учеными встала проблема найти экономически наиболее выгодный способ связывания атмосферного азота. Таким способом является синтез аммиака из азота и водорода. При высоких температуре и давлении азот соединяется с водородом на поверхности платинового катализатора, образуя важное соединение — аммиак:



В лаборатории аммиак получают, нагревая смесь соли аммония со щелочами (обычно используют дешевый  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ) (рис. 87):



**Химические свойства.** Аммиак — весьма реакционно-способное вещество. При растворении аммиака в воде образуется аммиачная вода.



Рис. 86. Строение и модель молекулы аммиака

### Сегодня на уроке:

- ознакомимся с общими характеристиками аммиака.

### Ключевые понятия

- аммиак
- строение
- физические свойства
- получение
- химические свойства
- применение

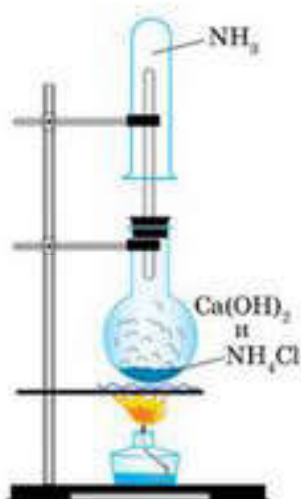
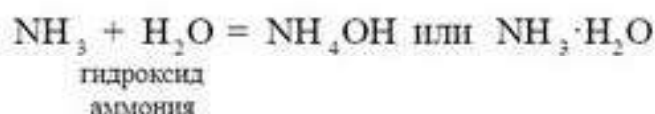


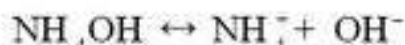
Рис. 87. Получение аммиака в лаборатории

Известно, что индикатор фенолфталеин вызывает появление малиновой окраски раствора.

Значит, аммиак в воде не только растворяется, но и взаимодействует с водой:



Он диссоциирует на ионы аммония  $\text{NH}_4^+$  и гидроксид-ионы  $\text{OH}^-$ :

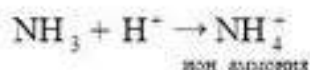


Гидроксид аммония относится к слабым основаниям, так как общая концентрация ионов  $\text{OH}^-$  невелика.

### Знаешь ли ты?

При вдыхании небольшого количества аммиака повышается активность отдельных структур головного мозга, это свойство используется для приведения человека в сознание при обмороке.

◆ Механизм образования иона аммония аналогичен процессу образования иона гидроксония  $\text{H}_3\text{O}^+$ . В молекуле аммиака атом азота имеет неподеленную электронную пару, а ион водорода — свободную  $s$ -орбиталь. При взаимодействии аммиака с ионом водорода неподеленная пара электронов взаимодействует с протоном, ядром атома водорода, не имеющим своих электронов. В ионе аммония, как и в аммиаке, степень окисления азота одинаковая и равна  $-3$ . Валентность азота в молекуле аммиака равна 3, а в ионе аммония  $-4$  (рис. 88).



### Знаешь ли ты?

Вывести пятно от чая можно, протерев кусочком ткани, смоченным в растворе глицерина и нашатырного спирта (соответственно 2 чайные ложки и 0,5 чайной ложки).

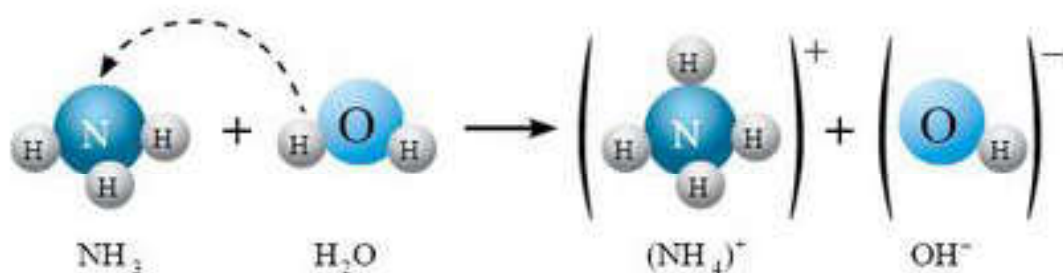


Рис. 88. Схема образования иона аммония



Основные химические свойства аммиака показаны в таблице 27.

Таблица 27

Основные химические свойства аммиака

Реакции, связанные с изменением степени окисления азота	Реакции, идущие без изменения степени окисления азота
<p>1. Аммиак при нагревании разлагается на простые вещества:</p> $2\text{N}^{-3}\text{H}_3^{+1} \xrightarrow{\Delta} \text{N}_2^0 + 3\text{H}_2^0$ <p>2. Аммиак горит в кислороде:</p> $4\text{N}^{-3}\text{H}_3^{+1} + 3\text{O}_2^0 \rightarrow 2\text{N}_2^0 + 6\text{H}_2\text{O}^{-2}$ $\begin{array}{l l} 2\text{N}^{-3} - 6\text{b}^0 & \text{N}_2^0 \quad   \quad 2 \quad \text{окисление} \\ \text{O}_2^0 + 4\text{b}^0 & 2\text{O}^{-2} \quad   \quad 3 \quad \text{восстановление} \end{array}$ <p>3. В присутствии катализатора аммиак окисляется кислородом воздуха с образованием оксида азота (II):</p> $4\text{N}^{-3}\text{H}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{Pt}, t^{\circ}} 4\text{N}^{+2}\text{O}^{-2} + 6\text{H}_2\text{O}^{-2}$ $\begin{array}{l l} \text{N}^{-3} - 5\text{b}^0 & \text{N}^{+2} \quad   \quad 4 \quad \text{окисление} \\ \text{O}_2^0 + 4\text{b}^0 & 2\text{O}^{-2} \quad   \quad 5 \quad \text{восстановление} \end{array}$	<p>1. Взаимодействие с водой:</p> $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH}$ <p>2. Аммиак реагирует с кислотами, образуя соли аммония:</p> $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$ <p style="text-align: center; margin-left: 100px;"><small>хлорид аммония</small></p> <p>3. С многоосновными кислотами аммиак образует два типа солей:</p> $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NH}_4\text{HSO}_4$ <p style="text-align: center; margin-left: 100px;"><small>гидросульфат аммония</small></p> $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ <p style="text-align: center; margin-left: 100px;"><small>сульфат аммония</small></p>

**Применение.** Большая часть аммиака идет для производства азотной кислоты и азотсодержащих удобрений. Разбавленный раствор аммиака в воде (3—10%) называют *нашатырным спиртом*, более концентрированный (18—25%) — *аммиачной водой*. Их применяют в качестве удобрения в сельском хозяйстве, а также в медицине и в повседневной жизни. При повышенном давлении аммиак легко сжижается. Жидкий аммиак имеет большую теплоту испарения, вследствие чего используется для создания низких температур в холодильных установках. Применение аммиака представлено на рисунке 90.

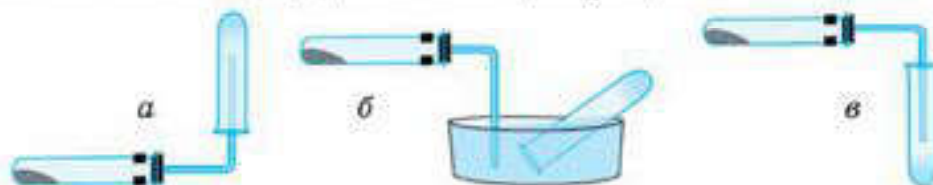


Аммиак — весьма реакционно-способное вещество. Взаимодействует с водой с образованием гидроксида аммония. Аммиак горит в кислороде, взаимодействует с кислотами, образуя соли аммония.

Большая часть аммиака идет для производства азотной кислоты и азотсодержащих удобрений.



1. Каким из способов, предложенных на рисунке, можно собирать аммиак? Поясните.



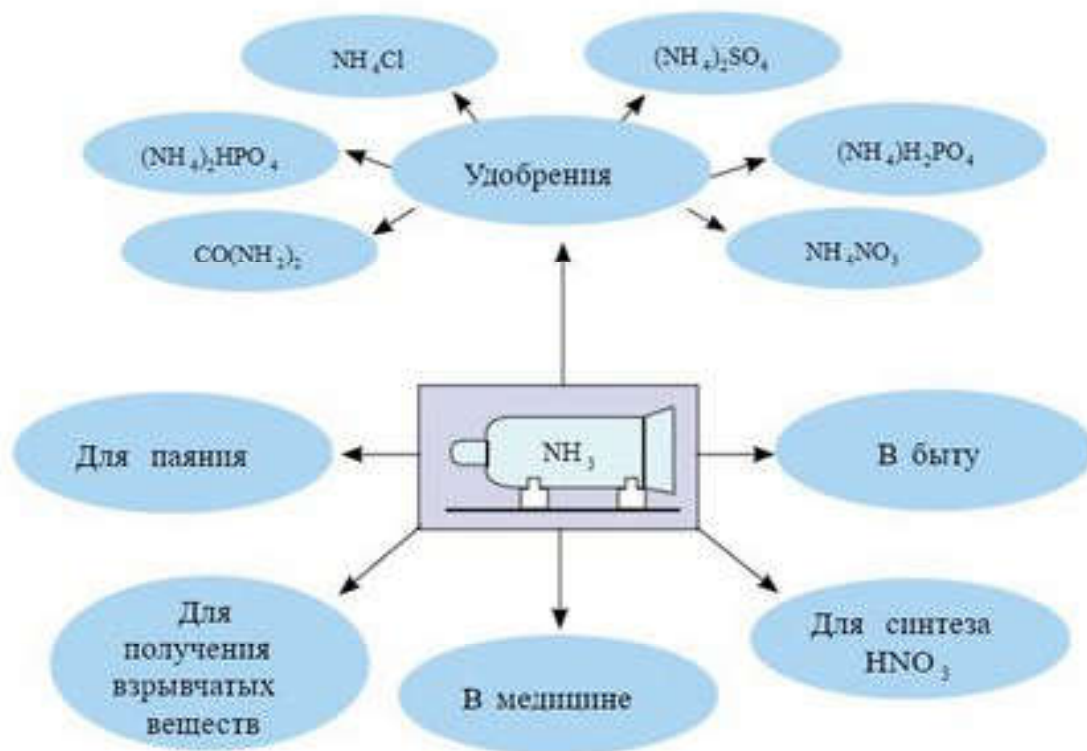


Рис. 90. Применение аммиака и солей аммония

2. Напишите уравнения реакций между следующими веществами в молекулярной, ионной и сокращенной ионной формах:
    - а)  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
    - б)  $\text{NH}_3 + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \dots$
  3. Газы в лаборатории часто сушат, пропуская их через концентрированную серную кислоту. Какие из перечисленных газов можно сушить указанным способом: азот, аммиак, хлор, хлористый водород, сероводород, кислород, сернистый газ, углекислый газ?
  4. Составьте уравнения реакций с участием аммиака, используя метод электронного баланса:
    - а)  $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
    - б)  $\text{NH}_3 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{HBr}$
  5. При вспашке поля под картофель с целью уничтожения колорадского жука в почву вносят аммиачную воду. Каков состав аммиачной воды и как она получается?
1. В 1 л воды растворили 700 л аммиака (н. у.). Какова процентная концентрация полученного раствора?  
*Ответ: 71,4%.*
  2. Аммиак объемом 1,12 л (н. у.) прореагировал с галогеноводородом. При этом образовалась соль аммония массой 4,9 г. Определите, какой галогеноводород прореагировал с аммиаком.  
*Ответ: HBr.*

## § 54. СОЛИ АММОНИЯ

**Соли аммония** — сложные вещества, в состав которых входят ионы аммония  $\text{NH}_4^+$ , соединенные с кислотными остатками. Например:  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  — нитрат аммония,  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$  — ортофосфат аммония,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  — сульфат аммония.



### Сегодня на уроке:

- изучим физические и химические свойства солей аммония.

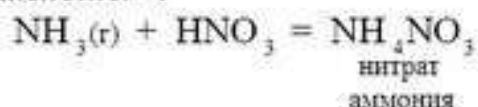
### Ключевые понятия

- соли аммония
- получение
- физические свойства
- химические свойства

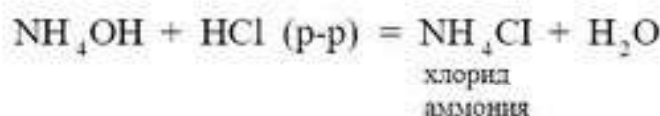
Многоосновные кислоты могут образовывать также кислые соли аммония, например:  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$  — гидрофосфат аммония,  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$  — дигидрофосфат аммония.

**Получение.** Получают соли аммония следующими основными способами:

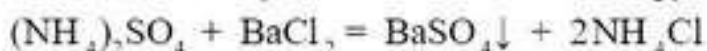
1. *Пропусканием газообразного аммиака в раствор кислоты:*



2. *При нейтрализации аммиачной воды кислотами:*



3. *По реакции обмена между солью аммония и другой солью:*



**Физические свойства.** Все соли аммония — твердые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде. Химические свойства солей приведены в таблице 28.

Таблица 28

Химические свойства солей аммония

Общие с другими солями	Специфические
<p>1. Соли аммония — сильные электролиты, в водном растворе диссоциируют на ионы:</p> $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^-$ <p>2. Реагируют с кислотами:</p> $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl} \uparrow$ <p>3. Реагируют с другими солями:</p> $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl} \downarrow + \text{NH}_4\text{NO}_3$ $\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- + \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- = \text{AgCl} \downarrow + \text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^-$ $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} \downarrow$	<p>1. Соли аммония термически нестойкие вещества даже при слабом нагревании быстро разлагаются:</p> $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ <p>2. Реагируют со щелочами:</p> $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ <p>Эта реакция является качественной реакцией на соли аммония, так как образующийся аммиак легко обнаруживается. Над пробиркой, в которой происходит реакция, держат смоченную водой красную лакмусовую бумажку — она синееет.</p> <p>3. Соли аммония подвергаются гидролизу.</p>

**Применение.** Нитрат аммония, фосфат аммония и другие аммонийные соли используются в сельском хозяйстве в качестве удобрений.



Все соли аммония — твердые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде. Специфические свойства солей аммония — термически нестойкие вещества. Почти все соли аммония используют в качестве азотных удобрений.

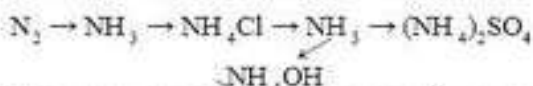
## Знаешь ли ты?

Знаете ли вы, что теннисные мячи не надуют, а вводят в них специальные вещества — вздуватели. Это вещества, которые при нагревании разлагаются с образованием газообразных продуктов. В теннисные мячи (заготовки которых в виде двух полусфер изготовлены предварительно и смазаны клеем) кладут таблетки, содержащие смесь нитрита натрия и хлорида аммония. Склеенные половинки мяча помещают в форму для вулканизации и нагревают.

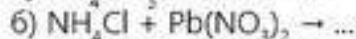
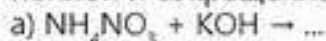
Выделившийся азот создает в мяче повышенное давление.



1. Напишите уравнения реакций следующих превращений:



2. Напишите уравнения реакций между следующими веществами в молекулярной, ионной и сокращенной ионной формах.



3. Гидрокарбонат и карбонат аммония применяют в кондитерском деле как разрыхляющее средство для теста. Какие свойства солей при этом используются? Напишите уравнения реакции.
4. При пайке металлов используют нашатырь, или хлорид аммония  $NH_4Cl$ , который разлагается при нагревании. Продукты разложения взаимодействуют с оксидной пленкой на поверхности металлов, делая поверхность чистой. Напишите уравнения реакций описанных процессов.
5. Какова роль солей аммония в жизни растений?
6. В каких целях применяют соли аммония?

- 1. Вычислите массу соли, которая образуется при взаимодействии 4,48 л (н. у.) аммиака с азотной кислотой.

Ответ: 21,08 г.

- 2. Какой объем аммиака надо пропустить через 4%-ный раствор серной кислоты массой 200 г. для получения: а) гидросульфата аммония; б) сульфата аммония

Ответ: а) 1,82 л; б) 3,68 л.

## § 55. ОРТОФОСФОРНАЯ КИСЛОТА И ФОСФАТЫ

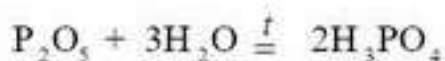
## Сегодня на уроке:

- изучим свойства ортофосфорной кислоты и их солей.

**Строение.** Для фосфора известно много кислородсодержащих кислот, из них рассмотрим свойства ортофосфорной кислоты  $H_3PO_4$ . Структурная формула и молекулярная модель ортофосфорной кислоты представлены на рисунке 90.

**Получение.** Ортофосфорную кислоту получают:

1. Взаимодействием оксида фосфора (V) с водой при нагревании :



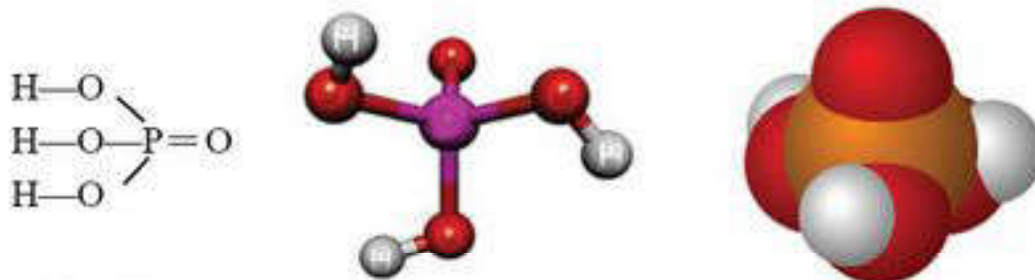
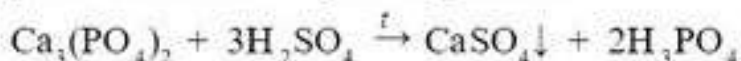


Рис. 90. Строение и модель молекулы ортофосфорной кислоты

2. *Взаимодействием ортофосфата кальция с серной кислотой при нагревании :*



**Физические свойства.** Ортофосфорная кислота — твердое прозрачное кристаллическое нелетучее вещество, в воде растворима неограниченно.

**Химические свойства.** Фосфорная кислота проявляет все типичные свойства кислот. В отличие от азотной кислоты не является окислителем. Химические свойства ортофосфорной кислоты представлены в таблице 29.

Часто в названии солей и самой ортофосфорной кислоты слово *орто* опускают.

### Ключевые понятия

- ортофосфорная кислота
- строение
- получение
- физические свойства
- химические свойства
- соли
- применение
- круговорот фосфора в природе

Таблица 29

### Химические свойства ортофосфорной кислоты

Свойства, общие с другими кислотами	Специфические свойства
1	2
<p>1. Водный раствор кислоты изменяет окраску индикаторов. Диссоциация происходит ступенчато, каждая последующая стадия гораздо слабее предыдущей:</p> $\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ $\text{H}_2\text{PO}_4^- = \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ $\text{HPO}_4^{2-} = \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ <p>2. Реагирует с металлами, расположенными в электрохимическом ряду до водорода. При этом образуются средние и кислые соли ортофосфорной кислоты и выделяется водород:</p> $3\text{Ca} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2 \uparrow$ $\text{Ba} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2 \uparrow$ <p>3. Реагирует с основными оксидами с образованием средних или кислых солей.</p>	<p>1. Ортофосфорная кислота при нагревании постепенно превращается в метафосфорную кислоту. Реакция происходит в двух стадиях:</p> $2\text{H}_3\text{PO}_4 \xrightarrow{t^o} \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">дифосфорная кислота</p> $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 \xrightarrow{t^o} 2\text{HPO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">метафосфорная кислота</p> <p>2. Ортофосфорная кислота при взаимодействии с нитратом серебра (I) образует желтый осадок фосфата серебра (I). Эта реакция является качественной реакцией на фосфат-ион <math>\text{PO}_4^{3-}</math>.</p> $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow + 3\text{HNO}_3$ <p style="text-align: center;">желтый осадок</p>

1	2
$\text{K}_2\text{O} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $3\text{K}_2\text{O} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = 2\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ <p>4. Взаимодействует со щелочами с образованием средних и кислых солей:</p> $\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{K}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ <p>5. С аммиаком или его водными растворами образует соли аммония:</p> $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ $2\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ <p>6. Реагирует с солями слабых кислот:</p> $2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 =$ $= 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{CO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$	$3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-} + 3\text{Ag}^+ + 3\text{NO}_3^- =$ $= \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow + 3\text{H}^+ + 3\text{NO}_3^-$ $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow$ <p>3. Роль ортофосфорной кислоты в живых организмах.</p> <p>Остатки ортофосфорной кислоты входят в состав аденозинтрифосфорной кислоты (АТФ). При разложении АТФ выделяется большое количество энергии.</p>

**Знаешь ли ты?**

Интересно, что для правильного питания необходимо соблюдать баланс между количеством потребляемого фосфора и кальцием: оптимальное соотношение этих элементов в пище составляет 1,5:1. Избыток фосфора в пище приводит к вымыванию кальция из костей, а при избытке кальция развивается мочекаменная болезнь.

**Применение.** Ортофосфорная кислота используется в основном для производства минеральных удобрений.

Интересны и другие области применения ортофосфорной кислоты в промышленности. Например, было замечено, что пропитка древесины самой ортофосфорной кислотой и ее солями делают дерево негорючим. На этой основе сейчас производят огнезащитные краски, негорючие фосфодревесные плиты, негорючий фосфатный пенопласт и другие строительные материалы.

**Ортофосфаты.** Свойствам трехосновной ортофосфорной кислоты отвечают три ряда солей: средние (ортофосфаты), кислые (дигидроорто- и гидроортофосфаты) соли. Если обозначить атомы металлов Me, то состав солей можно изобразить в общем виде (табл. 30).

Таблица 30

**Соли фосфорной кислоты**

Металлы	Ортофосфаты	Гидроортофосфаты	Дигидроортофосфаты
Одновалентные	$\text{Me}_3\text{PO}_4$	$\text{Me}_2\text{HPO}_4$	$\text{MeH}_2\text{PO}_4$
Двухвалентные	$\text{Me}_3(\text{PO}_4)_2$	$\text{MeHPO}_4$	$\text{Me}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
Трехвалентные	$\text{MePO}_4$	$\text{Me}_2(\text{HPO}_4)_3$	$\text{Me}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$



Соли ортофосфорной кислоты сильно различаются по растворимости:  
 а) из средних солей растворимы только ортофосфаты щелочных металлов (кроме лития);

б) гидрофосфаты щелочных металлов (кроме лития) и аммония — хорошо растворимые в воде соли;

в) большинство дигидрофосфатов в воде растворимы.

Нерастворимые соли фосфорной кислоты в кислой среде постепенно превращаются в более растворимые дигидрофосфаты, поэтому в качестве удобрения их вносят в кислую почву.

**Круговорот фосфора в природе.** Естественно, что в природе происходит круговорот фосфора. Это жизненно необходимый элемент. Из почвы его берут растения, от растений этот элемент попадает в организм человека и животных. В почву фосфор возвращается с экскрементами и при гниении трупов. Фосфобактерии переводят органический фосфор в неорганические соединения (рис. 91).

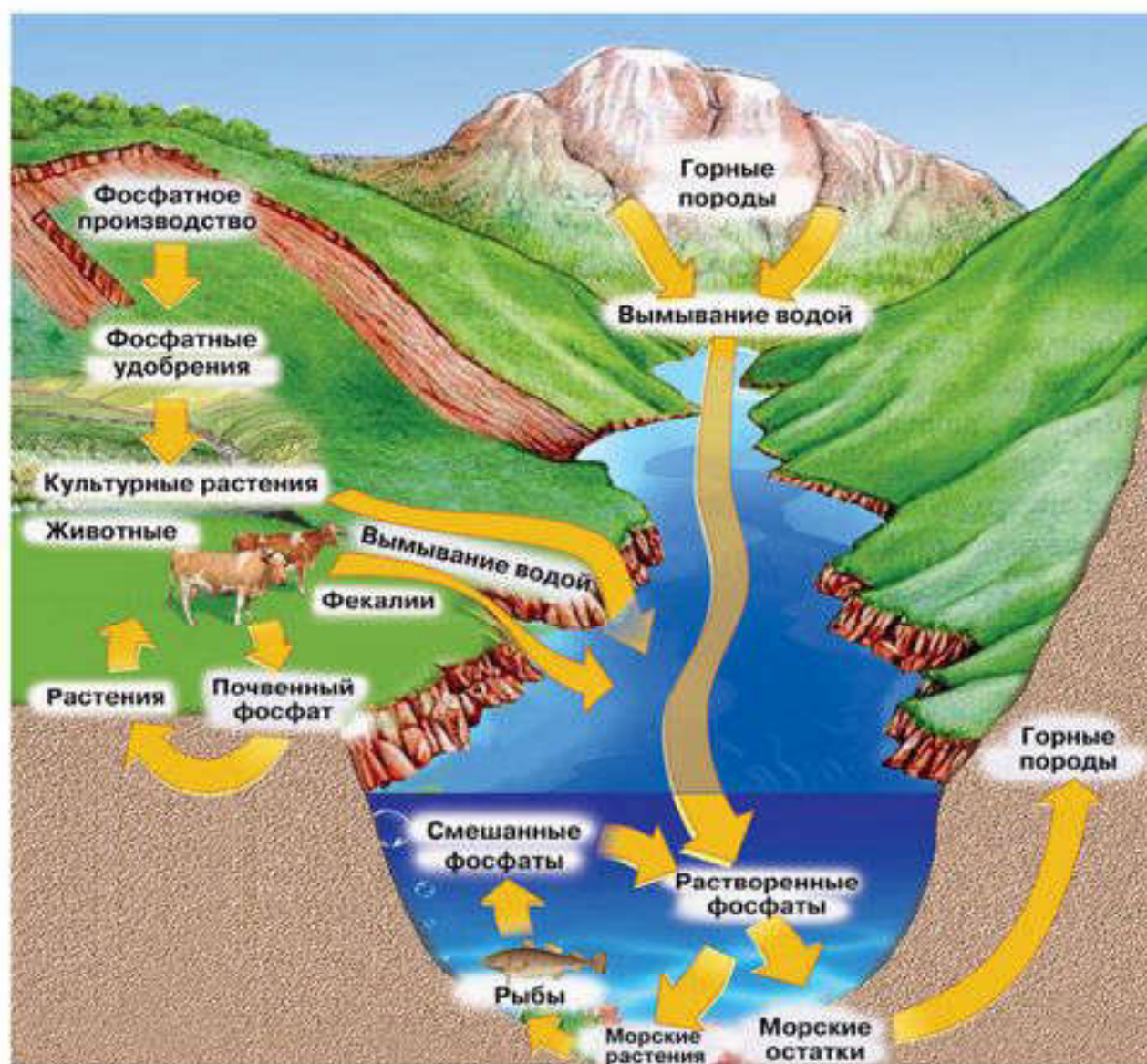


Рис. 91. Круговорот фосфора в природе

Однако за единицу времени из почвы выводится значительно больше фосфора, чем поступает. Мировой урожай сейчас ежегодно уносит с полей более 3 млн. т фосфора.



*Фосфорная кислота* проявляет все типичные свойства кислот. В отличие от азотной кислоты не является окислителем. *Ортофосфорная кислота* — слабый электролит, диссоциирует по трем стадиям.

Ортофосфорная кислота используется для производства минеральных удобрений, огнестойких красок, негорючих материалов.



1. Напишите уравнения реакций получения фосфорной кислоты.
2. Чем отличается фосфорная кислота от таких кислот, как азотная и серная?
3. Определите вещество X в ряду предложенных соединений. В схеме превращений напишите все уравнения реакций:
  - а)  $P_2O_5 \rightarrow X \rightarrow Na_3PO_4$
  - б)  $Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 \rightarrow X \rightarrow Ag_3PO_4$
4. Запишите уравнения реакций следующих превращений:  
 $NaNO_3 \rightarrow O_2 \rightarrow P_2O_5 \rightarrow K_3PO_4 \rightarrow Ba_3(PO_4)_2$
5. Назовите соли фосфора:  $Mg_3(PO_4)_2$ ,  $BaHPO_4$ ,  $Mg(H_2PO_4)_2$ ,  $Na_2HPO_4$ ,  $K_2NaPO_4$ ,  $KH_2PO_4$
6. Напишите два уравнения реакций, отвечающих краткому ионному уравнению:  
 $3Ca^{2+} + 2PO_4^{3-} = Ca_3(PO_4)_2 \downarrow$
7. В каких производствах используется фосфорная кислота?
8. Какое количество и какие соли образуются при взаимодействии 1 моль фосфорной кислоты с:
  - а) 2 моль аммиака;
  - б) 1 моль гидроксида натрия;
  - в) 1 моль гидроксида кальция;
  - г) 2 моль гидроксида кальция?
9. Напишите окислительно-восстановительные уравнения реакций получения фосфидов цинка и алюминия, применяемых в качестве ядов для грызунов. Укажите тип химической связи в этих соединениях.

1. Какова массовая доля фосфорной кислоты в растворе, полученном при растворении в 200 мл воды продукта полного окисления 24,8 г фосфора?  
*Ответ: 30,5%.*
2. Вычислите массу фосфора, который надо сжечь в кислороде для получения оксида фосфора (V) массой 3,55 г?  
*Ответ: 1,55 г.*
3. В реакции двухвалентного металла массой 72 г с фосфором получили фосфид металла массой 34 г. Установите металл.
4. Фосфин можно получить действием соляной кислоты на фосфид кальция. Рассчитайте объем фосфина (н. у.), который образуется из 9,1 г фосфида кальция. Массовая доля выхода продукта составляет 90%.

*Ответ: 2,016 л.*

## § 56. МИНЕРАЛЬНЫЕ УДОБРЕНИЯ

Питательные вещества поступают в растения через листья и корни. Главный источник углерода — углекислый газ. Листья поглощают его из воздуха, превращая с помощью солнечного света в органические ве-





ществ. Кислород поступает как из атмосферы, так и из почвы через корни (в составе  $H_2O$ ) в виде минеральных солей. Можно спросить, зачем же нужны растениям искусственно созданные человеком минеральные удобрения? Ведь растения жили и развивались, умирали и рождались вновь задолго до появления человека на Земле.

Многие природные вещества малопригодны для питания растений, например, азот, хотя его в воздухе свыше 78%. Растения, можно сказать, “купаются” в азоте, но подавляющее большинство их видов не умеют усваивать азот из воздуха. Они поглощают азот из почвы, а там, где его мало, зачастую испытывают “азотный голод”. Вам известно, какими путями уносится азот из почвы. Во всех этих случаях в возделываемые почвы надо вносить удобрения.

Более общий ответ таков: **минеральные удобрения** — это *дополнительная подкормка*, а чем лучше питаются культурные растения, тем быстрее они растут и лучше развиваются.

**Минеральные удобрения** — это вещества, содержащие химические элементы, необходимые для питания и роста растений.

Согласно представлениям современной агрохимической науки, для нормального роста и развития растениям необходимо около 30 элементов, каждый из которых выполняет свою функцию и не может быть заменен другими химическими элементами. Например, магний помогает растениям усваивать фосфор, кальций придает корнеплодам крепость, медь участвует в фотосинтезе. При недостатке азота задерживается рост растений, так как азот входит в состав белков и нуклеиновых кислот. При недостатке фосфора приостанавливается рост стеблей и листьев. Недостаток калия приводит к преждевременному пожелтению листьев, замедлению роста растений, потере всхожести.

### Сегодня на уроке:

- изучим минеральные удобрения, их состав и классификацию.

### Ключевые понятия

- минеральные удобрения
- классификация удобрений

#### Абикен Бектурович Бектуров (1901—1985)

Академик АН КазССР, доктор технических наук, профессор, заслуженный деятель науки и техники КазССР.

Научные работы посвящены химии и технологии производства минеральных удобрений и переработке минеральных солей. Им проведены исследования по синтезу и деструкции полимерных фосфатов, сополимеризации фосфатов с сульфатами и силикатами, химии и технологии элементного фосфора и ультрафосфатов.



Некоторые из элементов — макроэлементы — необходимы растениям в больших количествах, к ним относятся: К, Р, N, Ca, S, Fe, Mg. Другие — микроэлементы — требуются в значительно меньших количествах, к ним относятся: Mn, Si, B, Cu, Zn, Mo, Co, I и др.

Растения усваивают необходимые элементы из почвы в виде ионов ( $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$  и др.).

В зависимости от того, какие питательные элементы содержатся в них, удобрения подразделяют на простые и комплексные (схема 5).

Схема 5



Простые (односторонние) удобрения содержат один какой-либо элемент питания ( $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ). К ним относятся фосфорные, азотные, калийные и другие микроудобрения. Более ценными являются комплексные удобрения, которые содержат одновременно два или более основных питательных элемента (N, K, P).

### Знаешь ли ты?

Чилийская селитра ( $\text{NaNO}_3$ ), привезенная на пароходе в 1825 г. из Южной Америки в Гамбург, не нашла покупателей и была выброшена в море.

Рациональное применение удобрений дает возможность выращивать высокий урожай сельскохозяйственных растений, но чрезмерные дозы приводят к сильному накоплению нитратов, которые в организме человека восстанавливаются до нитрит-ионов  $\text{NO}_2^-$ . Нитрит-ионы взаимодействуют с гемоглобином крови, и последний теряет способность переносить кислород. Далее под действием нитрит-ионов в кишечнике образуются канцерогенные вещества, способные вызывать раковые заболевания.

Доказано, что из внесенного в почву азота растения усваивают около 40%, остальной азот вымывается из почвы дождем и улетучивается в виде газа. В меньшей степени вымывается из почвы и фосфор. Накопление азота и фосфора в грунтовых водах ведет к загрязнению водоемов, они быстро стареют и превращаются в болота, так как повышенное содержание удобрений, как вам известно, приводит к явлению *эвтрофикации*.



**Минеральные удобрения** — это дополнительная подкормка, чем лучше питаются культурные растения, тем быстрее они растут и лучше развиваются. В зависимости от того, какие питательные элементы содержатся в них, удобрения подразделяют на простые и комплексные. К *простым* относятся фосфорные, азотные, калийные и другие микроудобрения. Более ценными являются *комплексные удобрения*, которые содержат одновременно два и более основных питательных элемента (N, K, P).

♦ Казахстан намерен восстановить промышленность минеральных удобрений. Новые заводы возведут в городах Жанатасе и Таразе. В Жанатасе есть обогатительная фабрика по производству фосфоритного концентрата мощностью до 4 млн. тонн в год. Ее построили рядом с фосфоритным месторождением Каратау, разведанные запасы которого составляют порядка 15 млрд. тонн. В Таразе находится завод по производству серной кислоты производительностью 650 тыс. тонн в год.

При недостатке азота растение медленно растет, имеет мелкие, бледные, преждевременно желтеющие листья. При избытке азота бурно развивается вегетативная часть растений, а генеративная (наряду с клубнями и корнеплодами) оказывается в угнетенном состоянии. Если в почве избыток нитратов, то они не успевают полностью превратиться в аминокислоты. Нитраты по корню поднимаются и могут осесть в любой части растения. Они превращаются в нитриты и отравляют организм.



1. Охарактеризуйте роль основных питательных элементов (N, K, P) в жизни растений.
2. Как классифицируются минеральные удобрения?
3. Почему предпочтительны комплексные соединения?
4. Чем опасны чрезмерные дозы минеральных удобрений?

- 1. В Северных районах Казахстана при среднем урожае пшеницы за один сезон выносятся с 1 га до 75 кг азота. Какую массу аммиачной селитры необходимо взять, чтобы возместить такую потерю, если учесть, что около 20% азота, необходимого для питания растений, возвращается в почву в результате естественных процессов?

*Ответ:* 150 кг.

- 2. В столовой свекле содержится в среднем 1200 мг нитрат-ионов на 1 кг. При очистке свеклы теряется 10% нитратов, а при варке — еще 40%. Будет ли превышена суточная норма потребления нитратов (325 мг), если ежедневно съедать по 200 г вареной свеклы?

*Ответ:* нет.

## § 57. КРУГОВОРОТ АЗОТА В ПРИРОДЕ. ЭКОЛОГИЧЕСКИЕ ВОЗДЕЙСТВИЯ ОКСИДОВ АЗОТА, НИТРАТОВ И ФОСФАТОВ НА ОКРУЖАЮЩУЮ СРЕДУ

**Круговорот азота в природе.** Запасы азота в природе очень велики, но молекулярный азот не усваивается растениями, а следовательно, и животными. Таким образом, азот не может непосредственно участвовать в биогенном круговороте веществ.

**Сегодня на уроке:**

- ознакомимся с источниками азотных и фосфорных загрязнителей окружающей среды.

**Ключевые понятия**

- аммонификация
- нитрификация
- денитрификация
- фиксация атмосферного азота
- эвтрофикация

В круговороте азота можно выделить следующие основные биохимические процессы: 1) гниение, или аммонификация; 2) нитрификация; 3) денитрификация и 4) фиксация атмосферного азота.

Гниение, или *аммонификация* белков, — микробиологический процесс, при котором под воздействием гнилостных микроорганизмов происходит расщепление белков, поступающих в почву с трупами животных и отмирающими растениями, с образованием промежуточных продуктов, а также дурно пахнущих веществ (индола, сероводорода, меркаптана и др.).

Конечные продукты разложения белка и других азотных веществ — аммиачные соли, соли азотной кислоты — уже сами по себе могут усваиваться растениями. Процесс окисления солей аммиака в соли азотной кислоты называется *нитрификацией* (*nitrum* — селитра).

Кроме процесса нитрификации в природе могут возникать и противоположные процессы разложения азотнокислых солей, вплоть до образования газообразного азота, уходящего обратно в атмосферу. Такие процессы восстановления нитратов с образованием как конечного продукта молекулярного азота называются *денитрификацией*. Денитрификацию вызывают микроорганизмы, широко распространенные в почве, навозе, на поверхности и корнях растений. Денитрификация — крайне нежелательный процесс в почве, так как ведет к обеднению почвы нитратами.

Вовлечение газообразного азота в биогенный круговорот совершается двумя путями. В первом случае азот превращается в двуокись азота  $\text{NO}_2$  под влиянием электрических разрядов, происходящих во время гроз или в результате фотохимического окисления. Двуокись азота растворяется в воде, в почве и окисляется дальше.

Второй путь вовлечения азота в круговорот осуществляется азотфиксирующими микроорганизмами, которые находятся в клубеньках корней бобовых растений.

Таким образом осуществляется круговорот азота в природе (рис. 92).

**Экологические воздействия оксидов азота.**

В природе оксиды азота ( $\text{N}_x\text{O}_y$ ) образуются при лесных пожарах. В городах оксиды азота выделяют ТЭС и двигатели внутреннего сгорания.

При сгорании топлива в автомобилях и на тепловых электростанциях примерно 90% оксидов азота образуется в форме монооксида азота:

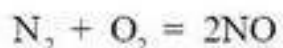




Рис. 92. Крутоворот азота в природе

По мере удаления от источника выброса все большее количество  $NO$  превращается в бурый, обладающий характерным неприятным запахом газ —  $NO_2$ :



Оксиды азота участвуют в образовании кислотных дождей. Диоксид азота играет важную роль в образовании фотохимического смога, влияют на разрушение озонового слоя.

Монооксид азота  $NO$  — бесцветный газ. Он не раздражает дыхательные пути, и поэтому человек может его не почувствовать. При вдыхании в больших концентрациях  $NO$ , как и  $CO$ , связывается с гемоглобином и переводит оксигемоглобин крови в метгемоглобин.

Диоксид азота сильно раздражает слизистые оболочки дыхательных путей. Вдыхание ядовитых паров диоксида азота может привести к серьезному отравлению.

**Эвтрофикация.** Неправильное хранение, нарушение правил транспортировки, использование неоправданно высоких доз приводит к вымыванию азотных и фосфорных удобрений в грунтовые воды. Повышенная концентрация азота и фосфора в воде вызывает *эвтрофикацию* водоемов (рис. 93).

В результате эвтрофикации происходит усиленное развитие фитопланктона, прибрежных зарослей, водорослей, цветение воды и др. В глубинной зоне усиливается анаэробный обмен, образуются сероводород, аммиак, метан и т. д. Нарушаются окислительно-восстановительные процессы, и возникает дефицит кислорода. Это приводит к гибели



Рис. 93. Эвтрофикация

ценных рыб и растений, вода становится непригодной не только для питья, но и для купания. Такой эвтрофированный водоем утрачивает свое и хозяйственное, и биогеоэкологическое значение, поэтому борьба за чистую воду является одной из самых злободневных задач всего комплекса проблемы по охране природной среды.



В круговороте азота можно выделить следующие основные биохимические процессы: гниение, или аммонификация; нитрификация; денитрификация и фиксация атмосферного азота.

В атмосфере оксиды азота образуются при лесных пожарах. В городах оксиды азота выделяют ТЭС и двигатели внутреннего сгорания.

Оксиды азота участвуют в образовании кислотных дождей, фотохимического смога, влияют на разрушение озонового слоя и негативно влияют на здоровье человека.



#### 10 рекорсменов среди неметаллов

1. Кислород — самый распространенный на Земле
2. Астат — самый редкий на Земле
3. Водород — самый распространенный во Вселенной
4. Азот — самый распространенный в воздухе
5. Алмаз (углерод) — самый твердый
6. Гелий — самый легкоплавкий
7. Графит (углерод) — самый тугоплавкий
8. Фтор — самый неметаллический
9. Бром — единственный жидкий неметалл
10. Йод, бор — самое короткое название



1. Как осуществляется круговорот азота в природе?
2. Какими путями загрязняется природа оксидами азота?
3. Расскажите об экологических воздействиях оксида азота на окружающую среду.
4. Что такое *эвтрофикация*?
5. Предложите пути решения проблемы уменьшения воздействия соединений азота и фосфора на окружающую среду.

## § 58. СЕРА

Сера в природе встречается как в самородном виде, россыпями, так и в составе различных минералов и горных пород, в виде кристаллических пластов, иногда образуя изумительные по красоте группы полупрозрачных желтых кристаллов. Она составляет 0,05% массы земной коры. В Республике Казахстан имеются месторождения пирита, связанные с полиметаллическими рудами. Только в медно-полиметаллических месторождениях Рудного Алтая залежи серы оцениваются в десятки миллионов тонн. Среди серо содержащих минералов в нашей стране наиболее распространенным является барит  $BaSO_4$ . Природные соединения серы представлены на схеме 6, рисунке 94.

## Сегодня на уроке:

- ознакомимся с общими характеристиками серы.

## Ключевые понятия

- сера
- физические свойства
- химические свойства
- получение
- применение

Схема 6



Сера в основном встречается в сульфидных и сульфатных минералах. Каменные угли содержат в среднем 1,0—1,5% серы. Также сера может входить в состав нефти и природного горючего газа как примесь сероводорода.

Сера относится к элементам, которые необходимы для живых организмов, так как она является существенной составной частью белков.

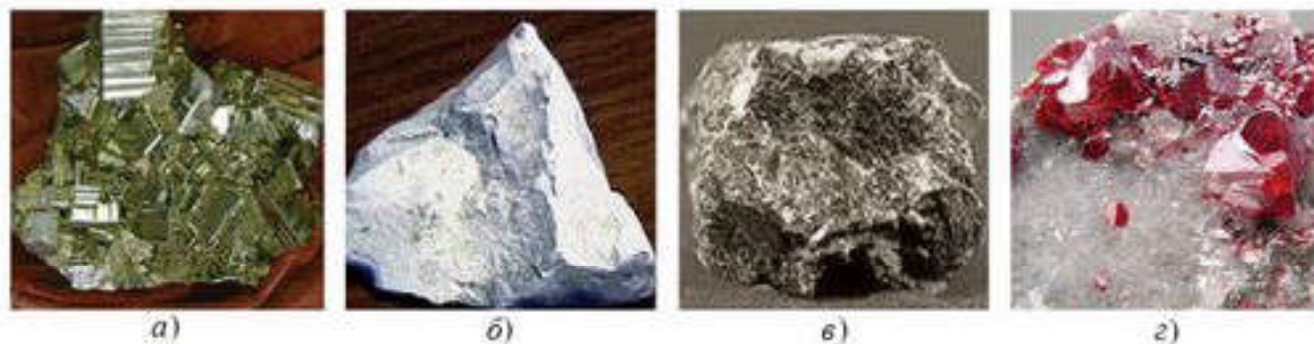


Рис. 94. Природные соединения серы:  
 а) пирит; б) цинковая обманка; в) гипс; г) киноварь

Неприятные запахи, возникающие при гниении трупов животных, объясняются главным образом выделением соединений серы (сероводорода и др.), образующихся при разложении белков.

### Знаешь ли ты?

В вулканических местностях часто наблюдается выделение из-под земли газа сероводорода  $H_2S$ , в этих же регионах сероводород встречается в растворенном виде в серных водах.

**Получение.** Серу получают в основном, выплавляя ее из горных пород, содержащих самородную серу (рис. 95). Для этой цели пользуются ее легкоплавкостью. Температура плавления серы  $112,8^{\circ}C$ . Так, например, если нагреть смесь песка с серой, то последняя легко плавится. Песок осаждается, а расплавленную серу можно слить.

**Физические свойства серы.** Сера — твердое хрупкое вещество желтого цвета. В воде практически нерастворима и не смачивается ею. Несколько лучше она растворяется в бензине, спиртах и особенно хорошо — в сероуглероде. Сера очень плохо проводит электрический ток и теплоту.

При плавлении сера превращается в легкоподвижную жидкость желтого цвета. При  $444,6^{\circ}C$  сера кипит, образуя пары темно-бурого цвета. Если нагретую до кипения серу влить тонкой струей в холодную воду, то она становится упругой, пластической, которая растягивается подобно резине.

Сера образует несколько аллотропных модификаций. *Кристаллическая* (рис. 96, а) и *пластическая сера* — аллотропные видоизменения химического элемента серы. Молекулы пластической серы состоят из длинных зигзагообразных цепей (рис. 96, б).



Рис. 95. Самородная сера



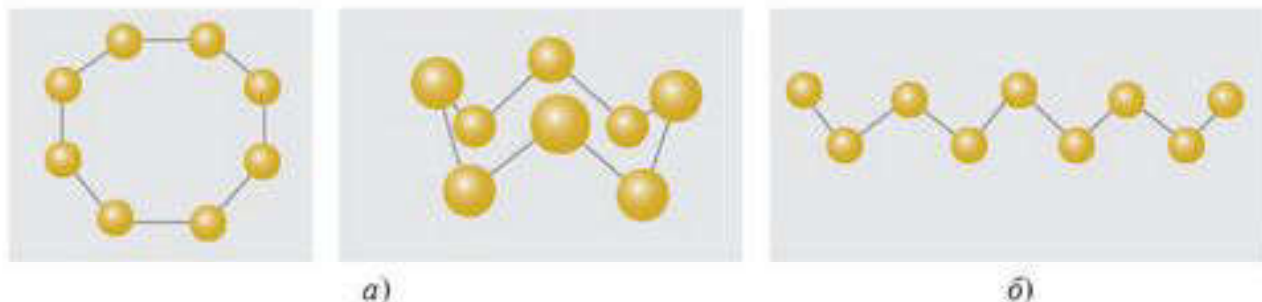


Рис. 96. Аллотропные модификации серы:  
а) кристаллическая; б) пластическая

Температура плавления серы значительно низкая, поэтому ее кристаллическая решетка должна быть молекулярной. Кристаллическая сера имеет ромбическую молекулу, построенную из восьми атомов серы  $S_8$ , расположенных в пространстве в виде короны (рис. 96, а). Это подтверждается рентгенографическими и другими исследованиями. При нагревании ромбические молекулы серы, которые состоят из восьми атомов, разрываются и превращаются в длинные цепи, образуя пластическую серу.

Одно из особенных физических свойств серы — это способность мелкого порошка серы всплывать, тогда как ее крупные кристаллы (плотность серы близка к 2) тонут в воде. Дело в том, что сера не смачивается водой, и ее частички держатся на поверхности воды за счет прилипших к ним мелких пузырьков воздуха. Это свойство используют при отделении самородной серы от примесей. Руду размалывают, заливают водой, а снизу продувают воздухом, сера всплывает, а примеси остаются на дне. Такой метод обогащения руд называется *флотацией* и широко используется на практике.

### Знаешь ли ты?

В организме взрослого человека (примерная масса тела 70 кг) содержится около 1400 г серы. Много серы содержится в кератине волос, костях, нервной ткани. Суточная потребность взрослого человека в сере — около 4 г.

**Химические свойства серы.** Сера — типичный неметалл с достаточно высокой активностью. Особенно при нагревании легко соединяется почти со всеми простыми веществами, за исключением  $N_2$ ,  $I_2$ , Au, Pt и инертных газов (таблица). В химических реакциях сера может быть как окислителем, так и восстановителем. Это зависит от окислительно-восстановительных свойств веществ, с которыми она реагирует. Например, сера проявляет свойства окислителя при взаимодействии с простыми веществами, имеющими меньшую электроотрицательность (металлы, водород и др.). Восстановителем является по отношению к более сильным окислителям (кислороду, галогенам и др.) (табл. 31, схема 7).



Схема 7



Таблица 31

**Взаимодействие серы с простыми веществами**

Сера реагирует с простыми веществами	
как окислитель: а) с металлами: при обычной температуре $2K^0 + S^0 = K_2^{+1}S^{-2}$ при нагревании $2Al^0 + 3S^0 \xrightarrow{t} Al_2^{+3}S_3^{-2}$ б) с водородом: $S^0 + H_2^0 \xrightarrow{t} H_2^{+1}S^{-2}$	как восстановитель: с кислородом: $S^0 + O_2^0 = S^{+4} O_2^{-2}$

**Знаешь ли ты?**

Чеснок выделяет вещество — аллицин — едкое соединение серы. Это вещество предотвращает раковые заболевания, замедляет старение, предупреждает сердечные заболевания.



**Рис. 97. Применение серы:**

1 — получение серной кислоты; 2 — в медицине для приготовления мазей; 3 — получение красителей; 4 — получение резины; 5 — в производстве спичек; 6 — в борьбе с вредителями и заболеваниями растений; 7 — в производстве бенгальских огней

**Применение серы.** Области применения серы показаны на рисунке 97.

### Знаешь ли ты?

При недостатке серы наблюдаются: тахикардия, нарушения функций кожи, выпадение волос, в тяжелых случаях — кровоизлияние в почки, нарушение углеводного и белкового обменов, перевозбуждение нервной системы, раздражительность и другие невротические реакции.



*Сера* — твердое, хрупкое, желтое кристаллическое вещество. В земной коре встречается в самородном виде или в виде минералов и горных пород. Сера относится к макроэлементам живых организмов. Сера образует несколько аллотропных модификаций. При нагревании соединяется почти со всеми простыми веществами кроме  $N_2$ ,  $I_2$ , Au, Pt. Сера проявляет как окислительные, так и восстановительные свойства.



1. В виде каких соединений наиболее распространена сера в природе? Приведите примеры. Назовите основные месторождения этих минералов в Казахстане.
2. Какие аллотропные модификации серы вам известны? Чем обусловлены различия их физических свойств?
3. Охарактеризуйте физические свойства серы.
4. Какое из этих соединений наиболее богато серой:  $FeS_2$ ,  $ZnS$ ,  $PbS$ ,  $Sb_2S_3$ ,  $BaSO_4$ ?
5. Установите молекулярную формулу серы, если известно, что ее молекулярная масса равна 256,48.
6. Составьте уравнение реакции образования следующих соединений из простых веществ и укажите, какие свойства (окислительные или восстановительные) проявляет сера в этих реакциях:  $Li_2S$ ,  $FeS$ ,  $CS_2$  и  $SF_6$ .
7. Укажите вид химических связей в следующих соединениях: сероводород, сульфид железа, сероуглерод и оксид серы (IV).
8. Перечислите области практического применения серы.

- 1. По термохимическому уравнению  $S + O_2 = SO_2 + 296 \text{ кДж}$  рассчитайте, сколько энергии выделится при сгорании 1 кг серы.

Ответ: 9250 кДж.

- 2. Вычислите объем кислорода (н. у.), который расходуется на полное сжигание 3,2 г серы?

Ответ: 2,24 л.

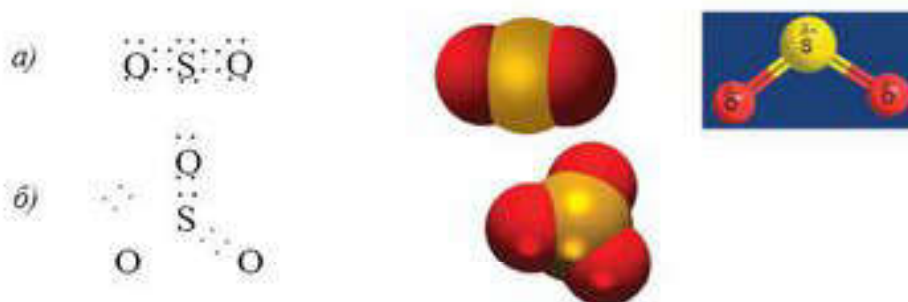
## § 59. КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ СОЕДИНЕНИЯ СЕРЫ

Оксид серы (IV)  $SO_2$  и оксид серы (VI)  $SO_3$  — важные соединения серы.

**Строение.** Ниже показаны электронное строение и модели молекул оксидов серы (рис. 98).

### Сегодня на уроке:

- изучим кислородсодержащие соединения серы.



**Рис 98.** Структура и масштабная модель молекулы:  
а) оксид серы (IV); б) оксид серы (VI)

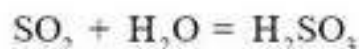
### Ключевые понятия

- оксиды серы (IV) и (VI)
- сернистая кислота
- серная кислота
- кислотные дожди

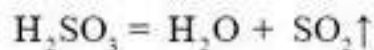
Оксид (IV) серы (сернистый газ) — бесцветный газ с резким удушливым запахом, хорошо растворим в воде.

♦ Сернистый газ губительно действует на растения и убивает микроорганизмы, поэтому его используют для уничтожения плесневых грибов в сырых помещениях, подвалах, а также для лечения домашних животных от чесотки. Его применяют также как отбеливатель цветных тканей, шерсти, шелка.

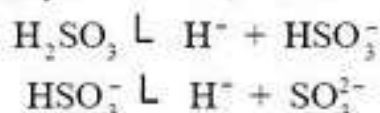
Оксид серы (IV) обладает всеми типичными свойствами кислотных оксидов, при растворении в воде образует слабую двухосновную сернистую кислоту:



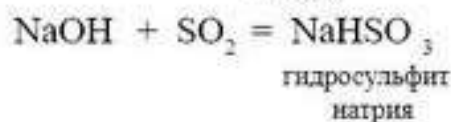
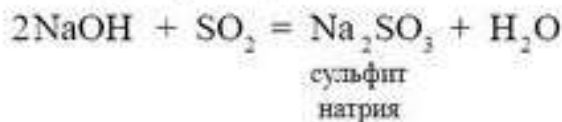
Сернистая кислота существует только в растворе. Она очень непрочная — легко разлагается с выделением сернистого газа:



Сернистая кислота — двухосновная, диссоциирует в двух стадиях:

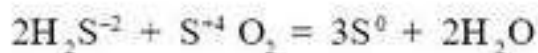


Она образует средние (сульфиты) и кислые соли (гидросульфиты):

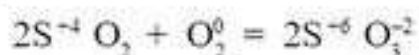


Оксид серы (IV) и сернистая кислота обладают двойственными окислительно-восстановительными свойствами, так как в составе их молекул атом серы находится в промежуточной степени окисления +4.

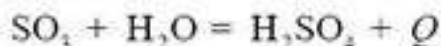
$\text{SO}_2$  — окислитель:



$\text{SO}_2$  — восстановитель:



Оксид серы (VI), или серный ангидрид  $\text{SO}_3$ , в обычных условиях — бесцветная жидкость, при температуре ниже  $17^\circ\text{C}$  — застывающее белое кристаллическое вещество. Типичный кислотный оксид, свойствам которого отвечает серная кислота:



Оксид серы (IV) применяется в производстве сульфитов, тиосульфатов, для отбеливания шелка, шерсти, как средство для дезинфекции, для консервирования фруктов и ягод. Как консервант E220 (с неизбежным потемнением) используется для увеличения срока хранения фруктовых и ягодных соков, вин и других напитков. Конечно, производитель придерживается норм содержания консерванта E220 в производстве, но все же лучше дома обработать сухофрукты, чтобы меньше съесть консервантов.

При случайном попадании концентрированного диоксида серы на слизистые возможны проявления удушья и затруднения глотания, случаются расстройства речи, неудержимая рвота и даже отек легких.

◆ По своему отрицательному воздействию на окружающую среду и человека сера (точнее, ее соединения) стоит на одном из первых мест. Основной источник загрязнения серой — сжигание каменного угля и других видов топлива, содержащих серу. При этом около 96% серы, содержащейся в топливе, попадает в атмосферу в виде сернистого газа  $\text{SO}_2$ . В атмосфере сернистый газ постепенно окисляется до оксида серы (VI). Оба оксида — и оксид серы (IV), и оксид серы (VI) — взаимодействуют с парами воды с образованием кислотного раствора. Затем эти растворы выпадают в виде кислотных дождей (рис. 99). Оказавшись в почве, кислотные воды угнетают развитие почвенной фауны и растений. В результате создаются неблагоприятные условия для развития растительности, особенно в северных регионах, где к суровому климату добавляется химическое загрязнение. В результате гибнут леса, нарушается травяной покров, ухудшается состояние водоемов. Кислотные дожди разрушают изготовленные из мрамора и других материалов памятники, более того, они вызывают разрушение даже каменных зданий и изделий из металлов. И потому приходится принимать разнообразные меры по предотвращению попадания соединений серы из топлива в атмосферу. Для этого подвергают очистке от соединений серы нефть и нефтепродукты, очищают образующиеся при сжигании топлива газы.

Оксид серы (VI) применяется для получения серной кислоты и олеума, используется в производстве азотной кислоты.



*Оксиды серы* обладают всеми типичными свойствами кислотных оксидов. При сжигании угля или нефти образуются диоксид серы и триоксид серы. Диоксид серы образует кислотные дожди, которые губят растения, закисляют почву, увеличивают кислотность водных бассейнов.

Оксиды серы применяются в различных отраслях промышленности.



Рис. 99. Кислотные дожди



1. Почему оксид серы (IV) является веществом с двойственной окислительно-восстановительной функцией?
2. Допишите схемы следующих реакций с участием оксида серы (IV):
 

а) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	в) $\text{SO}_2 + \text{BaO} \rightarrow$
б) $\text{SO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$	г) $\text{SO}_2 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow$
3. Осуществите цепочку превращений:  
 $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$
4. Где применяется сернистый газ?
5. Каковы физические и химические свойства серного ангидрида  $\text{SO}_3$ ?
6. Как образуются кислотные дожди?
7. Назовите последствия кислотных дождей.

- 1. Для газации теплиц, зараженных паутинным клещиком, сжигают 24 г серы на  $1 \text{ м}^2$  теплицы. Рассчитайте объемную долю (%)  $\text{SO}_2$  в закрытой теплице высотой 3 м.  
 Ответ: 0,56%.
- 2\*. В 200 мл воды растворили 2,24 л оксида серы (IV). Рассчитайте процентную концентрацию полученного раствора.

Ответ: 3,94%.

## § 60. СЕРНАЯ КИСЛОТА

**Строение.** Структурная формула и модель молекулы серной кислоты изображены на рисунке 100.

**Физические свойства.** Безводная серная кислота — тяжелая ( $\rho = 1,84$  г/мл), маслянистая жидкость, не обладающая цветом и запахом. Неограниченно смешивается с водой, при этом выделяется большое количество теплоты, происходит бурное вскипание жидкости, сопровождаемое разбрызгиванием. Следовательно, для приготовления растворов серной кислоты нужно осторожно приливать ее тонкой струйкой в воду при интенсивном перемешивании (ни в коем случае нельзя приливать воду к серной кислоте!). Концентрированная кислота гигроскопична, т. е. способна поглощать влагу из воздуха. В этом можно убедиться: если открытый сосуд с концентрированной серной кислотой уравновесить на весах, то через некоторое время чашка с сосудом опустится.

♦ Оксид серы (VI), растворенный в концентрированной серной кислоте, называется *олеумом*.

## Знаешь ли ты?

Самый крупный потребитель серной кислоты — производство минеральных удобрений. На 1 т фосфорных удобрений ( $P_2O_5$ ) расходуется 2,2—3,4 т серной кислоты, а на 1 т  $(NH_4)_2SO_4$  — 0,75 т серной кислоты. Вследствие чего сернокислотные заводы стремятся строить в комплексе с заводами по производству минеральных удобрений.

## Знаешь ли ты?

Минерал  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$  носит название “глауберова соль” в честь открывшего его в XVIII в. немецкого химика И. Р. Глаубера. Глаубер во время своего путешествия внезапно заболел. Он ничего не мог есть. Желудок отказывался принимать пищу. Один из местных жителей направил его к источнику. Как только он выпил горько-соленую воду, ему полегчало. Глаубер исследовал эту воду, из нее выкристаллизовалась соль  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ .

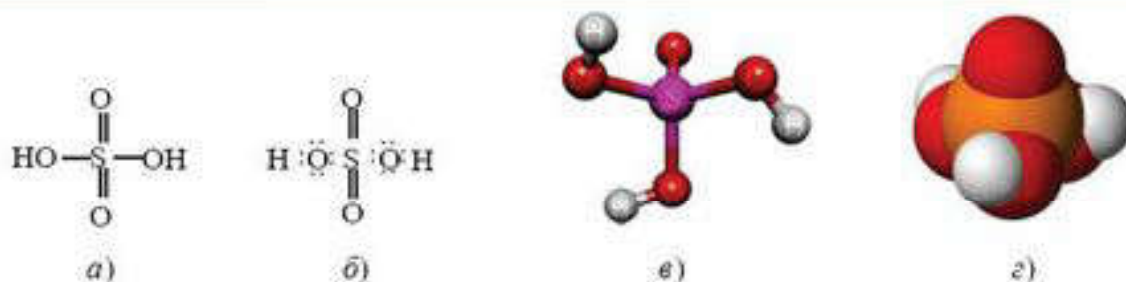


Рис. 100. а) структурная и б) электронная формулы; в) шаростержневая и г) масштабная модели молекулы серной кислоты

## Сегодня на уроке:

- изучим общие характеристики серной кислоты.

## Ключевые понятия

- серная кислота
- строение
- физические свойства
- химические свойства
- применение

**Химические свойства.** Химические свойства серной кислоты приведены в таблице 32.

Таблица 32

**Химические свойства серной кислоты**

$H_2SO_4$	
Разбавленная	Концентрированная
$H_2SO_4$ $H^+$ — окислитель $2H^+ + 2b \rightarrow H_2\dot{E}$	$H_2S^{-6}O_4$ $S^{+6}$ — окислитель $S^{+6} \begin{cases} +8b \rightarrow S^{-2} (H_2S) \\ +6b \rightarrow S^0 (S^0) \\ +2b \rightarrow S^{+4} (SO_2) \end{cases}$
Свойства, общие с другими кислотами	Специфические свойства
<p>1. Водный раствор имеет сильноокислую реакцию и соответствующим образом меняет окраску индикаторов:                      Лакмус — красный, метилоранж — розовый, фенолфталеин — бесцветный.</p> <p>2. Реагирует с металлами, расположенными в электрохимическом ряду до водорода:</p> $H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + H_2\dot{E}$ $2H^+ + SO_4^{2-} + Zn^0 = Zn^{2+} + SO_4^{2-} + H_2\dot{E}$ $2H^+ + Zn^0 = Zn^{2+} + H_2\dot{E}$ <p>3. Реагирует с основными и амфотерными оксидами:</p> $ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O$ <p>4. Взаимодействует с основаниями:</p> $H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O$ Если кислота взята в избытке, то образуется кислая соль: $H_2SO_4 + NaOH = NaHSO_4 + H_2O$ <p>5. Реагирует с солями, если соблюдаются условия протекания реакций обмена:</p> $K_2CO_3 + H_2SO_4 = K_2SO_4 + CO_2\dot{E} + H_2O$ $2K^+ + CO_3^{2-} + 2H^+ + SO_4^{2-} =$ $= 2K^+ + SO_4^{2-} + CO_2\dot{E} + H_2O$ $2H^+ + CO_3^{2-} = CO_2\dot{E} + H_2O$	<p>1. При нагревании <math>H_2SO_{4(конц.)}</math> реагирует почти со всеми металлами (кроме Au, Pt и др.). В этих реакциях в зависимости от активности металла и условий выделяются <math>SO_2</math>, <math>H_2S</math> или <math>S</math> (см. схему):</p> $Cu^0 + 2H_2S^{+6}O_4 \xrightarrow{t} Cu^{+2}SO_4 + S^{+4}O_2\dot{E} + 2H_2O$ $S^{+6} + 2b \rightarrow S^{+4}, S^{+6} \text{ окислитель}$ $Cu^0 - 2b \rightarrow Cu^{+2}, Cu^0 \text{ восстановитель}$ <p>2. Концентрированная серная кислота энергично реагирует с водой с образованием гидратов:</p> $H_2SO_4 + nH_2O \rightarrow H_2SO_4 \cdot nH_2O + Q$ <p>3. Качественной реакцией для серной кислоты является взаимодействие с солями бария. Выпадает не растворимый ни в воде, ни в концентрированной азотной кислоте белый осадок сульфата бария. Ионы бария <math>Ba^{2+}</math> применяют для обнаружения <math>SO_4^{2-}</math> ионов:</p> $H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$ $2H^+ + SO_4^{2-} + Ba^{2+} + 2Cl^- =$ $= BaSO_4\downarrow + 2H^+ + 2Cl^-$ $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$

Как видно из таблицы, химические свойства концентрированной серной кислоты  $H_2SO_{4(конц.)}$  резко отличаются от разбавленной серной кислоты  $H_2SO_{4(разб.)}$ . Это зависит от сильных окислительных свойств  $H_2SO_{4(конц.)}$ .





**Применение.** Серная кислота в химической промышленности играет колоссальную роль. Объясняется это ее особыми свойствами (способность поглощать воду, окислительные свойства, нелетучесть). Ее расходуют в огромных количествах для производства минеральных удобрений и других целей.

**Соли серной кислоты** находят широкое применение. Например,  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  — кристаллогидрат сульфата натрия (глауберова соль) используют в производстве соды, в стекольной промышленности и как слабительное средство.

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  — кристаллогидрат сульфата кальция (алебастр) используют для изготовления лепных украшений, искусственного мрамора, шин при переломах костей.  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  — кристаллогидрат сульфата меди (II) (медный купорос) (рис. 101, а) используют для борьбы с вредителями сельского хозяйства, для покрытия металлов медью и для получения чистой меди.  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  — кристаллогидрат сульфата железа (железный купорос) (рис. 101, б) употребляется для изготовления чернил, в красильном деле, а также как средство для уничтожения некоторых вредителей сельского хозяйства.



*Серная кислота*  $\text{H}_2\text{SO}_4$  — сильная двухосновная кислота. При нагревании  $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$  реагирует почти со всеми металлами (кроме Au, Pt и др.). В этих реакциях в зависимости от активности металла и условий выделяются  $\text{SO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  или S.

Качественной реакцией на серную кислоту является взаимодействие с солями бария. В результате образуется не растворимый ни в воде, ни в концентрированной азотной кислоте белый осадок сульфата бария. Ионы бария  $\text{Ba}^{2+}$  применяют для обнаружения  $\text{SO}_4^{2-}$  ионов.

Серную кислоту применяют почти во всех отраслях химической промышленности, поэтому ее называют *хлебом химической промышленности*.



а)

б)

**Рис. 101.** Кристаллогидраты сульфата:  
а) меди (II), б) сульфата железа (II)



1. Охарактеризуйте физические свойства серной кислоты.
2. Как будет меняться со временем масса открытого сосуда: а) с очень разбавленным раствором серной кислоты; б) с концентрированной серной кислотой?
3. Напишите уравнения реакций следующих превращений:  

$$\text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$$
4. Юный химик две совершенно одинаковые полулитровые склянки заполнил соответственно  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $\text{HCl}$ , при этом забыл пометить надписями содержание склянок. Как, не вынимая пробок, определить, какой из кислот заполнена каждая склянка? Помогите юному химику.
5. Напишите практически осуществимые химические реакции:
  - а)  $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
  - а)  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
  - б)  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
  - в)  $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) \rightarrow \dots$
  - г)  $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) \rightarrow \dots$
6. С какими из нижеприведенных солей реагирует серная кислота? Приведите сокращенные уравнения реакций:  
 $\text{Na}_2\text{S}$ ;  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{BaCl}_2$ ;  $\text{NaNO}_3$ ;  $\text{KCl}$ ;  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ;  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ .
7. Где применяются серная кислота и ее соли?
8. Горючий газ, получаемый при коксовании угля, содержит сероводород. Почему этот газ без очистки от сероводорода нельзя применять как топливо в газовых плитах?

- 1. Бордоская жидкость — средство борьбы с возбудителями болезней сельскохозяйственных культур. Ее получают добавлением раствора сульфата меди (II) к раствору гидроксида кальция. Смесь не должна содержать непрореагировавший сульфат меди. Будет ли это условие соблюдено, если смешать 160 г 10%-ного раствора  $\text{CuSO}_4$  с 555 г 2%-ного раствора  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ? Ответ подтвердите расчетом.

*Ответ:* да, условие соблюдается.

- 2. Медь массой 3,2 г опустили в концентрированный раствор серной кислоты. Выделившийся газ растворили в 50 г воды. Определите массовую долю кислоты в полученном растворе.

*Ответ:* 7,7%.

- 3. Рассчитайте массовую долю выхода продукта (в %) от теоретически возможного, если при взаимодействии 980 г 15%-го раствора серной кислоты с 280 г раствора гидроксида калия было получено 65,25 г сульфата калия.

*Ответ:* 0,25%.

## § 61. ГАЛОГЕНЫ

### Сегодня на уроке:

- ознакомимся со сравнительными характеристиками галогенов и биологическими значениями галогенов и их соединений.

В подгруппу галогенов входят фтор, хлор, бром и йод. Общая электронная конфигурация внешнего энергетического уровня галогенов  $ns^2np^5$ . Молекулы их также двухатомные, а кристаллическая решетка молекулярная. Межмолекулярные силы, удерживающие молекулы в решетке, с возрастанием порядкового номера галогенов увеличиваются, и летучесть галогенов уменьшается: при обычных условиях фтор и хлор — газы, бром — летучая бурая жидкость, а йод — серое твердое вещество (рис. 102).



Рис. 102. Образцы галогенов:  
а) хлор; б) бром; в) йод

### Ключевые понятия

- галогены
- свойства
- окислительно-восстановительные реакции
- биологическая роль

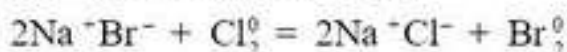
Даже при слабом нагревании йод, не плавясь, превращается в пары фиолетового цвета. Отсюда и произошло название *йод*, что в переводе с греч. языка означает “фиолетовый”. Такое особое состояние вещества, когда происходит переход из газообразного состояния в твердое, минуя жидкое, называется *возгонкой*, или *сублимацией*.

Бром и йод — малорастворимые в воде вещества, но хорошо растворимые в органических растворителях. Жидкость в домашней аптечке, называемая йодом, — это на самом деле раствор свободного йода в спирте. Водные растворы брома (бромная вода) и йода (йодная вода) имеют одинаковую бурую окраску. Раствор йода легко обнаруживается с помощью крахмала, с которым он образует черно-синее окрашивание. Это *качественная реакция йода на крахмал* и наоборот.

Фтор среди всех неметаллов самый химически активный. Он реагирует почти со всеми простыми и сложными веществами, включая инертные газы. Удивительно, но даже вода горит в нем жарким светло-фиолетовым пламенем! Реакция заключается в замещении в воде кислорода фтором:



В этой реакции фтор — окислитель, а кислород — восстановитель. Это доказывает, что фтор более активный неметалл, чем кислород. Окислительные свойства галогенов от фтора к йоду уменьшаются, поэтому они могут вытеснять друг друга из их соединений. Прильем к раствору бромида натрия хлорную воду. Раствор тотчас окрасится в бурый цвет, свойственный бром. Хлор заместил в бромиде натрия бром, и бром выделился в свободном виде:



В этой реакции хлор является окислителем, а бром — восстановителем.

Прильем хлорную воду к раствору йодида калия. В этом случае окраска также станет бурой, но сейчас выделяется йод. В этом легко убедиться, добавив крахмал; окраска крахмала станет черно-синей. И в этой реакции хлор заместил йод, и йод выделился в свободном виде:



В этой реакции хлор является окислителем, а йод — восстановителем. В аналогичных превращениях бром вытесняет йод из его соединений.

Таким образом, данные опыты доказывают, что:

- фтор вытесняет все галогены из их соединений с водородом и металлами;
- хлор вытесняет только бром и йод;
- бром вытесняет только йод;
- йод не может вытеснить ни один из галогенов. Следовательно от фтора к йоду окислительные свойства галогенов ослабевают.

### Знаешь ли ты?

*Бромос* — “зловонный” — открыл А. Ж. Балар. Получен при исследовании жидкости из растворенной в воде золы морских водорослей.

**Применение.** Фтор используют для предотвращения разрушений зубной эмали. Можно вводить фториды в зубную пасту или же непосредственно обрабатывать ими зубы. Чрезмерное поглощение фторидов приводит к фторозу. Фтороз приводит к нарушениям в работе щитовидной железы, угнетению роста и поражению почек. Фтор используют для создания известного полимера — тефлона, который называют иногда *органической платиной*, так как он выдерживает воздействие самых агрессивных веществ.

### Знаешь ли ты?

*Йодос* — “фиолетовый” — открыл Б. Куртуа. Любимый кот ученого прыгнул на бутылки, содержащие золу морских водорослей в спиртовом растворе и концентрированную серную кислоту. Бутылки разбились, жидкости смешались, с пола стали подниматься клубы сине-фиолетового пара, который и оказался йодом.

**Йод.** Основной физиологической ролью йода является участие в метаболизме щитовидной железы и присущих ей гормонов. В настоящее время, однако, считают, что ведущую роль йод играет только в жизнедеятельности щитовидной железы.

Недостаток йода приводит к возникновению характерных симптомов: слабости, пожелтению кожи, ощущению холода и сухости, образуется



зоб. Особенно сильно отражается нехватка йода на здоровье детей — они отстают в физическом и умственном развитии. С целью профилактики йододефицита следует принимать йодид калия, входящий во многие лекарственные препараты. Богаты йодом морская капуста, морская и океанская рыба. В нашей стране с этой целью выпускают йодированную соль. Кроме этого, в последнее время увеличилось потребление йода для создания жидкокристаллических экранов мониторов, телевизоров и т. д.

### Знаешь ли ты?

Если грозовое облако “засеять” йодидом серебра или йодидом свинца, то вместо града в облаке образуется мелкодисперсная снежная крупа: засеянное такими солями облако проливается дождем и не вредит посевам.

Мероприятия по профилактике йододефицитных заболеваний в Республике Казахстан проводятся на основании и в порядке, установленных настоящим Законом и иными нормативными правовыми актами Республики Казахстан (от 14 октября 2003 г.).

Настоящий закон регулирует общественные отношения в области профилактики йододефицитных заболеваний среди населения Республики Казахстан, производства, ввоза, вывоза и реализации, обеспечения качества и безопасности йодированной соли и других, обогащенных соединениями йода, пищевых продуктов.

**Бром.** Бром также находит применение в медицине в качестве успокаивающего средства для электрофореза. На практике применяют не чистый бром, а бромид калия или натрия.

### Знаешь ли ты?

Газы вулканического происхождения иногда содержат фтористый водород. Наиболее известный природный источник таких газов — фумаролы Долины Тысячи Дымов (Аляска). Ежегодно с вулканическим дымом в атмосферу уносится около 200 тыс. т фтористого водорода.



Общая электронная конфигурация внешнего энергетического уровня галогенов  $ns^2np^5$ . С возрастанием атомного номера элементов увеличиваются радиусы атомов, уменьшается электроотрицательность, ослабевают неметаллические свойства; галогены — сильные окислители, окислительная способность элементов уменьшается от фтора к йоду. Молекулы галогенов состоят из двух атомов. С увеличением атомной массы окраска становится более темной, возрастают температуры плавления и кипения, а также плотность.

Галогены используются в химической промышленности, для очистки воды и отходов, в производстве пластмасс, фармацевтических пре-

паратов, целлюлозы и бумаги, тканей, смазочных материалов. Бром, хлор, фтор и йод служат химическими промежуточными звеньями, отбеливающими и дезинфицирующими средствами.



1. Охарактеризуйте изменение физических свойств галогенов в зависимости от их атомных масс.
2. Что называется *возгонкой*? Какой из галогенов обладает таким свойством?
3. Определите вид химической связи в следующих веществах:  
F<sub>2</sub>, OF<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>O, I<sub>2</sub>, NaBr, CCl<sub>4</sub>, CaI<sub>2</sub>, HF.
4. Имеются четыре пробирки с растворами: хлорида, бромиды, йодида, фторида калия. В каждый из растворов поместили немного хлорной воды. В каких пробирках будут наблюдаться изменения? Напишите уравнения возможных реакций.
5. Осуществите следующие превращения:  
1) HCl → Cl<sub>2</sub> → KClO<sub>3</sub> → KCl → AgCl  
2) Br<sub>2</sub> → HBr → KBr → Br<sub>2</sub> → NaBr → NaCl  
3) KClO<sub>3</sub> → Cl<sub>2</sub> → KClO<sub>3</sub> → KCl → Cl<sub>2</sub>  
4) I<sub>2</sub> → KI → I<sub>2</sub> → NaI → NaCl → AgCl  
5) F<sub>2</sub> → HF → CaF<sub>2</sub> → CaCl<sub>2</sub> → AgCl
6. Какова биологическая роль галогенов в живых организмах?

- 1. Определите массу йода, который выделится при взаимодействии 44,8 л хлора (н. у.) с раствором йодида калия, содержащего 16,6 г соли.

Ответ: 12,7 г.

- 2. Найдите объем кислорода (н. у.), который выделится при взаимодействии 380 г фтора и 200 г воды.

Ответ: 112 л.

### Эксперимент с йодом



Прибавьте к нескольким каплям йодной настойки немного воды и полученным раствором определите присутствие крахмала в разных продуктах питания. Для этого нанесите каплю раствора на срезы картофеля и моркови, на муку, кусочки белого или черного хлеба, горошину, освобожденную от оболочки, зеленый лист, сорванный на дневном свете. Результаты исследования запишите.

### Умей применять знания по химии!

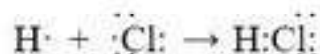
Вывести пятно йода можно 10%-ным раствором гипосульфита Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (тиосульфит натрия, или кислый фиксаж).

## § 62. ХЛОРОВОДОРОД И СОЛЯНАЯ КИСЛОТА

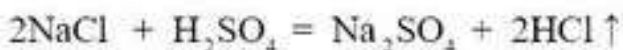
### Сегодня на уроке:

- изучим свойства хлороводорода и соляной кислоты.

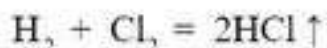
**Строение.** Одним из важнейших соединений хлора является хлороводород HCl (рис. 103). Схема образования хлороводорода выглядит так:



**Получение.** В лабораторных условиях хлороводород получают действием концентрированной серной кислоты на сухой хлорид натрия (рис. 104):



В промышленности хлороводород получают действием концентрированной серной кислоты на сухой хлорид натрия при высокой температуре (по первому уравнению), а также сжиганием водорода в атмосфере хлора:



**Физические свойства.** Хлороводород представляет собой бесцветный газ с резким удушливым запахом, немного тяжелее воздуха. В 1 л воды при 0°C растворяется около 500 л хлороводорода. В этом легко убедиться, проведя следующий эксперимент: цилиндр, заполненный хлороводородом, опрокидывают вверх дном в воду. Хлороводород быстро растворяется в воде, и она заполняет цилиндр. В результате образуется соляная кислота, в чем легко убедиться, поместив в раствор лакмус. Сухой хлороводород довольно инертный и не реагирует даже с активными металлами, а в присутствии следов влаги такая реакция протекает довольно энергично (рис. 105).

### Знаешь ли ты?

...что хлороводород был открыт Д. Пристли в 1772 г.

**Химические свойства.** Раствор хлороводорода в воде называется *соляной кислотой*. Это сильная кислота, реагирует со всеми металлами, стоящими в ряду напряжений левее водорода, с основными и амфотерными оксидами, основаниями и солями:

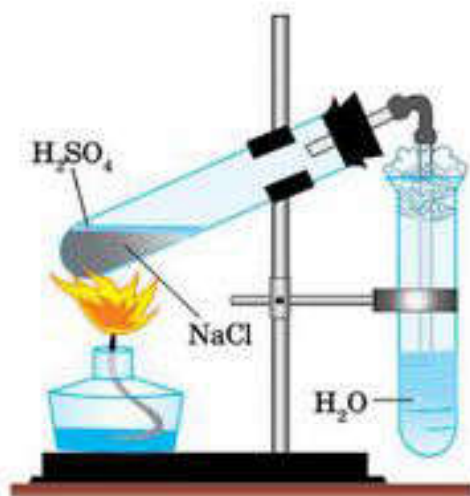


Рис. 104. Получение хлороводорода в лаборатории



Рис. 105. Растворение хлороводорода в воде

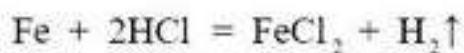
### Ключевые понятия

- хлороводород
- соляная кислота
- хлориды
- получение
- физические свойства
- химические свойства
- применение



а) б)

Рис. 103. Модели хлороводорода:  
а) масштабная,  
б) шаростержневая



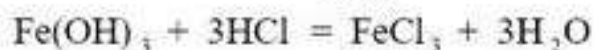
хлорид  
железа (II)



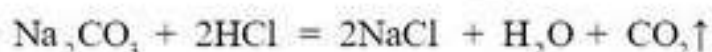
хлорид  
меди (II)



хлорид  
цинка



хлорид  
железа (III)

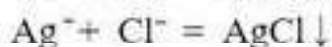
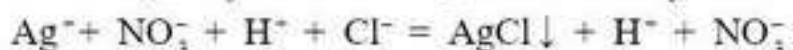


### Знаешь ли ты?

...что соляная кислота, выделяющаяся в желудке, используется для процесса пищеварения. Кроме того, это сильное бактерицидное средство. Большинство бактерий, попавших в желудок с пищей, быстро погибает под воздействием соляной кислоты. Следовательно, при пониженной кислотности желудочного сока необходимо лечение.

Соли соляной кислоты называются *хлоридами*. Большинство из них хорошо растворяются в воде и полностью диссоциируют на ионы. Слаборастворимыми являются хлорид свинца  $\text{PbCl}_2$ , хлорид серебра  $\text{AgCl}$ , хлорид ртути (I)  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  (каломель) и хлорид меди (I)  $\text{CuCl}$ .

Особо следует выделить реакцию соляной кислоты с нитратом серебра, так как эта реакция считается **качественной реакцией на хлорид-ионы**. Если провести такую реакцию, то легко заметить выпадение белого творожистого осадка (похожего на свернувшееся молоко)  $\text{AgCl}$ :



Полученный осадок не растворяется ни в воде, ни в кислотах, в отличие от других сходных с ним по внешнему виду солей серебра. На свету хлорид серебра постепенно чернеет, так как разлагается на хлор и металлическое серебро, выделяющееся в виде тончайшего черного порошка.

### Знаешь ли ты?

...что нитрат серебра, являющийся реактивом для ионов хлора, во времена инквизиции называли "адским камнем". Это связано с тем, что его применяли как "детектор лжи", давали подержать его в руках подозреваемого. Если человек виновен, то руки становились черными из-за хлорида серебра, образуемого на потных руках.



**Применение.** Соляная кислота имеет широкое применение в народном хозяйстве, и вы часто будете встречаться с ней при изучении химии.

Хлороводород, соляная кислота и ее соли широко используют в промышленности и лабораторной практике. Хлороводород применяют в органическом синтезе для получения хлорорганических соединений. Соляную кислоту используют для получения солей, травления металлов, а также как реактив в химических лабораториях.

Соляную кислоту хранят и транспортируют в стальных цистернах, покрытых изнутри кислотоупорной резиной, или в стеклянных баллонах.

Из солей соляной кислоты наибольшее применение находят:

— каменная, или поваренная, соль  $\text{NaCl}$  (рис. 106). Она используется как сырье для получения хлора, металлического натрия, едкого натра, хлороводорода и соды, а также в пищевой промышленности;

— хлорид калия  $\text{KCl}$  применяется как калийное удобрение, а также как сырье для получения других солей калия и едкого кали;

— хлорид кальция  $\text{CaCl}_2$  (безводная соль) применяется для высушивания газов и многих органических жидкостей;

— хлорид бария  $\text{BaCl}_2$  применяется как ядохимикат в сельском хозяйстве;

— хлорид цинка  $\text{ZnCl}_2$  используется при пайке для снятия пленки оксидов (травление металла), а также для пропитки деревянных предметов с целью предохранения их от гниения при закапывании в землю.



**Рис. 106.**  
Масштабная модель хлорида натрия

### Знаешь ли ты?

Смесь соляной и азотной кислот в соотношении 3:1 растворяет даже золото и платину.



*Хлороводород* — бесцветный газ с резким запахом. Хлороводород, растворяясь в воде, образует соляную кислоту. Соляная кислота реагирует со всеми металлами, стоящими в ряду напряжений левее водорода, основными амфотерными оксидами, основаниями и солями.

Реакция соляной кислоты и ее солей с нитратом серебра является качественной реакцией на хлорид-ион.

Соляная кислота широко применяется в народном хозяйстве.



1. Что такое *хлороводород* и *соляная кислота*?
2. Имеются стеклянные сосуды с воздухом, хлором, хлороводородом и углекислым газом. По каким двум признакам без реактивов можно определить хлороводород?



3. Напишите уравнения реакций получения хлороводорода в лаборатории и промышленности.
  4. Закончите уравнения возможных химических реакций и напишите уравнения в молекулярном и ионном виде:
 

а) $\text{Ba} + \text{HCl} \rightarrow$	е) $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow$
б) $\text{Cu} + \text{HCl} \rightarrow$	ж) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$
в) $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow$	з) $\text{MgSO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
г) $\text{FeO} + \text{HCl} \rightarrow$	и) $\text{CaCl}_2 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$
д) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow$	к) $\text{ZnS} + \text{HCl} \rightarrow$
  5. Простой газ А желто-зеленого цвета с резким запахом реагирует с серебристо-белым металлом Б (металл легче воды), при этом образуется вещество В, окрашивающее пламя в фиолетовый цвет. При действии на В концентрированной серной кислоты выделяется растворимый в воде бесцветный газ Г. Определите вещества А, Б, В, Г и напишите уравнения описанных опытов.
  6. Приведите реакции образования хлорида: а) из двух простых веществ; б) из двух сложных веществ; в) из простого и сложного веществ.
  7. Какова роль хлора в организме человека?
1. Рассчитайте, хватит ли 140 мл 20%-ного раствора соляной кислоты ( $\rho = 1,1 \text{ г/мл}$ ), чтобы с ней полностью прореагировало 13 г цинка.  
*Ответ:* хватит.
  2. Имеется 10 г железных опилок, содержащих примесь медных. Определите массу медных опилок, если действием на эту смесь соляной кислотой было получено 3,93 л водорода (н. у.).  
*Ответ:* 0,18 г.



**“Плавающий картофель”.** В литровую стеклянную банку до половины наливают воды и кладут клубень картофеля. Он остается на дне. Добавляют насыщенный раствор хлорида натрия  $\text{NaCl}$ , и клубень всплывает. Если долить чистой воды, то он снова опустится на дно. Обычно картофель в воде тонет, но при добавлении насыщенного раствора хлорида натрия, плотность которого выше плотности картофеля, клубень всплывает. При доливании чистой воды раствор разбавляют, плотность его снова изменяется, и клубень опускается на дно.



## ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 2

### Получение аммиака и изучение свойств водного раствора аммиака и солей аммония

**Реактивы:** кристаллические  $\text{NH}_4\text{Cl}$

- порошок  $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- растворы фенолфталеина
- лакмуса,  $\text{HNO}_3$  (конц.)
- $\text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.),  $\text{HCl}$  (конц.)

**Химическая посуда и лабораторное оборудование:** фарфоровая чашка, пробирки, штатив, емкость с водой, цилиндр, прибор для получения газа.

**Техника безопасности.** Требуется соблюдение правил работы с растворами кислот, щелочей и нагревательными приборами.

#### Ход работы

#### Опыт 1. Получение аммиака и растворение его в воде

В фарфоровой ступке хорошо перемешайте приблизительно равные объемы кристаллического хлорида аммония  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и порошка гидроксида кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  (опыт удастся лучше, если известь слегка влажная). Приготовленную смесь насыпьте в пробирку на 1/3 ее объема. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опущен в другую сухую пробирку, закрепленную в штативе открытым концом вниз. Нагрейте смесь в пробирке. Как только почувствуете острый запах, пробирку с газом, не переворачивая, закройте пробкой, погрузите ее в сосуд с водой и откройте пробку. После заполнения пробирки водой закройте ее отверстие пробкой и выньте пробирку из воды. В полученный раствор поместите красную лакмусовую бумажку — она синеет. Затем добавьте к раствору несколько капель раствора фенолфталеина.

#### Вопросы и задания

1. Какой газ выделился? Напишите уравнение соответствующей реакции.
2. Какое вещество образуется при растворении полученного газа в воде? Какие наблюдения этот вывод подтверждают? Напишите уравнение данной реакции.

#### Опыт 2. Горение аммиака в кислороде

Соберите прибор для получения газов. Пробирку со смесью хлорида аммония и гидроксида кальция слегка нагрейте. Газоотводную трубку введите в стеклянный цилиндр с кислородом и с помощью лучинки подожгите газ.

#### Вопросы и задания

1. Какие вещества образуются в процессе горения аммиака? Напишите уравнение соответствующей реакции, если известно, что при горении аммиака в кислороде выделяется свободный азот.

2. Подчеркните в уравнении одной чертой окислитель, а двумя — восстановитель.

### Опыт 3. Взаимодействие аммиака с кислотами

Соберите прибор как и для предыдущего опыта. Пробирку со смесью хлорида аммония и гидроксида кальция слегка нагрейте. Газоотводную трубку последовательно введите в пробирки, в которых налито по 1 мл концентрированных азотной, соляной и серной кислот. Конец газоотводной трубки должен находиться на расстоянии 5—6 мм от поверхности кислот.

#### Вопросы и задания

1. Как объяснить появление “белого дыма”? Напишите уравнения соответствующих реакций.
2. Почему конец газоотводной трубки нельзя погружать в кислоты, а лишь приближать к ним?

### Опыт 4. Свойства водного раствора аммиака

В две пробирки налейте водный раствор аммиака. В одну из них опустите красную лакмусовую бумажку. В другую пробирку добавьте несколько капель раствора фенолфталеина, а затем немного разбавленного раствора соляной кислоты.

#### Вопросы и задания

1. О каких свойствах водного раствора аммиака свидетельствует его действие на индикаторы? Как это можно объяснить с позиции электролитической диссоциации?
2. Что происходит при действии кислоты на водный раствор аммиака?
3. Составьте уравнение соответствующей химической реакции в молекулярном и ионном виде.

## ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 3

### Решение экспериментальных задач на тему “Качественные реакции на некоторые анионы”

**Реактивы:** растворы  $K_2SO_4$ ,  $BaCl_2$ ,  $Na_2CO_3$ ,  $NaCl$ ,  $NaI$ ,  $NaBr$ ,  $AgNO_3$ ,  $Na_3PO_4$  растворы  $HNO_3$ ,  $HCl$ .

**Химическая посуда и лабораторное оборудование:** пробирки, штативы для пробирок.

**Техника безопасности.** Требуется соблюдение правил работы с растворами кислот, щелочей и нагревательными приборами.

#### Ход работы

#### Опыт 1. Качественная реакция на сульфат-ионы $SO_4^{2-}$

Для этого поместите в пробирку 2 мл раствора сульфата калия  $K_2SO_4$  и добавьте в эту же пробирку 2 мл раствора хлорида бария  $BaCl_2$ . Образуется белый осадок сульфата бария. После отстаивания слейте с осадка жидкость и добавьте к осадку 2 мл раствора соляной кислоты.



Убедитесь в том, что белый осадок  $\text{BaSO}_4$  в ней не растворяется. Напишите уравнения выполненных реакций в молекулярном и ионном (полное и сокращенное) виде.

**Опыт 2. Качественная реакция на карбонат-ионы  $\text{CO}_3^{2-}$**

Налейте в пробирку к 2 мл раствора карбоната натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и добавьте 2 мл раствора  $\text{BaCl}_2$ , наблюдая образование осадка  $\text{BaCO}_3$ . После отстаивания слить с осадка жидкость и подействовать на осадок соляной (2—3 мл) или азотной кислотой, наблюдая выделение  $\text{CO}_2$ .

Напишите уравнения выполненных реакций в молекулярном и ионном (полное и сокращенное) виде.

**Опыт 3. Качественная реакция на фосфат-ионы  $\text{PO}_4^{3-}$**

Налейте в пробирку 2 мл раствора хлорида бария  $\text{BaCl}_2$ , добавьте к 2 мл раствора соли фосфата натрия  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ . Напишите наблюдаемый эффект, уравнения реакций (молекулярное, полное и сокращенное ионное).

**Опыт 4. Качественные реакции на хлорид-, бромид- и йодид-анионы**

Анионы  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$  и  $\text{I}^-$  обнаруживаются с помощью нитрата серебра. Нитрат серебра  $\text{AgNO}_3$  образует с галогенид-анионами белый творожистый осадок  $\text{AgCl}$ , желтоватый осадок  $\text{AgBr}$  и желтый осадок  $\text{AgI}$ . В три пробирки налейте: в первую 2 мл раствора  $\text{NaCl}$ , во вторую — 2 мл  $\text{NaBr}$ , в третью — 2 мл  $\text{NaI}$  в каждую пробирку добавьте по 2 мл раствора  $\text{AgNO}_3$ . Напишите уравнения выполненных реакций в молекулярном и ионном (полное и сокращенное) виде.



## ПРОИЗВОДСТВО НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ И СПЛАВОВ

### § 63. НАХОЖДЕНИЕ МЕТАЛЛОВ В ПРИРОДЕ И ОБЩИЕ СПОСОБЫ ИХ ПОЛУЧЕНИЯ

#### Сегодня на уроке:

- изучим природные соединения металлов;
- общие способы их получения

#### Ключевые понятия

- руда
- металлургия
- черная и цветная металлургия
- пирометаллургия
- гидрометаллургия
- электрометаллургия

Металлы в природе редко встречаются в свободном состоянии, главным образом они находятся в виде химических соединений. В виде самородков, т. е. в свободном состоянии, встречаются такие металлы, как золото и платина. Малоактивные металлы — серебро, медь, ртуть, олово — встречаются как в виде самородков, так и в виде соединений. Более активные металлы можно найти только в виде соединений (рис. 107).

Различна распространенность металлов в земной коре. Наиболее распространен алюминий, затем железо и далее кальций, натрий, калий, магний и титан. Содержание остальных металлов незначительно.

В недрах казахстанской земли найдены почти все металлы, имеющиеся в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. По запасам урана, вольфрама, цинка и бария Казахстан занимает одно из первых мест в мире. Крупнейшие месторождения металлов (свинца, хрома, алюминия, золота, серебра, меди и др.) сосредоточены в основном на востоке, западе и в центральной части Казахстана.



Рис. 107. Минералы металлов:  
а) меди; б) алюминия; в) железа

### Каныш Имантаевич Сатпаев (1899—1964)

Известный ученый и общественный деятель. Организовал Академию наук Республики Казахстан и являлся ее первым президентом. К. Сатпаев — ученый, внесший неоценимый вклад в развитие металлургии Казахстана. Он, разведав необъятные просторы Казахстана, открыл крупнейшие месторождения полезных ископаемых. В результате этого в число металлов, добываемых в Казахстане, вошли золото, серебро, медь, цинк, олово, свинец, никель, кобальт, молибден, вольфрам и др.

Минерал, найденный при разработке руд ванадия в Каратау, назван в честь К. И. Сатпаева — **сатпаевит**.



Металлы содержатся в живых организмах и участвуют в важнейших жизненных процессах. Все виды человеческой деятельности реализуются при непосредственном использовании металлов. В организме взрослого человека массовая доля неорганических веществ равна 6%. А эти вещества содержат металлы: Mg, Ca, Na, K, Fe, Co, Mo и др. Ионы железа входят в состав гемоглобина крови. Ионы кобальта участвуют в процессах кроветворения. Недостаток того или иного металла в организме человека приводит к нарушениям в работе различных органов и серьезным заболеваниям. Недостаток кальция вызывает замедление роста скелета, магния — мышечные судороги, железа — анемию, нарушение иммунной системы и др. Особенно высока потребность человека в ионах натрия и калия, которые регулируют водный обмен в организме.

**Способы получения.** Минералы и горные породы, содержащие металлы или их соединения и пригодные для промышленного получения металлов, называются **рудами**. Важнейшими рудами металлов являются их оксиды и соли (сульфиды, карбонаты и др.). Если руды содержат соединения двух или нескольких металлов, то они называются **полиметаллическими**. Например: медно-цинковые, свинцово-серебряные руды и др.

#### Знаешь ли ты?

Любопытно, какие металлы необходимы нашему мозгу? Так, необъяснимо относительно высокое содержание в головном мозге золота, галлия, олова и некоторых других элементов, на порядок превышающее их содержание в других органах.

Получение металлов из руд — задача металлургии. **Металлургия** — это наука о промышленных способах получения металлов из природного сырья. Металлургией также называют металлургическую промышленность.

Различают черную и цветную металлургию. К *черной металлургии* относится производство железа и его сплавов, а к *цветной* — производство всех остальных металлов и их сплавов.



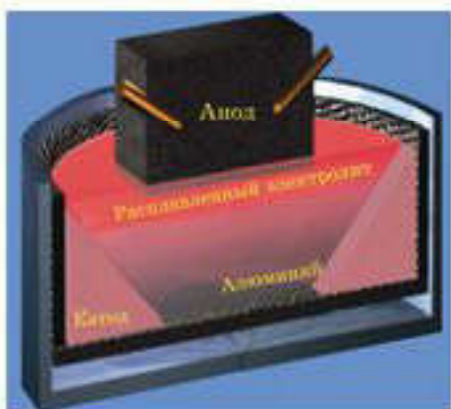
а)



б)



в)



г)

Рис. 108. Способы восстановления металлов:

- а) металлотермия; б) пирометаллургия; в) гидрометаллургия; г) электрометаллургия

Современная металлургия получает более 75 металлов и многочисленные сплавы на их основе. В зависимости от способов получения металлов различают пирометаллургию, гидрометаллургию, электрометаллургию.

Пирометаллургия занимает ведущее место в металлургии, объединяет группу методов получения металлов с помощью высокотемпературных реакций восстановления. В качестве восстановителей применяются водород, активные металлы, углерод и оксид углерода (II).

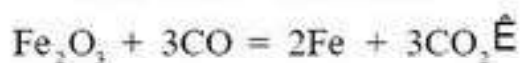
Металлы восстанавливают из их соединений водородом (водородотермия). Водородотермия используется для получения не очень активных металлов (медь, вольфрам, молибден).



Восстановление металлов из их соединений другими металлами, химически более активными, называется металлотермией (рис. 108, а). Эти процессы протекают также при высоких температурах. В качестве восстановителя применяются: алюминий, магний, калий, натрий и др. Если восстановителем является алюминий, то процесс называется соответственно алюмотермией, если магний — магнийтермией. Методом алюмотермии получают хром, кальций, марганец, а методом кальциотермии — цезий:



Сильными восстановительными свойствами, особенно при высокой температуре, обладают углерод (в виде кокса, сажи) и оксид углерода (II) (карботермия) (рис. 108, б).

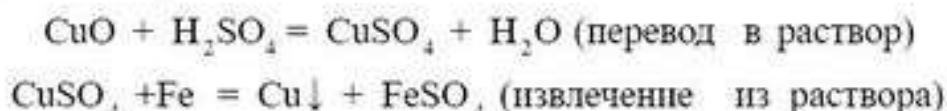


Гидрометаллургия охватывает способы получения металлов из водных растворов их солей. При этом металл из руды сначала





переводят в раствор, а затем из этого раствора извлекают. Так, например, получают медь (рис. 108, в):



**Электрометаллургия** — это получение металлов с помощью электролиза (электрического тока) (рис. 108 з). Так получают многие металлы, в первую очередь щелочные, щелочноземельные, магний, алюминий. Электролиз проводят с расплавами галогенидов:



Итак, в основе всех способов получения металлов из их соединений лежат окислительно-восстановительные процессы.



Металлы в природе редко встречаются в свободном состоянии, главным образом они находятся в виде химических соединений. В виде самородков, т. е. в свободном состоянии, встречаются такие металлы, как золото и платина. Малоактивные металлы — серебро, медь, ртуть, олово — встречаются как в виде самородков, так и в виде соединений. Более активные металлы можно найти только в виде соединений.

**Металлургия** — это наука о промышленных способах получения металлов из природного сырья. Современная металлургия получает более 75 металлов и многочисленные сплавы на их основе. В зависимости от способов получения металлов различают *пирометаллургию*, *гидрометаллургию*, *электрометаллургию*.



1. Напишите уравнения реакций восстановления железа из его оксидов (II и III) под действием: а) угля; б) оксида углерода (II); в) водорода. Составьте схемы перехода электронов.
2. Напишите уравнения реакций восстановления оксидом углерода (II): а) меди из  $\text{Cu}_2\text{O}$ ; б) кадмия из  $\text{CdO}$ ; в) марганца из  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ .
3. Составьте уравнения реакций получения алюмотермическим методом металлов из следующих оксидов:  $\text{V}_2\text{O}_5$ ;  $\text{MnO}_2$ . Методом электронного баланса расставьте коэффициенты в данных реакциях.

- 1. Сколько граммов магния и кальция можно получить при электролизе расплавов их хлоридов массой по 1 кг каждого?

Ответ: 253 г Mg и 360 г Ca.

- 2. Для получения чистого титана используют восстановление  $\text{TiCl}_4$  натрием. Сколько по массе  $\text{TiCl}_4$  и Na надо взять для получения 480 г титана?

Ответ: 1900 г  $\text{TiCl}_4$  и 920 г Na.

## § 64. СПЛАВЫ

## Сегодня на уроке:

- ознакомимся с важнейшими сплавами и областями их применения.

## Ключевые понятия

- сплавы
- состав
- строение

Почти все металлы, имеющие промышленное значение, используются в виде сплавов. Так, например, все выплавляемое железо почти целиком идет на изготовление обычных и легированных сталей, а также чугунов.

*Сплавами* называются системы, состоящие из двух или более металлов. Кроме металлов, в состав сплавов могут входить и неметаллы (углерод, кремний, бор и др.). Свойства сплавов значительно отличаются от исходных металлов. Например, сплав меди и цинка — латунь — гораздо тверже меди и цинка (рис. 109).

Добавка бериллия (массовая доля до 2,5%) к меди приводит к получению значительно более прочного, твердого и химически стойкого сплава, чем медь. Легкие сплавы магния и алюминия обладают значительно большей прочностью, чем отдельные металлы. Химическая связь в сплавах металлическая, поэтому, как и металлы, сплавы имеют



Рис. 109. Сплавы:

- 1 — бронза; 2 — силумин; 3 — нейзильбер; 4 — латунь;  
5 — мельхиор; 6 — дюралюминий



**Николай Семенович Курнаков**  
(1860—1941)

Русский ученый, академик. Разработал физико-химический анализ растворов и сплавов металлов, создал новые приборы и методы для анализа состава сплавов.



металлический блеск, обладают электрической проводимостью и другими свойствами металлов.

Сплавы получают смешиванием расплавленных металлов и различают по составу и строению. Рассмотрим важнейшие из них.

1. Расплавленные металлы смешиваются между собой в любых соотношениях. При охлаждении таких расплавов образуются однородные кристаллы. В узлах их кристаллических решеток находятся атомы разных металлов, в этом случае образуются твердые растворы. Такие растворы дают металлы, которые имеют близкие по размерам атомы и одинаковые по типу кристаллические решетки. Например,  $\text{Ag} - \text{Cu}$ ,  $\text{Ni} - \text{Cu}$ .

2. Расплавленные металлы смешиваются в любых отношениях, при охлаждении таких расплавов выделяются кристаллики отдельных металлов. Сплав представляет собой механическую смесь металлов. Это характерно для сплавов  $\text{Pb} - \text{Sn}$ ,  $\text{Bi} - \text{Cd}$ ,  $\text{Ag} - \text{Pb}$  и др.

3. Расплавленные металлы при смешивании реагируют друг с другом, образуя химические соединения, называемые **интерметаллическими**. Например, интерметаллы образуют медь и цинк ( $\text{CuZn}$ ;  $\text{Cu}_3\text{Zn}_2$ ), кальций и сурьму ( $\text{Ca}_3\text{Sb}_2$ ) и др.

При растворении неметаллов в расплавленных металлах тоже могут происходить химические реакции. Например, атомы железа реагируют с атомами углерода и образуется карбид железа.  $\text{Fe}_3\text{C}$  — цементит, обуславливающий особую твердость и хрупкость чугуна.

Способность металлов в расплавленном состоянии не только механически смешиваться, но и образовывать друг с другом различные соединения — одна из причин, объясняющая, почему сплавы по физическим свойствам так резко отличаются от свойств составляющих их металлов. Так, например, сплав из 40% кадмия ( $t_{\text{пл}} 321^\circ\text{C}$ ) и 60% висмута ( $t_{\text{пл}} 271^\circ\text{C}$ ) плавится при  $144^\circ\text{C}$ .

Большой вклад в изучение сплавов внес Н. С. Курнаков. Он разработал новый метод исследования сплавов, так называемый физико-химический анализ. С помощью этого метода установлены зависимости

между составом и свойствами многих сплавов, открылась возможность получить сплавы с заранее заданными свойствами: кислотоупорные, жаропрочные, сверхтвердые и др.

Огромное значение имеют сплавы на основе алюминия и железа.

Состав, свойства и применение некоторых наиболее распространенных сплавов приведены в таблице 33.

Таблица 33

## Некоторые сплавы металлов и их применение

Название сплава	Примерный состав	Свойства	Применение
Бронза	80—92% Cu, 2% Zn, 6% Al, Sn, Pb, Si	Твердость	Детали машин, приборы, художественные отливки
Латунь	60—90% Cu 40—10% Zn	Коррозионная стойкость, высокая эластичность	Машиностроение, химическая промышленность, производство бытовых товаров
Мельхиор	80—70% Ni, 18—30% Cu, добавки Fe, Mn	Коррозионная стойкость, красивый внешний вид	Медицинская техника, изготовление бытовой посуды, художественных изделий
Дюралюминий	80—95% Al, 13—1,5% Cu, 0,5% Mg, 0,5% Mn и др.	Высокая прочность, легкость	Авиастроение, детали велосипедов и др.
Монель-металл	65—70% Ni, 30% Cu, добавки Fe, Mn	Коррозионная стойкость, устойчивость к истиранию	Химическая, судостроительная, нефтяная, медицинская промышленность, изготовление монет
Нержавеющая сталь	60—80% Fe, 10—20% Cr, 8—20% Ni и др.	Механическая прочность, коррозионная стойкость	Хирургические инструменты, кухонная посуда
Нихром	Никель, хром, железо, марганец	Высокое электрическое сопротивление, жаропрочность	Электрические нагревательные элементы

## Знаешь ли ты?

Иногда зубные коронки, изготовленные из различных металлов (золота и стали) и близко расположенные друг к другу, доставляют их носителям неприятнейшие болевые ощущения. Поскольку слюна является электролитом, эти коронки образуют гальванический элемент. Электрический ток протекает по десне и вызывает зубную боль.



**Сплавы** или называются системы, состоящие из двух или более металлов. Кроме металлов, в состав сплавов могут входить и неметаллы (углерод, кремний, бор и др.). Очень ценным качеством сплавов является наличие у них свойств, которых нет ни у одного из компонентов сплава.

Почти все металлы, имеющие промышленное значение, используются в виде сплавов.



1. Объясните, почему свойства сплавов отличаются от свойств металлов, которые их образуют. Приведите примеры отличий.
2. Приведите примеры известных вам четырех сплавов. В каких отраслях промышленности они применяются?

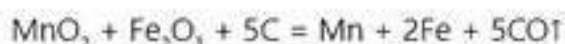
1. Сплав меди с оловом массой 20 г (массовая доля олова в сплаве равна 11,9%) поместили в соляную кислоту. Рассчитайте объем (н. у.) водорода, который выделится при этом.

*Ответ:* 448 мл.

2. При сплавлении с другими металлами хром образует многочисленные сплавы — интерметаллиды, например  $\text{FeCr}_2$  и  $\text{CrMn}_3$ . Сколько надо взять каждого металла для получения по 100 г одного и другого сплава?

*Ответ:* 35 г Fe и 65 г Cr; 24 г Cr и 76 г Mn.

3. Ферромарганец — сплав марганца с железом — получают по уравнению реакции:



Рассчитайте массу ферромарганца, полученного из 1,6 кг оксида железа (III).

*Ответ:* 1,67 кг.

- 4\*. Сколько потребуется халькозина  $\text{Cu}_2\text{S}$  и касситерита  $\text{SnO}_2$  для получения 1 кг бронзы — сплава, состоящего на 90% из меди и на 10% из олова?

*Ответ:* 1125 г  $\text{Cu}_2\text{S}$ ; 127 г  $\text{SnO}_2$ .

## § 65. ПРОИЗВОДСТВО ЧУГУНА

Казахстан занимает третье место после России и Украины в СНГ по запасам железной руды (16,6 млрд. т). Месторождения находятся в основном в Северном Казахстане, где сконцентрировано 85% разведанных запасов железной руды. Особое значение имеют Качарское и Соколовско-Сарыбайское месторождения.

◆ Соколовско-Сарыбайское месторождение железа было открыто в 1948 г. летчиком М. Сургутановым. Во время перелета над месторождением он обратил внимание на резкое отклонение стрелки компаса под влиянием магнитной аномалии. Вскоре было открыто редкое месторождение железа.

Руды этих месторождений высокого качества и содержат 50—60% чистого железа. Руды осадочного происхождения встречаются на ме-

### Сегодня на уроке:

- ознакомимся с производством чугуна.

### Ключевые понятия

- сырье
- химизм процесса
- технология процесса
- продукт



Рис. 110. Железная руда

сторожениях Айетское и Лисаковское в Костанайской области и добываются открытым способом на глубине 30 м. Содержание чистого железа в руде 37—40%. Небольшие месторождения железной руды имеются в Карагандинской (Кентобе, Каратас) и Северо-Казахстанской (Атансор) областях (рис. 110).

Виды промышленных железных руд:

гематит (красный железняк)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ;

магнетит (магнитный железняк)  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ;

бурый железняк  $n\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot m\text{H}_2\text{O}$ .

сидерит, карбонат железа (II)  $\text{FeCO}_3$  (рис. 111).

**Чугун** — железоуглеродистый сплав, содержащий более 2% углерода. Кроме углерода, в нем всегда присутствуют кремний (до 4%), марганец (до 2%), а также фосфор и сера.

Чугун является основным исходным материалом для получения стали, на что расходуется примерно 80—85% всего чугуна. Такой чугун называют *передельным*.

**I. Сырье.** Железные руды — основной исходный материал для выплавки чугуна.

*Вспомогательные материалы* : кокс, природный газ, воздух, обогащенный кислородом, флюсы (известняк, доломит) (рис. 112).

◆ Флюсы — вещества, необходимые для отвода примесей.



Рис. 111. Железные руды:  
а) гематит; б) магнетит; в) бурый железняк



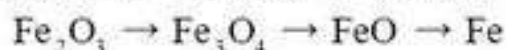
**Рис. 112.** Вспомогательные материалы для производства чугуна:  
а) доломит; б) кокс; в) известняк

Доменные флюсы необходимы для удаления из доменной печи тугоплавкой пустой породы руды и золы топлива. Сплавляясь с флюсом, они образуют легкоплавкий сплав — доменный шлак; в расплавленном состоянии он удаляется из печи через шлаковую лентку. Кроме того, флюс должен обеспечить получение шлака с необходимым химическим составом и физическими свойствами, что в значительной мере определяет состав чугуна. Флюсы выбирают в зависимости от пустой породы руды. В отечественных железных рудах пустая порода, как правило, содержит избыток  $\text{SiO}_2$ , поэтому в качестве флюса используют известняк  $\text{CaCO}_3$ .

**II. Подготовка сырья.** Руда, кокс и флюсы измельчают и подают сверху в доменную печь. Данная смесь носит название *шихта* (от нем. — «слой»). Воздух обогащают кислородом.

**III. Химизм процесса.** Доменная печь работает по принципу противотока. Шихтовые материалы — агломерат, кокс и др. — загружают сверху с помощью засыпного (загрузочного) аппарата. Навстречу опускающимся материалам снизу вверх движется поток горячих газов, образующихся при сгорании топлива (кокса), а также природного газа.

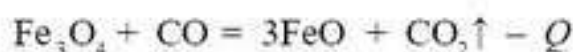
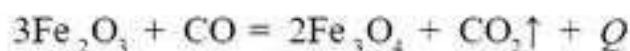
В доменной печи протекают следующие основные процессы (рис. 113).  
*Восстановление железа.* Этот процесс происходит последовательно от высших оксидов к низшим и далее к чистому металлу:

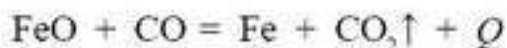


Главными восстановителями железа в доменной печи являются оксид углерода (II) и твердый углерод — кокс. Оксид углерода (II) образуется при взаимодействии углекислого газа с раскаленным коксом:



Восстановление оксидом углерода называется *косвенным* (непрямым) и происходит по реакциям:





Восстановление  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  начинается при сравнительно низких температурах (400—500°C) в верхней части шахты печи. По мере опускания рудных материалов повышаются температура и содержание CO в доменных газах; при этом создаются условия для окончательного восстановления железа. Эти процессы заканчиваются в нижней части шахты печи при температуре около 900—950°C.

Значение косвенного восстановления очень велико. В зависимости от условий работы печи оксидом углерода CO восстанавливается 60—80% всего железа. Остальная часть железа восстанавливается твердым углеродом.

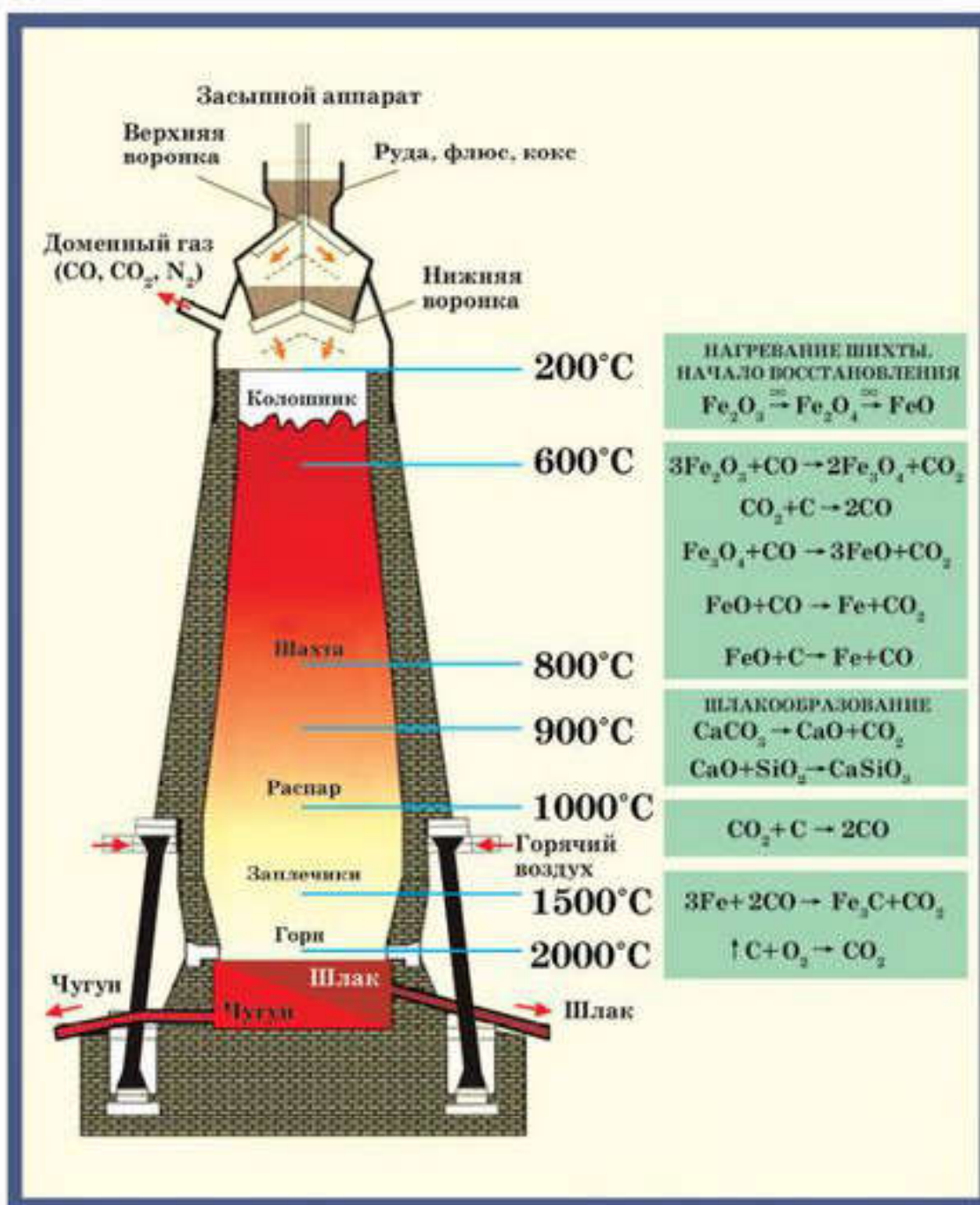
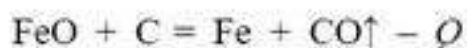


Рис. 113. Химические реакции в домне

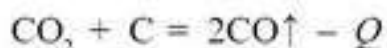
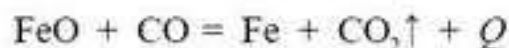




Восстановление твердым углеродом называется *прямым восстановлением*. Оно происходит при температуре выше 950—1000°C (зона распара печи) по реакции:

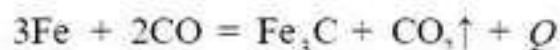


Следует отметить, что эта реакция отражает лишь конечный результат процесса прямого восстановления, который протекает в две стадии:



Таким образом, при прямом восстановлении расходуется только углерод кокса, хотя реагентом, взаимодействующим с FeO, является оксид углерода CO. Непосредственное восстановление оксидов железа при контакте с углеродом кокса практически не происходит.

Уже в шахте доменной печи при температуре выше 400—500°C наряду с восстановлением железа происходит и его *науглероживание* за счет оксида углерода CO по реакции:



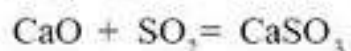
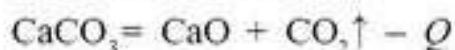
Карбид железа  $\text{Fe}_3\text{C}$  хорошо растворяется в твердом железе и постепенно образуется сплав железа с углеродом. В зонах печи с высокой температурой — обычно в нижней части шахты — начинается плавление сплава. Жидкий сплав — чугуны, стекая вниз, омывает куски раскаленного кокса и дополнительно интенсивно науглероживается. В нем также растворяются восстановленный марганец, кремний, сера и другие примеси. Конечный состав чугуна устанавливается в горне. При этом большое значение имеют состав, свойства и количество шлака.

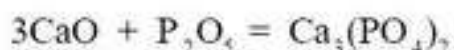
**Восстановление других элементов.** В доменную печь с шихтовыми материалами попадают марганец, кремний, сера и другие элементы в виде различных химических соединений. Эти элементы частично или полностью восстанавливаются и входят в состав чугуна, улучшая или ухудшая его свойства.

Постоянными полезными примесями чугуна являются марганец и кремний, вредными — сера и фосфор.

Химический состав шлака определяет состав чугуна, поэтому при выплавке передельных, литейных и других чугунов всегда подбирают шлак соответствующего состава. Типовой состав шлака — 40—50% CaO; 38—40%  $\text{SiO}_2$ ; 7—10%  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

Основные реакции шлакообразования:





**IV. Технология процесса.** Чугун получают в вертикальных печах — *домнах*.

Домна напоминает большую круглую башню и состоит из трех основных частей: верхняя часть — *колошник*, средняя — *шахта* и нижняя — *горн*. Ее высота (до 35 м) примерно в 2,5—3 раза больше диаметра.

Внутри доменная печь выложена (футерована) огнеупорной кладкой. Чтобы предотвратить разгар кладки и защитить кожух печи от высоких температур, используют холодильники, в которых циркулирует вода (рис. 114).

### Знаешь ли ты?

Впервые научились производить чугун в I в. до н. э. в Китае.

Через колошник порциями, по несколько тонн в каждой, в домну загружается шихта. Загрузка идет непрерывно. Для этого около доменной печи устраивают бункер — склад, куда доставляют агломерат (или окатыши), кокс и флюсы. В бункере из них с помощью автомата тизиро ванн составляют шихту. В бункеры больших современных домн сырье подается непрерывно — транспортерами. Также транспортерами в современных домнах подается шихта из бункера на колошник. В старых домнах для этого применяются вагончики-скипы (колоши), которые курсируют по наклонным рельсам.



**Рис. 114.** Устройство доменной печи:

- 1 — установка; 2 — шахта;  
3 — скип; 4 — шихта; 5 — засыпное устройство; 6 — шлак;  
7 — чугун; 8 — горячее дутье;  
9 — воздухонагреватель; 10 — дымовая труба; 11 — газоочистители

Диоксид углерода и азот непрерывно отводятся по широкому газоходу из колошника. Поскольку при нормальной работе доменной печи давление газов в колошнике выше атмосферного, верхний конец печи нельзя просто открывать для загрузки, иначе упадет давление газов, и из печи будут выдуться наружу тонко измельченные компоненты шихты. Для предотвращения этого предусмотрен двухконусный шлюзовой засыпной аппарат. Нижний конус поднимают так, чтобы он газоплотно закрывал загрузочное отверстие, а затем опускают верхний для загрузки. После



этого снова поднимают верхний конус, герметизируя вход в печь, и, опустив нижний, пропускают порцию шихты (колошу) в колошник.

Под действием собственного веса шихта опускается, проходя через всю домну. В средней части печи — шахте — ее омывают идущие снизу вверх газы — продукты горения кокса. Они нагревают шихту, а затем уходят из домны через колошник. Но самое главное происходит в нижней части домны — горне.

Здесь в кожухе домны имеются фурмы — специальные устройства для подачи в печь сжатого горячего воздуха. В фурмах устроены окошки, защищенные стеклами, через которые доменщики могут заглянуть внутрь печи и увидеть, как идет процесс. Чтобы фурмы не сгорели, их охлаждают водой, протекающей по каналам внутри фурм.

Горячий воздух нужен для того, чтобы еще сильнее подогреть шихту перед расплавлением. Это позволяет снизить расход дорогостоящего кокса и повышает производительность домны. Кроме того, для еще большего снижения расхода кокса в домну вводят в качестве источника тепла природный газ или мазут. Воздух перед подачей в фурмы нагревают в высоких башнях, заполненных внутри кирпичом, — воздухонагревателях.

### Знаешь ли ты?

Изначально чугун считался побочным продуктом, от которого нет никакой пользы. В английском языке есть выражение *pig iron*, что в переводе на русский означает “свинское железо” или “чушки”, а, в свою очередь, от слова “чушки” и произошло название “чугун”.

В горне домны сгорает кокс (а также природный газ или мазут), развивая очень высокую температуру — свыше  $2000^{\circ}\text{C}$ , под действием которой руда полностью расплавляется. Сгорая, кокс соединяется с кислородом воздуха, и образуется углекислый газ. Под влиянием высокой температуры углекислый газ превращается в оксид углерода, который отнимает у железной руды кислород, восстанавливая железо. Стекая вниз через слой раскаленного кокса, железо насыщается углеродом и превращается в чугун. Жидкий чугун скапливается на дне горна, а на его поверхности собирается слой более легкого шлака.

Когда в горне накопится достаточное количество чугуна, его выпускают через отверстия в нижней части горна — летки. Сначала выпускают шлак через верхнюю летку, потом чугун через нижнюю. Далее чугун попадает в каналы, откуда его сливают в большие чугуновозные ковши, стоящие на железнодорожных платформах, и отправляют на дальнейшую обработку (рис. 115).

Если чугун предназначен для изготовления отливок — литейный чугун, — он попадает в разливочную машину, где застывает в виде



Рис. 115. Слив чугуна

брусков — чушек. Если же чугун предназначен для передела в сталь (передельный чугун), его транспортируют в сталеплавильный цех. Там он попадает в мартеновские печи, конвертеры или электропечи. Из всего количества выпускаемого чугуна примерно 80% приходится на долю передельного.

Раньше доменные печи выпускали чугун каждые 3—4 ч. С увеличением их объема выпуск чугуна ускорился — каждые 2 ч. Большие домны — объемом 3000 м<sup>3</sup> и более — выпускают чугун практически непрерывно.

Сейчас в доменных цехах все чаще появляются электронные вычислительные машины. Они анализируют показания многочисленных приборов, контролируют ход процесса, выбирают наилучшие режимы плавки.

**V. Особенности технологического процесса.** Процесс непрерывный (однако засыпание шихты и выпуск чугуна производится периодически).

**VI. Основной продукт — чугун.**

**VII. Побочные продукты — шлак, колошниковый газ.**

◆ Первая домна Магнитогорского металлургического комбината заработала в 1932 г., имела объем 900 м<sup>3</sup>. В нашей стране есть домны объемом 5500 м<sup>3</sup>, одни из самых больших в мире. Чугун и сталь выпускает Карагандинский металлургический комбинат, открытый в 1961 г.



Чугун — же лезоуглеродистый сплав, содержащий более 2% углерода. Кроме углерода, в нем всегда присутствуют кремний (до 4%), марганец (до 2%), а также фосфор и сера. Чугун является основным исходным материалом для получения стали. Чугун получают в вертикальных печах — домнах.



1. Что такое чугун? Можно ли изобразить химическую формулу чугуна?
2. Из какой руды получают чугун? Какая руда наиболее выгодна для получения? Ответ обоснуйте.
3. Назовите составные части доменной печи.
4. Объясните, как устроен загрузочный аппарат.
5. Почему шлак скапливается сверху над чугуном?
6. Какова роль флюсов в доменном производстве? Напишите уравнение взаимодействия оксида кальция с: а) сернистым газом; б) оксидом фосфора (V).
7. Составьте уравнения электронного баланса для следующих реакций:
  - а)  $C + CO_2 = CO - Q$
  - б)  $Fe_2O_3 + CO = Fe_3O_4 + CO_2 + Q$
  - в)  $Fe_3O_4 + CO = FeO + CO_2 - Q$
  - г)  $FeO + CO = Fe + CO_2 + Q$

- 1. Массовая доля оксида железа (III) в железной руде составляет 80%. Сколько автомобилей можно изготовить из металла, полученного из руды массой 47 т, если на одну машину расходуется металл массой 1,2 т?

Ответ: 22.

- 2\*. Массовая доля железа в магнитном железняке составляет 64,15%. Какую массу чугуна (содержание железа 95%) можно получить из данной руды массой 5 т, если массовая доля производственных потерь железа составляет 2,5%?

Ответ: 3,3 т.

## § 66. ПРОИЗВОДСТВО СТАЛИ

**Сталь.** Это сплав железа, в котором доля железа выше, чем в чугуне (до 98%).

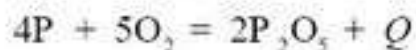
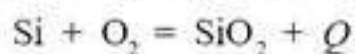
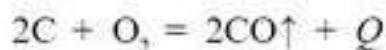
Производство стали основано на переплавке чугуна в присутствии окислителей. В ходе выплавки стали содержание углерода снижается до 1,5—2%.

**I. Сырье.** Передельный чугун, металлолом, оксиды железа, флюсы.

**Вспомогательные материалы:** воздух, обогащенный кислородом, добавки (например, оксид кальция, феррохром, ферромарганец).

**II. Подготовка сырья.** Руду, металлолом, флюсы измельчают.

**III. Химизм процесса.** Содержащиеся в жидком чугуне элементы (углерод, кремний, марганец, фосфор и сера) окисляются кислородом:



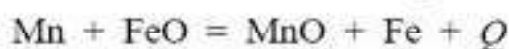
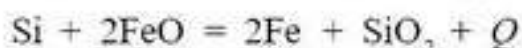
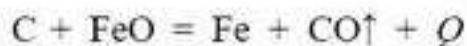
### Сегодня на уроке:

- ознакомимся с производством стали.

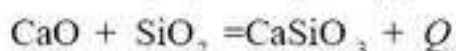
### Ключевые понятия

- сырье
- химизм процесса
- технология процесса
- продукт

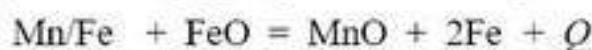
Образующийся в окислительных условиях FeO реагирует с углеродом и примесями, окисляя их и восстанавливаясь до Fe.



Оксиды кремния и фосфора удаляют в виде шлаков добавлением извести:



**Побочные процессы:** для удаления образующегося монооксида железа добавляют ферромарганец, феррохром и т. д. (раскислители):



### Знаешь ли ты?

Нержавеющая сталь была изобретена около ста лет назад. В 1913 г. Гарри Бреарли, экспериментировавший с различными видами и свойствами сплавов, обнаружил способность стали с высоким содержанием хрома сопротивляться кислотной коррозии. За эти годы она заняла одно из лидирующих мест среди наиболее важных материалов в мире.

## IV. Технология процесса

1. В кислородно-конверторном (бессемеровском) способе используют специальную емкость для выплавки стали — конвертер, представляющий собой ретортообразный резервуар (рис. 116). Расплавленный чугун вливают в конвертер. Он сделан из котельного железа, а внутри выложен огнеупорным материалом. Он может вращаться вокруг своей горизонтальной оси. Через многочисленные отверстия в нижней части конвертера в него вдувается сильная струя воздуха. Приблизительно



Рис. 116. Конвертер

через 25 мин после начала процесса дутье прекращается, конвертер немного наклоняют, отбирают пробу и анализируют ее. При необходимости в корректировке можно снова вернуть конвертер в вертикальное положение и ввести в горловину кислородную фурму. Углерод и другие примеси при этом выгорают. Этот процесс происходит исключительно бурно. Если же

состав и температура расплава соответствуют спецификациям, то конвертер наклоняют в сторону разливочного пролета и через выпускное отверстие сливают сталь. Кислородный конвертер может каждые 45 мин выдавать 200 т стали, что в 4 раза превышает производительность мартеновской печи.

### Знаешь ли ты?

Рост потребления нержавеющей стали на протяжении последних десятилетий составлял 4—6% в год.

2. *Мартеновский способ.* Мартеновский же процесс допускает значительный процент металлолома в загрузке печи, и реакции в нем протекают достаточно медленно (до 14 ч), чтобы можно было успеть выполнить анализ в процессе плавки и провести коррекцию состава до выпуска металла. В мартеновском способе используется, помимо теплоты химических реакций, еще и теплота горения топлива (рис. 117). В силу веских причин мартеновские печи сейчас мало используются.

3. *Электрическая печь.* Электropечи сначала применялись только для выплавки качественных инструментальных и нержавеющей сталей, выплавлявшихся до этого в тиглях. Но постепенно электropечи стали играть важную роль в производстве малоуглеродистой стали из металлолома в тех случаях, когда не требуется передела чугуна из доменной печи. В настоящее время около 30% нерафинированной стали выплавляется в электropечах (рис. 118). Наиболее распространены дуговые электropечи. Под

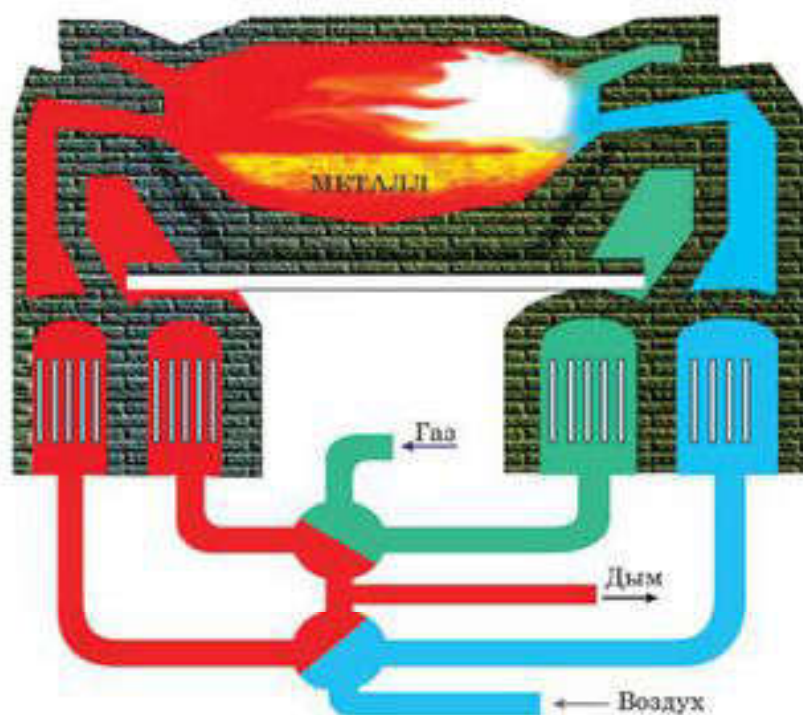


Рис. 117. Мартеновская печь

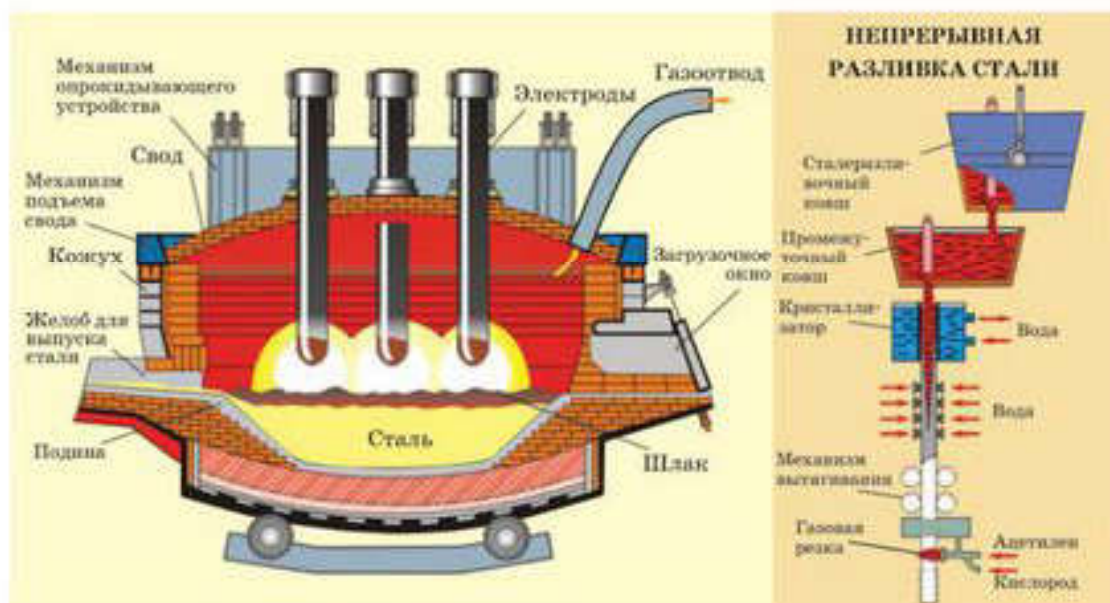


Рис. 118. Электрическая печь

печи облицована огнеупорной кирпичной кладкой, свод охлаждается водой и может сдвигаться в сторону для загрузки печи. Через три отверстия в своде вводятся угольные электроды. Между электродами и металлоломом на подше печи зажигается дуговой разряд. В большой печи ток дуги может достигать 100 000 А.

Плавка стали обычно производится следующим образом. Свод печи отводят в сторону, и на дно печи осторожно загружают металлолом. После этого свод возвращают на место, а электроды опускают так, чтобы они на 2—3 см не доходили до верха загруженного металлолома. Зажигают дугу и по мере расплавления завалки постепенно увеличивают



Рис. 119. Электродуговая печь





мощность. В печь вводят кислород для окисления углерода и кремния в завалке и известь для образования шлака. На этом этапе химия плавки такая же, как и в кислородно-конвертерном процессе. По окончании периода окисления отбирают пробу, анализируют ее и при необходимости корректируют состав. Затем выключают дугу, поднимают электроды, наклоняют печь и выпускают сталь в ковш (рис. 119).

Электросталеплавильный процесс находит также важное применение в вакуумной плавке стали. Для этого обычно пользуются индукционными электропечами. Сталь помещают в графитовый тигель, окруженный медным змеевиком индуктора. На индуктор подается переменное напряжение высокой частоты. Если тигель с индуктором помещен в вакуумную камеру, то сталь, плавясь в вакууме, освобождается от кислорода и других растворенных газов. В результате получается очень чистая сталь, не содержащая оксидов. Вакуумная плавка дорогостояща и применяется лишь в тех случаях, когда требуется особо прочная и надежная сталь, например, для шасси самолетов. Улучшение механических свойств стали в результате вакуумной плавки связано с отсутствием частиц оксидов, на которых в обычной стали часто зарождаются трещины.

**V. Особенности технологического процесса.** Процесс непрерывный.

**VI. Основной продукт — сталь.**

### Знаешь ли ты?

Нержавеющая сталь — это сплав железа с хромом. Ее антикоррозийные свойства появляются благодаря наличию на поверхности металла слоя оксида хрома. Этот защитный слой очень устойчив и даже после механического или химического повреждения быстро приобретает свой прежний вид, и антикоррозийные качества металла остаются без изменений.



*Сталь* — это сплав железа, в котором доля железа выше, чем в чугуна (до 98%).

Производство стали основано на переплавке чугуна в присутствии окислителей. В ходе выплавки стали содержание углерода снижается до 1,5—2%. Существует несколько способов выплавки стали: кислородно-конверторный (бессемеровский), мартеновский способ, выплавка в электрической печи и вакуумная выплавка.

♦ В последнее время ученые-технологи предлагают способ прямого восстановления железа из руды, минуя стадии получения чугуна и стали. С этой целью железо из руды восстанавливают, например, водородом:





1. Что такое *сталь*? Чем сталь отличается от чугуна?
  2. Почему сталь получают разными способами? Какой способ наиболее экономичен?
  3. Почему мартеновский способ получения стали устарел?
  4. Напишите уравнения получения железа. Составьте для двух из них электронный баланс.
  5. Какова функция ферросплавов? Напишите уравнение действия феррохрома, составьте для него электронный баланс.
- 1. Образец железного сплава массой 10 г растворили в избытке соляной кислоты. Не растворился углерод массой 0,4 г. Сталь это или чугун?

Ответ: чугун.

- 2. Определите массовую долю углерода в стали, если ее образец массой 10 г при сгорании в токе кислорода образует углекислый газ объемом 0,37 л (н. у.).

Ответ: 2%.

♦ В Дели во дворе мечети Кутб-Минар находится металлическая колонна, известная по всему миру как «столб Индры». В течение нескольких тысячелетий (!) она противостоит влиянию атмосферных осадков, не имея и следа ржавчины. Колонна изготовлена из атомарного железа без примесей углерода и серы на молекулярном уровне. В наше время возможно получение такого идеально чистого железа методом напыления только в космических условиях и только в небольших количествах. Высота «столба Индры» над поверхностью земли соответствует трехэтажному дому, более того, столб уходит в землю на несколько десятков метров.



### Изучаем свойства чугуна и стали

Найдите в своем доме чугунные и стальные изделия. Сравните их по физическим признакам. Какой из сплавов более тяжелый? Какой из них имеет больший металлический блеск. С помощью магнита проверьте, сохраняет ли железо магнитные свойства в этих сплавах.

## § 67. СИЛИКАТНАЯ ПРОМЫШЛЕННОСТЬ

### Сегодня на уроке:

- ознакомимся с отраслями силикатной промышленности.

### Ключевые понятия

- стекло
- керамика
- цемент

Вы никогда не задумывались о том, как устроен ваш дом? Жиллица, в которых мы живем, состоят из фундамента и здания, опирающегося на него. От внешнего мира нас защищают окна. Из чего же состоят все эти предметы? Оказывается, практически все составляющие нашего дома — это продукты силикатной промышленности.

*Силикатная промышленность* — это отрасль производства, которая занимается переработкой соединений кремния. Она включает в себя производство керамики, стекла, цемента (схема 8).



Истоки силикатной промышленности лежат в глубокой древности, когда человек научился изготавливать простейшие орудия труда, позволявшие ему выжить в суровые времена. Применение соединений кремния начинается с эпохи каменного века.

Первые орудия древние люди изготавливали из соединений кремния, состоящих из халцедона, кварца, опала (рис. 120).

Позднее для этого стали использовать яшму, горный хрусталь, агаты, вулканическое стекло (рис. 121).

Посмотрим, что служит сырьем для современной силикатной промышленности и какую продукцию она выпускает (табл. 34).

Таблица 34

#### Продукция силикатной промышленности

Керамика	Стекло	Цемент
1. Строительная (кирпич, черепица)	1. Кварцевое (кварцевые лампы, лабораторная посуда)	1. Портландцемент (трубы, кафель)
2. Техническая (свечи зажигания)	2. Оконное и бутылочное	2. Строительные растворы
3. Бытовая (фаянс, фарфор)	3. Термостойкое	3. Асбестоцементные изделия, изоляторы
4. Огнеупорная (внутренняя обкладка печей)	4. Хрусталь	
	5. Цветные стекла	

Рассмотрим каждый из видов подробнее.

Первые фигурки из глины появились около 27 тыс. лет до н. э. Позднее стали делать глиняные сосуды, в которых хранили воду и продукты питания (рис. 122).



Рис. 120. Соединения кремния:  
а) халцедон; б) опал; в) кварц



Рис. 121. Кремниевые породы:

а) яшма, б) горный хрусталь; в) агат, г) вулканическое стекло

**Керамика** (от греч. *керамос* — “глиняная посуда”) — первый искусственный материал, созданный человеком. Основной состав керамики — это глина, имеющая состав  $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$ . Кроме того, глина содержит примеси — мел  $CaCO_3$ ,  $MgCO_3$ , оксид железа  $Fe_2O_3$ , придающий керамике бурый цвет. Каолин (минерал состава  $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$ ) образует кристаллы чешуйчатой формы, так плотно прилегающие друг к другу, что глинистая почва почти не впитывает и не пропускает воду. Как известно, глина становится пластичной в присутствии влаги. Обожженные глиняные сосуды, изготовленные еще 8000 лет назад, обнаружены археологами в Сибири.

Схема 9



Чтобы мокрая глина стала более податливой, древние мастера добавляли к ней жидкий навоз. А добавление к глине гашеной извести  $Ca(OH)_2$  помогает обжигать керамику быстрее.

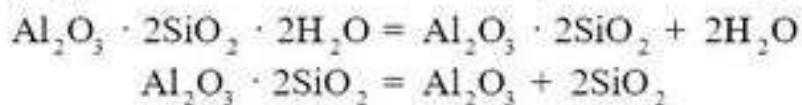


Рис. 122. Изделия из глины

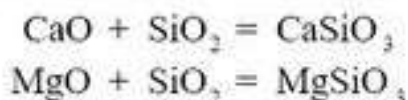


**Изготовление керамики.** Основные стадии: смешение глины и воды (тесто), формирование предмета, сушка, обжиг в печах.

При обжиге каолина сначала выделяется вода, а затем при более высокой температуре отщепляется оксид кремния  $\text{SiO}_2$ :



Содержащиеся в ней карбонаты  $\text{CaCO}_3$  и  $\text{MgCO}_3$  разлагаются с выделением оксидов  $\text{CaO}$  и  $\text{MgO}$  и углекислого газа. Эти оксиды образуют с диоксидом кремния легкоплавкие силикаты:



Они пропитывают изделие и образуют игловидные кристаллы, связывающие чешуйки глины. Керамика используется в разных отраслях жизнедеятельности человека (схема 9).

Керамические изделия обычно получают пористыми и пропускают воду, поэтому их покрывают глазурью — легкоплавким составом, дающим поверхности тонкую водостойкую пленку.

Очень важным продуктом керамики является *кирпич*. Кирпич — ровесник цивилизации. Его изготовляли и использовали для строительства еще в Древнем Египте и Вавилоне.

#### Виды кирпича:

— красный глиняный кирпич. Красная окраска обусловлена наличием в глине оксида  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ;

— пустотелый кирпич, т. е. имеющий внутри полости определенной формы. Не теряя свои теплоизоляционные свойства, такой кирпич позволяет уменьшить массу жилого здания на 30—40%;

— силикатный кирпич (светло-серого цвета). Сырьем для него служат известь и кварцевый песок. Этот кирпич обладает меньшей морозостойкостью, не выдерживает длительного воздействия высоких температур (нельзя для кладки печей). Используется в качестве стенового материала для возведения надземных частей зданий.



Рис. 123. Изделия из фарфора



Рис. 124. Капшагайский фарфор

В Китае в VI в. благодаря использованию белой глины — каолина был изобретен фарфор (рис. 123, 124).

Фарфор получают при сильном прокаливании массы, образующейся при смешивании белого каолина  $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$  (“фарфоровая глина”) с другими кремне-содержащими минералами и водой. При обжиге каолин выделяет воду и разлагается на оксиды алюминия и кремния,

которые сплавляются с другими составными частями фарфоровой массы. При этом изделия уменьшаются в объеме, фарфор становится плотным и звонким.

В Древнем Египте во 2 тыс. до н.э. появляется *фаянс*, который, так же как и фарфор, изготавливали из белой глины (рис. 125). Фаянс появился раньше фарфора. Родина фаянса — Египет. Наибольшего расцвета производство фаянсовых изделий достигло в XVI в. в итальянском городе Фаэнце (отсюда и название — “фаянс”). Технология изготовления фаянса, из которого делают не только посуду, но и всевозможное химическое оборудование, сантехнические изделия, в основном совпадает с фарфоровой, но вместо каолина здесь используются особые “фаянсовые” белые глины, более пластичные и легкоплавкие.



*Силикатная промышленность* — это отрасль производства, которая занимается переработкой соединений кремния. Она включает в себя производство керамики, стекла, цемента. Основное сырье — глина, образующая с водой пластичную массу. Эта масса может принимать любую форму и сохранять ее после высушивания и обжига. Обожженная глина имеет пористое

строение, поэтому изделия из нее покрывают глазурью. Строительная керамика — кирпичи, строительные блоки, облицовочные плиты, канализационные и дренажные трубы. Бытовая керамика — посуда, украшения из глины, фарфор, фаянс.



Рис. 125. Фаянсовые изделия



1. Почему промышленность называется силикатной?
2. На какие группы делятся керамические изделия?
3. Объясните происхождение слова "фаянс".
4. Чем фарфор отличается от фаянса?
5. Какое сырье используется для получения керамики?

### Умей практически применять химию

Запах из фарфоровых кофейников, чайников и другой редко используемой посуды исчезнет, если ее вымыть, вытереть и положить на дно кусочек сахара!

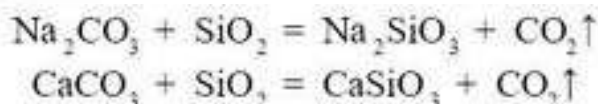
## § 68. ПРОИЗВОДСТВО СТЕКЛА

Стекло представляет собой аморфную (некристаллическую) очень густую массу. Ее получают спеканием различных солей металлов. Главным образом в химический состав стекла входят соли щелочных, щелочноземельных металлов и их оксиды. Обычный речной песок состоит из этих же оксидов металлов и некоторых неметаллов, например, в состав кварцевого стекла входит оксид кремния  $\text{SiO}_2$ . Обычное оконное стекло — это силикат состава  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ .

Температура плавления, которая характеризует тела кристаллического строения, у стекла не существует: размягчение по мере повышения температуры происходит постепенно. Вещества с подобными свойствами так и называются — стеклообразные или просто стекла.

**Сырье для производства стекла:** смесь исходных веществ (шихта): песок  $\text{SiO}_2$ , сода  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (либо поташ  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ), известняк  $\text{CaCO}_3$ .

**Химизм производства:**



Варят стекло в течение нескольких часов в ваннах печах непрерывного действия. Размер "ванны" таков, что самому крупному киту было бы в ней просторно. Процесс осуществляется в печах при температуре  $1100\text{--}1600^\circ\text{C}$ , после чего образовавшуюся стекломассу постепенно охлаждают. Обычное стекло размягчается при температуре  $500\text{--}600^\circ\text{C}$ . В технике и медицине широко применяется кварцевое стекло. В отличие от обычного оконного оно пропускает ультрафиолетовые лучи.

Процесс стекловарения условно разделяют на несколько стадий:

• силикатообразование;

### Сегодня на уроке:

- ознакомимся с производством стекла.

### Ключевые понятия

- стекло
- сырье
- химизм процесса
- технология процесса
- продукт

- стеклообразование;
- осветление;
- гомогенизация и охлаждение.

На стадии *силикатообразования* происходит термическое разложение компонентов с образованием силикатов. Стадия силикатообразования завершается при 1100—1200°C.

### Знаешь ли ты?

Достоверно известно, что еще в IV тысячелетии до н. э. в некоторых странах Востока умели выплавлять стекло.

На стадии *стеклообразования* растворяются остатки шихты и удаляется пена, расплав становится прозрачным; стадия протекает при температуре 1150—1200°C.

На стадии *осветления* при температуре 1500—1600°C уменьшается степень перенасыщения стекломассы газами, в результате чего пузырьки больших размеров поднимаются на поверхность стекломассы, а малые растворяются в ней. Для ускорения осветления в шихту вводят *осветлители* (рис. 126).

**Кварцевое стекло** образуется при быстром охлаждении расплавленного кварца (кристаллического  $\text{SiO}_2$ ) (рис. 127). Кварцевое стекло обладает химической стойкостью и благодаря этому свойству применяется для изготовления лабораторной посуды. Кварц почти не расширяется при нагревании, поэтому, если раскаленное докрасна кварцевое стекло охладить под струей холодной воды, то оно не растрескается.

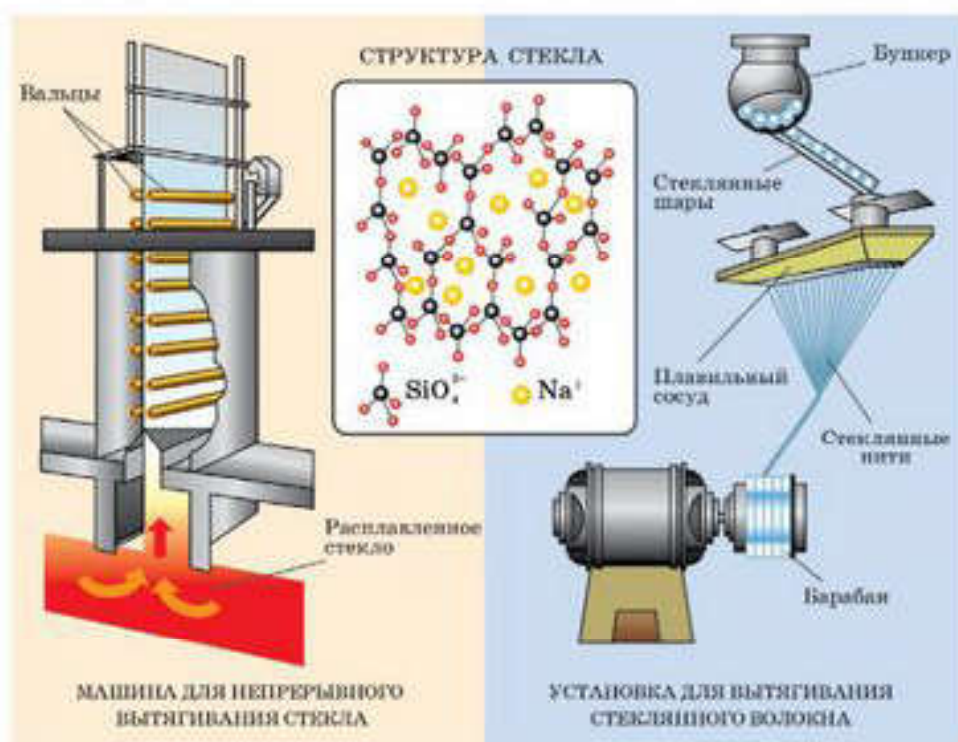


Рис. 126. Производство стекла





Рис. 127. Кварцевое стекло



Рис. 128. Изделия из хрусталя



Введение в расплав определенных элементов позволяет получить различный цвет и изменить его свойства. Например, чтобы цвет стекла изменился на зеленый или желтый, вводят в расплав ионы хрома или его оксиды. Оранжевый цвет стекла получают с помощью добавления серебра; синий — придает кобальт  $\text{Co}$ . Бутылочный, или изумрудно-зеленый — придает железо, голубой и синий — медь. При внесении в расплав ионов золота стекло приобретает кроваво-красный цвет. При добавлении ионов бора получают высокопрочное стекло, используемое в химических лабораториях.

Особыми механическими свойствами обладает **хрусталь**, который отличается от обыкновенного наличием ионов свинца и бария.

**Хрусталь** — это свинцово-силикатное стекло, содержащее 13—30% и более оксидов свинца и до 17% оксидов калия (рис. 128). Изготавливают сплавлением оксида свинца  $\text{PbO}$  с кремнеземом, соединением натрия или калия (содой или поташом) и малыми добавками других оксидов. Из хрусталя производят высококачественную посуду и декоративные изделия. Он обладает повышенной массой, прозрачностью, лучепреломляемостью и блеском, но меньшей термостойкостью по сравнению с другими его видами. Благодаря содержанию свинца и определенному подбору углов, образуемых гранями, изделия из хрусталя отличаются необыкновенно яркой, многоцветной игрой света. Обладают красивым звоном.

◆ Кристаллы Swarovski производятся из оптического хрусталя, содержащего большое (до 35%) количество оксида свинца, что обеспечивает максимальный показатель преломления. Компания Swarovski производит из хрусталя скульптуры и миниатюры, украшения, бижутерию, одежду, люстры и прочие домашние аксессуары.

В 2004 г. Swarovski создала кристалл в 274 см в диаметре и весом почти 250 кг, превышающий размерами звезду на рождественской елке Центра Рокфеллера в Нью-Йорке.

### Знаешь ли ты?

Посуду, изготовленную из кварцевого стекла (из чистого песка  $\text{SiO}_2$ ), можно накалить добела, бросить в холодную воду, и оно даже не потрескается!



Триплекс — самое надежное и безопасное стекло. Два листа закаленного стекла склеиваются друг с другом по всей поверхности полимерной пленкой или ламинирующей жидкостью. Само ламинирование — достаточно сложный процесс, оно выполняется на автоматизированной линии в несколько этапов. В результате прочность обычного триплекса на удар в 10–15 раз превышает прочность обычного листового стекла. Если же триплекс все-таки удастся разбить или пробить пулей, осколки не брызнут во все стороны — они повиснут на промежуточной пленке, не причинив вреда. Смотрится такое многослойное стекло как монолит. Использование многослойных триплексов имеет смысл только там, где существует серьезная угроза для жизни людей или материальных и музейных ценностей.



Сырьем в стекольном производстве служат кремнезем  $\text{SiO}_2$  и силикаты щелочных и щелочноземельных металлов.

Производство стекла состоит из следующих процессов: подготовка сырьевых компонентов, получения шихты, варки стекла, охлаждения стекломассы, формирования изделий, их обжига и обработки (термической, химической, механической).



1. Что такое *стекло*? Как записывают состав стекла?
2. Перечислите способы формовки стеклянных изделий.
3. Каков состав хрустального стекла?
4. Напишите уравнения реакций, происходящих при варке стекла, когда в качестве исходных материалов берутся поташ  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , оксид свинца  $\text{PbO}$  и песок  $\text{SiO}_2$ .

- 1. При сплавлении кварцевого песка массой 34 г с гидроксидом натрия получили силикат натрия массой 61 г. Какая масса щелочи вступила в реакцию? Каков практический выход силиката натрия?

*Ответ:* 45,3 г щелочи; 88% выхода.

- 2. Какую массу кварцевого песка и кальцинированной соды, массовая доля примесей в которой 5%, нужно взять для получения растворимого стекла массой 24,4 кг? Какой объем углекислого газа (н. у.) выделится при этом?

*Ответ:* 12 кг песка; 22,3 кг соды; 4,48 м<sup>3</sup>  $\text{CO}_2$ .

### Исследуем свойства стекла

Доказательством того, что стекло — это очень вязкое аморфное тело, может служить замер толщины вашего окна, который при желании можете провести дома. Попробуйте замерить его по толщине сверху и снизу: если оно достаточно старое, то окажется неодинаковым (стекает вниз).





## Умей практически применять химию

- Оконные стекла будут сверкать, если в воду для мытья добавить немного крахмала.
- Чтобы стекла не запотевали, а зимой не замерзали, протрите их глицерином.
- Чтобы матовые стекла не портились и имели красивый вид, их моют горячей водой, добавляя немного уксуса.
- Старое и надежное средство для чистки стекла — порошкообразный мел или зубной порошок. Берут 2—3 столовые ложки мела на стакан воды, хорошо перемешивают и, смочив раствором кусочек ткани, протирают стекла с обеих сторон. Когда стекло высохнет, его протирают сухой мягкой тканью или бумагой до полного удаления мела.

## § 69. ПРОИЗВОДСТВО ЦЕМЕНТА

**Цемент.** Слово “цемент” происходит от лат. *caementum* — “битый камень”.

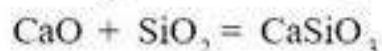
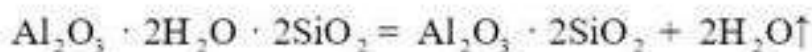
Цемент — обобщенное название различных порошкообразных вяжущих веществ, способных при смешении с водой образовывать пластическую массу, приобретающую со временем камневидное состояние (искусственный камень).

Сырьем для производства цемента служат *известняк* и *глина*.

Первый цемент был открыт во времена Римской империи. Примерно в это же время жители Древней Руси заметили, что устойчивость к воде придает извести измельченная обожженная глина.

Одним из наиболее распространенных промышленных цементов является *портландцемент*.

Эти вещества перемешивают и обжигают. При этом протекают следующие химические реакции:



К цементу предъявляют такие требования, как хорошее схватывание после смешивания, но обязательно через определенный интервал (от 40 до 60 мин), чтобы можно было его беспрепятственно доставить и уложить.

### Сегодня на уроке:

- ознакомимся с производством цемента.

### Ключевые понятия

- сырье
- химизм процесса
- технология процесса
- продукт



Рис. 129. Этапы затвердевания цемента

Затвердевание цемента проходит в три стадии:

- 1) гидратация частичек, образование гидроксида кальция, склеивание крупинок цемента;
- 2) схватывание цемента;
- 3) кристаллизация цемента, отвердевание.

Гидроксид кальция укрупняется, его крупинки перерастают в кристаллы, уплотняя силикатную массу.

Затвердевание цемента усложняет слишком низкая температура. Зимой для строящихся сооружений необходим обогрев (рис. 129).

**Виды цемента.** Существует огромное количество видов цемента. Каждый приспособлен под отдельные нужды. Вот некоторые из них.

*Белый цемент* — в его изготовлении используется маложелезистый клинкер. Используется при создании скульптурных композиций, цветных цементно-бетонных покрытий.

*Глиноземистый цемент* — быстро затвердевает, имеет высокую себестоимость. Используется для проведения ремонтных работ в экстренных условиях, а также если необходима повышенная термоустойчивость бетона.

*Композиционный цемент* — многокомпонентная смесь, состоит в основном из портландцементного клинкера и добавок, природных или искусственных. Свойства зависят от состава. Отличается относительно невысокой прочностью и медленным схватыванием, но долговечность почти такая же, как и у портландцемента.

*Портландцемент* — имеет много разновидностей, основной из них — *шлакопортландцемент*. Его получают методом дробления смеси гипса, клинкера и активных добавок. Используется для цементирования нефтяных и газовых скважин.

*Цветной цемент* — производится методом добавления в клинкер белого цемента компонентов определенных цветов. Его используют в основном для декоративного оформления сооружений и для цветных дорожных покрытий. При смешивании цемента с щебнем и песком получают бетон. Если в бетон закладывают каркас из железных стержней, получают очень прочный материал — *железобетон*. Если цемент смешивают со шлаком, получают *шлакобетон*.

Все эти материалы используют в строительстве (рис. 130).



Рис. 130. Производство цемента

**Асбоцементные изделия.** Асбоцементные изделия обладают более высокой прочностью при растяжении, изгибе и ударных нагрузках, чем затвердевшее цементное тесто. Это объясняется армирующими свойствами асбеста, сходными с армирующим действием стальной арматуры в железобетоне. Асбоцементные изделия, кроме огнестойкости и теплоизоляционных свойств, обладают малой электрической проводимостью, стойкостью к атмосферным воздействиям, хорошей прошиваемостью гвоздями. Они легко обрабатываются режущими и пилящими инструментами. Асбоцементные изделия характеризуются меньшей водопроницаемостью и большей устойчивостью к действию минерализованных вод, чем бетоны и растворы из портландцемента. Асбоцементные кровельные покрытия долговечны, морозостойки, негораемы, не требуют окраски и редко нуждаются в ремонте. К их недостаткам относятся хрупкость, коробление и при сильных ветрах возможность проникания воды через стыки соседних листов.

На основе гипса с введением гидроксида железа (III), получаемого из промышленных отходов, изготавливают теплоизоляционный материал феррон, или феррогипс. Его используют для тепловой изоляции аппаратов и трубопроводов, а также в строительстве (рис. 131, 132).

**Развитие силикатной промышленности в Казахстане.** В Казахстане имеются основные источники сырья, необходимые для производства керамики, стекла, цемента и т. д. Большинство всех гончарно-кера-



Рис. 131. Цементный кирпич



Рис. 132. Цементный завод

мических изделий выпускают на Алматинском заводе художественной керамики, продукции из стекла — на Акмолинском фарфоровом заводе. Налажен выпуск стеклянных изделий и в Таразе. В республике цемент выпускается на Новокарагадинском и Састобенском заводах, а кирпич — в Петропавловске.



Оказывается, некоторые из египетских пирамид состоят из бетонных блоков.



*Цемент* в переводе с лат. означает “битый камень”. *Цемент* — обобщенное название различных порошкообразных вяжущих веществ, способных при смешении с водой образовывать пластическую массу, приобретающую со временем камневидное состояние (искусственный камень).

Сырьем для производства цемента служат *известняк* и *глина*.



1. Что такое *цемент*?
2. Напишите уравнения получения цемента.
3. Что такое *бетон* и *железобетон*?
4. Что такое *асбестобетон*?
5. Подумайте и объясните, может ли человек обойтись без цемента.
6. Чем удобен дом, построенный из бетона, а не из дерева? Обоснуйте достоинства и недостатки такого дома.



Если у вас будет возможность понаблюдайте, а еще лучше сами приготовьте небольшое количество бетона из цемента.

## § 70. ПРОИЗВОДСТВО СЕРНОЙ КИСЛОТЫ КОНТАКТНЫМ СПОСОБОМ

Для чего нужна серная кислота?

Не очень часто нам приходится иметь дело непосредственно с серной кислотой. Может показаться, что не так уж она нам и нужна. А между тем трудно найти другой продукт, который был бы так важен, как серная кислота. Она необходима для производства удобрений, красителей, обуви, моющих средств, бумаги, смазочных масел, лекарств и т. д.

В настоящее время в промышленности в основном применяют контактный метод получения серной кислоты, позволяющий использовать аппараты с большей интенсивностью.

По технологическому оформлению производство серной кислоты из железного колчедана является наиболее сложным и состоит из нескольких последовательно проводимых стадий.

**I. Сырье, используемое для производства серной кислоты:**

1. Самородная сера S.
2. Пирит (серный колчедан)  $\text{FeS}_2$ .
3. Сероводород  $\text{H}_2\text{S}$ .
4. Сульфиды цветных металлов  $\text{ZnS}$ ,  $\text{Cu}_2\text{S}$  (рис. 133).



а)



б)



в)



г)

Рис. 133. Сырье для производства серной кислоты:  
а) сера; б) пирит; в) медный блеск; г) киноварь

### Сегодня на уроке:

- ознакомимся с производством серной кислоты контактным способом;
- изучим химизм и технологические процессы производства серной кислоты;
- узнаем о проблемах охраны окружающей среды.

### Ключевые понятия

- сырье
- химизм процесса
- технология процесса
- продукт

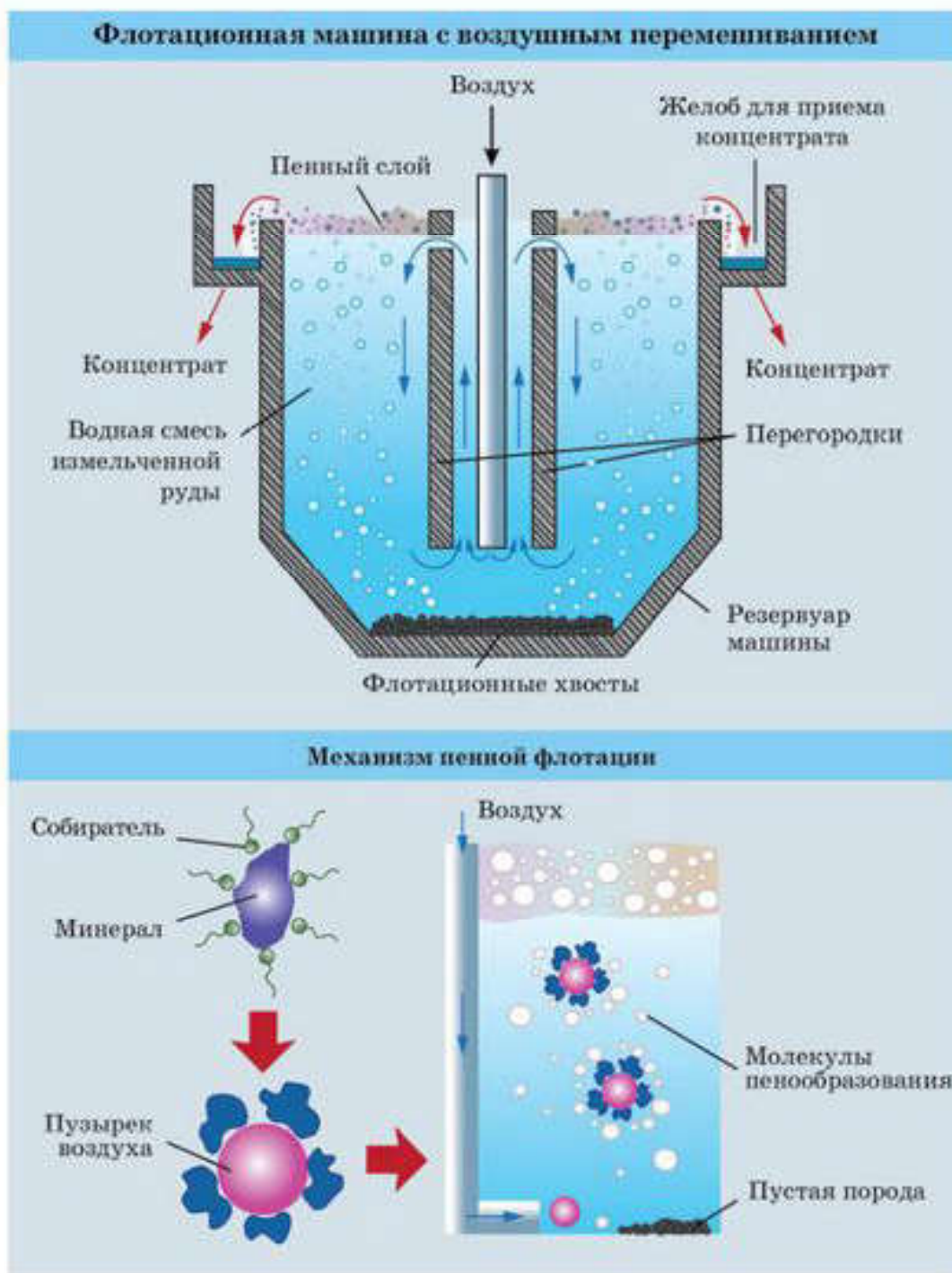


Рис. 134. Флотация шпирита

**II. Подготовка сырья.** Разберем производство серной кислоты из шпирита  $\text{FeS}_2$ .

1. *Измельчение шпирита*. Перед использованием большие куски шпирита измельчают в дробильных машинах. Вы знаете, что при измельчении вещества скорость реакции увеличивается, так как увеличивается площадь поверхности соприкосновения реагирующих веществ.

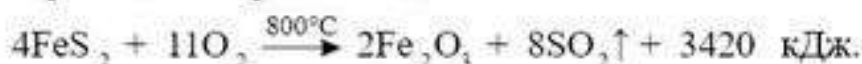
2. *Очистка шпирита*. После измельчения шпирит очищают от примесей (пустой породы и земли) методом флотации (рис. 134). Для этого измельченный шпирит опускают в огромные чаны с водой, перемешивают, пустая порода всплывает наверх, затем ее удаляют.





**III. Химизм и технология процессов.** Производство серной кислоты из пирита состоит из трех стадий.

*Первая стадия* — обжиг пирита в печи для обжига в “кипящем слое”. Уравнение реакции первой стадии:



Измельченный очищенный влажный (после флотации) пирит сверху засыпают в печь для обжига в “кипящем слое”. Снизу (принцип противотока) пропускают воздух, обогащенный кислородом, для более полного обжига пирита. Температура в печи для обжига достигает  $800^\circ\text{C}$ . Пирит раскаляется докрасна и находится в “подвешенном состоянии” из-за продуваемого снизу воздуха. Похоже это все на кипящую жидкость раскаленно-красного цвета.

За счет выделяющейся теплоты в результате реакции поддерживается температура в печи. Избыточное количество теплоты отводят: по периметру печи проходят трубы с водой, которая нагревается. Горячую воду используют дальше для центрального отопления рядом стоящих помещений.

Образовавшийся оксид железа  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  (огарок) в производстве серной кислоты не используют. Но его собирают и отправляют на металлургический комбинат, на котором из оксида железа получают металл железо и его сплавы с углеродом — сталь и чугун. Таким образом, выполняется принцип химического производства — безотходность.

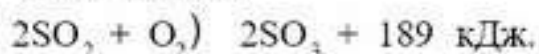
Из печи выходит печной газ, состав которого:  $\text{SO}_2$ ,  $\text{O}_2$ , пары воды (пирит был влажный!) и мельчайшие частицы огарка (оксида железа). Такой печной газ необходимо очистить от примесей твердых частиц огарка и паров воды.

Очистка печного газа от твердых частичек огарка проводят в два этапа — в *циклоне* (используется центробежная сила, твердые частички огарка ударяются о стенки циклона и сыпаются вниз) и в *электрофильтрах* (используется электростатическое притяжение, частицы огарка прилипают к наэлектризованным пластинам электрофильтра, при достаточном накоплении под собственной тяжестью они сыпаются вниз), для удаления паров воды в печном газе (осушка печного газа) используют серную концентрированную кислоту, которая является очень хорошим осушителем, поскольку поглощает воду.

Осушку печного газа проводят в *сушильной башне* — снизу вверх поднимается печной газ, а сверху вниз льется концентрированная серная кислота. На выходе из сушильной башни печной газ уже не содержит ни частичек огарка, ни паров воды. Печной газ теперь представляет собой смесь оксида серы  $\text{SO}_2$  и кислорода  $\text{O}_2$ .

*Вторая стадия* — окисление  $\text{SO}_2$  в  $\text{SO}_3$  кислородом. Протекает в контактном аппарате.

Уравнение реакции этой стадии:



Сложность второй стадии заключается в том, что процесс окисления одного оксида в другой является обратимым, поэтому необходимо выбрать оптимальные условия протекания прямой реакции (получения  $\text{SO}_3$ ).

а) *Температура*. Экспериментальным путем химики-технологи установили, что оптимальной температурой для протекания прямой реакции с максимальным образованием  $\text{SO}_3$  является температура  $400\text{—}500^\circ\text{C}$ . Это достаточно низкая температура в химических производствах. Для того чтобы увеличить скорость реакции при столь низкой температуре, в реакцию вводят катализатор. Экспериментальным путем установили, что наилучшим катализатором для этого процесса является оксид ванадия  $\text{V}_2\text{O}_5$ .

б) *Давление*. Прямая реакция протекает с уменьшением объемов газов: слева 3 объема газов (2 объема  $\text{SO}_2$  и 1 объем  $\text{O}_2$ ), а справа — 2 объема  $\text{SO}_3$ . Раз прямая реакция протекает с уменьшением объемов газов, то, согласно правилам смещения химического равновесия, давление в системе нужно повышать, поэтому этот процесс проводят при повышенном давлении.

Прежде чем смесь  $\text{SO}_2$  и  $\text{O}_2$  попадет в контактный аппарат, ее необходимо нагреть до температуры  $400\text{—}500^\circ\text{C}$ . Нагрев смеси начинается в теплообменнике, который установлен перед контактным аппаратом. Смесь проходит между трубками теплообменника и от них нагревается. Внутри трубок проходит горячий  $\text{SO}_3$  из контактного аппарата. Попадая в контактный аппарат, смесь  $\text{SO}_2$  и  $\text{O}_2$  продолжает нагреваться до нужной температуры, проходя между трубками в контактном аппарате.

Температура  $400\text{—}500^\circ\text{C}$  в контактном аппарате поддерживается за счет выделения теплоты в реакции превращения  $\text{SO}_2$  в  $\text{SO}_3$ .

в) *Выбор катализатора*. Наиболее активным катализатором является платина, однако она вышла из употребления вследствие дороговизны и легкой отравляемости примесями обжигового газа, особенно мышьяком. Ванадиевый катализатор менее активен, чем платиновый,



Рис. 135. Ванадиевый катализатор

но дешевле и отравляется соединениями мышьяка в несколько тысяч раз меньше, чем платина; он оказался наиболее рациональным, и только он применяется в производстве серной кислоты. Ванадиевая контактная масса содержит в среднем 7%  $\text{V}_2\text{O}_5$ ; активаторами являются оксиды щелочных металлов, обычно применяют активатор  $\text{K}_2\text{O}$ ; носителями служат пористые алюмосиликаты. Обычные



ванадиевые контактные массы представляют собой пористые гранулы, таблетки или кольца (рис. 135).

Как только смесь оксида серы и кислорода достигнет слоев катализатора, начинается процесс окисления  $SO_2$  в  $SO_3$ .

Образовавшийся оксид серы  $SO_3$  выходит из контактного аппарата и через теплообменник попадает в поглотительную башню.

*Третья стадия* — поглощение  $SO_3$  серной кислотой. Протекает в поглотительной башне.

Почему оксид серы  $SO_3$  не поглощается водой? Ведь можно было бы оксид серы растворить в воде:

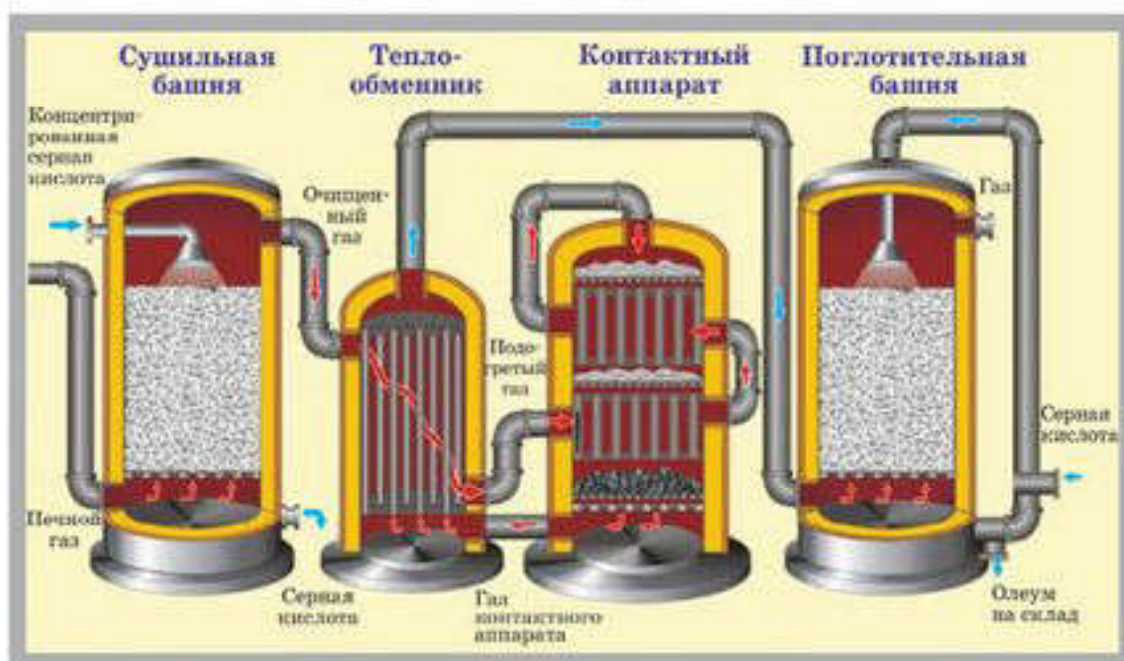
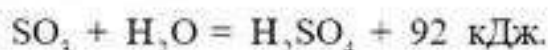
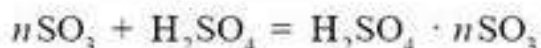


Рис. 136. Производство серной кислоты.

Дело в том, что если для поглощения оксида серы использовать воду, образуется серная кислота в виде тумана, состоящего из ее мельчайших капелек (оксид серы растворяется в воде с выделением большого количества теплоты, серная кислота настолько разогревается, что закипает и превращается в пар). Для того чтобы не образовывалось сернокислотного тумана, используют 98%-ную концентрированную серную кислоту. Два процента воды — это так мало, что нагревание жидкости будет слабым и неопасным. Оксид серы очень хорошо растворяется в такой кислоте, образуя олеум  $H_2SO_4 \cdot nSO_3$ .

Уравнение реакции этого процесса:



Образовавшийся олеум сливают в металлические резервуары и отправляют на склад. Затем олеумом заполняют цистерны, формируют железнодорожные составы и отправляют потребителю.

### Знаешь ли ты?

Серную кислоту получают уже более 1000 лет. Некоторые ученые приписывают честь открытия серной кислоты персидскому алхимику Абубекеру аль-Рази, жившему в X в. Вначале ее получали алхимики из "зеленого камня" (железный купорос) или квасцов путем сильного нагревания (прокаливания). Так, например, из железного купороса получали тяжелую маслянистую жидкость — **купоросное масло**:

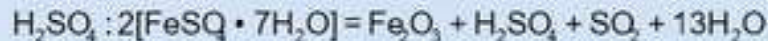


Рис. 137. Завод по производству серной кислоты



Схема производства серной кислоты контактным способом представлена на рисунке 136. Современный сернокислотный завод представлен на рисунке 137.

#### IV. Основной продукт — олеум.

Очень важным фактором при производстве серной кислоты является охрана окружающей среды. Вредные выбросы сернокислых заводов следует оценивать не только по действию содержащегося в них оксида серы на расположенные вблизи предприятия зоны, но и учитывать другие факторы — увеличение количества случаев респираторных заболеваний человека и животных, гибель растительности и подавление ее роста, разрушение конструкций из известняка и мрамора, повышение коррозионного износа металлов. Из-за кислотных дождей повреждены памятники архитектуры (Тадж-Махал). В зоне до 300 км от источника загрязнения ( $\text{SO}_2$ ) опасность представляет серная кислота, в зоне до 600 км — сульфаты. Серная кислота и сульфаты замедляют рост растений.



В промышленности в основном применяют контактный метод получения серной кислоты. Производство серной кислоты из шпирита состоит из трех стадий. Первая стадия — обжиг шпирита. Вторая стадия — окисление  $\text{SO}_2$  в  $\text{SO}_3$  кислородом. Третья стадия — поглощение  $\text{SO}_3$  серной кислотой. Основным продуктом является олеум.



1. Почему серную кислоту считают основным химическим продуктом?
  2. Каким общим принципом пользуются при выборе сырья?
  3. Какие свойства серной кислоты и экономические факторы определяют ее положение в промышленности?
  4. Отчего применявшиеся ранее в сернокислотном производстве платиновые катализаторы и катализаторы на основе оксида железа повсеместно заменены ванадиевыми?
  5. Почему на последней стадии триоксид серы не растворяют в воде?
  6. Составьте электронный баланс для уравнений 1-й и 2-й стадий производства серной кислоты.
1. Составьте материальный баланс контактного аппарата в моль на 100 моль исходной смеси диоксида серы и воздуха при условии 90% практического выхода триоксида серы.
  2. Для зарядки аккумулятора требуется серная кислота объемом 5 л с массовой долей кислоты 20%. Какая масса серной кислоты с массовой долей кислоты 95% потребуется для приготовления такого объема кислоты ( $\rho = 1,142 \text{ г/мл}$ )?  
*Ответ: 1202 г.*
  3. Какой объем сероводородного газа (н. у.), объемная доля сероводорода в котором 85%, необходимо сжечь для получения серной кислоты массой 260 т с массовой долей кислоты 78% (объемная доля производственных потерь сероводорода составляет 5%)?  
*Ответ: 57,4 м<sup>3</sup>.*

**Умей применять знания по химии**

1. В случае пролития концентрированной серной кислоты (например, из аккумулятора) необходимо разбавить водой и прибавить соду.
2. При разбавлении концентрированной серной кислоты водой обязательно приливают кислоту в воду!

**§ 71. ПРОИЗВОДСТВО АММИАКА****Сегодня на уроке:**

- ознакомимся с производством аммиака;
- узнаем об основных возможных экологических проблемах при производстве аммиака.

**Ключевые понятия**

- сырье
- химизм процесса
- технология процесса
- продукты

Мы живем на дне воздушного океана, по объему состоящего на 79% из азота. Азот — один из наиболее распространенных на нашей планете элементов. Общее содержание его в земной коре — 0,02%. Азот жизненно необходим для развития любого растения. Но в природе азот связывается клубеньковыми бактериями, находящимися в растениях. В силу неполного замещения азотом растений его необходимо вносить в почву с удобрениями. В период Первой мировой войны интерес к мирному использованию азота буквально утонул в спросе на нитросоединения для военных нужд (например, для производства динамита). Лучшие химики Франции, Германии, Англии

в условиях острой конкуренции пытались создать промышленный способ получения аммиака.

В XX в. началось интенсивное строительство заводов для производства соединений азота. Затраты на это производство были очень высоки, что объяснялось несовершенством технологии. Основная часть энергии вообще расходовалась впустую. Принципиально новое решение проблемы фиксации азота было найдено незадолго до Первой мировой войны. Речь идет о синтезе аммиака — основном процессе современной технологии связывания азота. Такой синтез был осуществлен известным немецким химиком Фрицем Габером в 1908 г. Оказалось, что при высо-

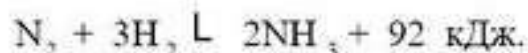


**Карл Бош  
(1874—1940)**

Немецкий химик-технолог, создал (1913) первую промышленную установку синтеза аммиака под давлением на железном катализаторе. За разработку процесса синтеза аммиака Габеру и Бошу в 1918 г. была присуждена Нобелевская премия.



ком давлении и температуре в присутствии осмиевого катализатора азот вступает в реакцию с водородом, в результате чего образуется аммиак:



Пользуясь принципом Ле Шателье, можно определить, при каком именно давлении и температуре лучше всего проводить процесс синтеза аммиака (табл. 35).

Таблица 35

Равновесные концентрации аммиака  
в стехиометрической смеси азота и водорода

Температура, в °С	Процент по объему при давлении (в МПа)					
	1	10	30	100	200	300
400	0,4	25,12	47,0	79,82	93,07	97,73
450	0,22	16,43	35,82	69,69	89,83	97,18
500	0,12	10,61	26,44	57,47	—	—
550	0,08	6,82	19,13	41,16	—	—

Анализируя данные таблицы 35, несложно сделать вывод о том, при каких условиях выход аммиака наибольший. Но когда немецкие технологи запустили первый завод по производству аммиака, то колонна синтеза взорвалась. В поисках причин аварии обнаружилось, что при высоком давлении и высокой температуре водород диффундирует через стальные стенки аппарата и, попадая в атмосферу, взрывается с кислородом (составьте уравнение такой реакции). Позже ученые нашли выход из ситуации и стали производить аммиак при низком давлении и температуре. Правда, практический выход при этом снизился. Немецкие исследователи Ф. Габер и К. Бош предложили циркуляционную схему синтеза аммиака под давлением. В 1913 г. в Германии заработала первая промышленная установка.

Развитие азотной отрасли промышленности послужило толчком к созданию мощной немецкой химической индустрии. Позже и в других странах возникли заводы по синтезу аммиака, все они использовали процесс Габера — Боша.

Однако и в настоящее время, спустя почти век, поиски оптимальных условий производства аммиака продолжают.

**I. Сырье.** В производстве аммиака в качестве сырья используются природный газ метан для получения водорода и азот, полученный сжижением воздуха.

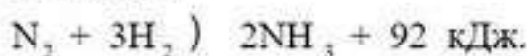
**II. Подготовка сырья.** Метан подвергается высокотемпературному разложению. При этом образуются водород, сажа или ацетилен, последние затем применяются для сварки и резки металлов, в фильтрах и типографии.



**Фриц Габер**  
(1868—1934)

Лауреат Нобелевской премии, немецкий химик Фриц Габер совместно с Карлом Бошем разработал технологию получения аммиака прямым синтезом из азота и водорода. С помощью этого способа химическая промышленность смогла и далее из аммиака получать азотную кислоту и другие соединения азота — от лекарств до взрывчатых веществ.

**III. Химизм производства.** Рассмотрим реакцию, лежащую в основе получения целевого продукта:



Подбор оптимальных условий проведения синтеза осуществляется, исходя из характеристик химической реакции.

1. Реакция обратимая, гомогенная (исходные вещества и продукты — газы), идет с уменьшением объема, следовательно, смещению равновесия в сторону продуктов способствует повышенное давление. Для синтеза аммиака применяется давление 15—100 МПа. Различают три способа производства в зависимости от используемого давления:

- 1) низкое давление (10—15 МПа);
- 2) среднее давление (25—30 МПа);
- 3) высокое давление (50—100 МПа).

Наиболее распространенным является второй способ.

2. Реакция экзотермическая, повышение температуры смещает химическое равновесие в сторону исходных веществ, а понижение температуры — в сторону продуктов реакции, но при этом скорость синтеза будет очень мала, поэтому реакцию проводят при оптимальной для данного процесса температуре — 450—500°C.

3. Для ускорения синтеза, быстрого установления равновесия используют катализатор — восстановленное железо, активированное оксидами калия, алюминия и др. Реагенты и продукты реакции находятся в газовой фазе и образуют гомогенную систему. Реакция протекает на поверхности твердых катализаторов. Такая реакция составляет особый класс гетерогенно-каталитических реакций. Большое значение имеет площадь поверхности катализатора. Катализатор изготавливают в виде губчатых гранул или таблеток. Поскольку активность катализатора сильно снижается от присутствия примесей, то реагирующие газы подвергают тщательной очистке (от воды, соединений серы и др.).

4. При всех указанных условиях проведения реакции равновесный выход продукта составляет не более 20%, поэтому синтез продукта





осуществляется по способу многократной циркуляции, т. е. непрореагировавшую смесь газов многократно возвращают в производство после отделения от нее полученного продукта.

**IV. Технология процесса.** Исходную смесь газов берут в соотношении 1 объем  $N_2$  к 3 объемам  $H_2$ . Реагирующие газы тщательно очищают, затем подают в турбокомпрессор, где сжимают до 25—60 МПа, после чего смешивают с циркуляционным газом и направляют в колонну синтеза.

Колонны синтеза бывают разной конструкции. На схеме представлена колонна, совмещающая в одном корпусе и катализаторную коробку, и теплообменник.

Исходную смесь газов сначала нагревают в теплообменнике за счет движущихся противотоком выходящих газов, а затем в зоне экзотермической реакции. (Противоток — это движение различных веществ навстречу друг другу с целью создания наилучших условий для обмена энергией.)

Отвод продуктов и непрореагировавших веществ из зоны реакции производят через холодильник с последующим разделением в сепараторе.

Газовая смесь, состоящая из непрореагировавших веществ и продукта реакции (азот, водород, аммиак), после контакта с катализатором предварительно охлаждается в теплообменнике, отдавая теплоту входящим газам, а затем поступает в холодильник. Охлаждение, которое производят водой, движущейся противотоком, приводит к конденсации продукта реакции. В сепараторе он отделяется от непрореагировав-

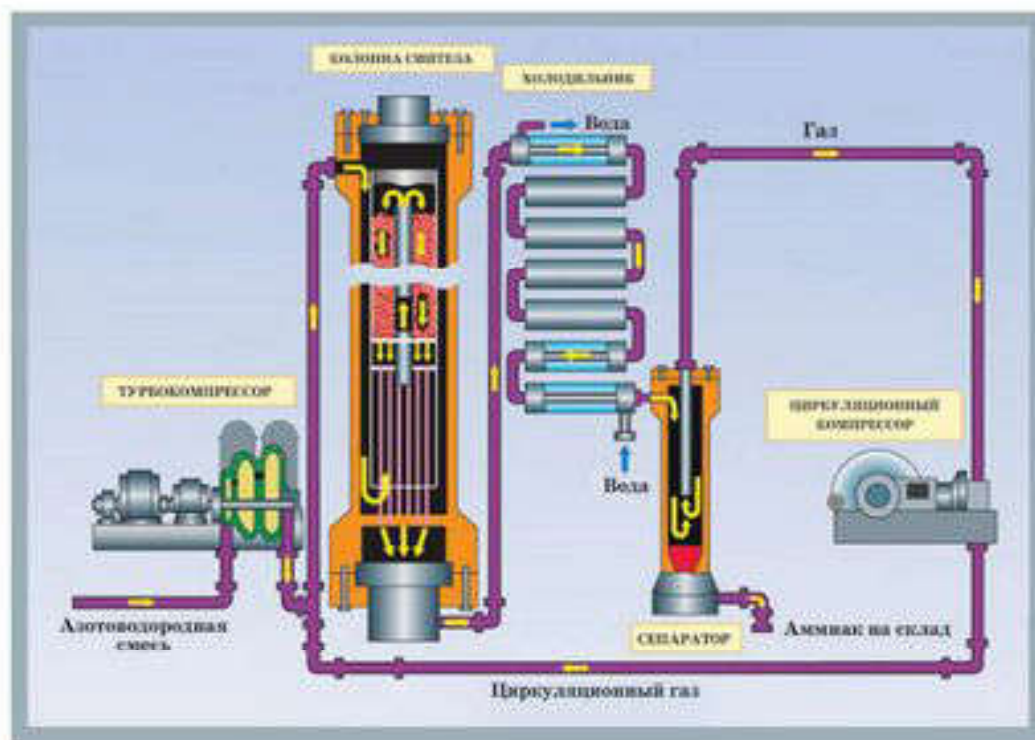


Рис. 138. Схема производства аммиака



**Рис. 139.** Газгольдеры для хранения аммиака

ших газов, которые циркуляционный компрессор возвращает в колонну синтеза (рис. 138). Полученный аммиак хранят в газгольдерах (рис. 139).

Многokратная циркуляция газов позволяет повысить выход продукта до 85—90% от теоретического. Затраты на производство существенно снижены за счет осуществления непрерывности процесса. Это позволяет полностью автоматизировать производство (рис. 140).



**Рис. 140.** Завод по производству аммиака

**V. Особенности технологического процесса.** Процесс непрерывный, циркуляционный.

**VI. Основной продукт:** аммиак.

Производство аммиака решило проблему “азотного голодания” (рис. 141). Но возникла угроза совсем другого рода — экологическая. Поскольку внесение в почву азотных удобрений, пожалуй, самое грубое вмешательство человека в естественный круговорот. И вот оказалось, что жизненно важный, связанный азот попал в список врагов окружающей среды. Соединения азота легко вымываются из почвы в водоемы и



Рис. 141. Применение аммиака

попадают в питьевую воду. В последнее время установлены нормы на содержание нитратов в питьевой воде.

История использования связанного азота — это напоминание о необходимости бережного отношения к биосфере. Рычаги мощного воздействия на природу, которые дает человечеству наука, должны использоваться чрезвычайно разумно, рационально, а главное, не только во имя настоящего, но и будущего Земли.

### Знаешь ли ты?

В 2007 г. немецкий химик Г. Эрль получил Нобелевскую премию по химии за раскрытие механизма действия катализатора в синтезе аммиака.



Пары нашатырного спирта способны изменять окраску цветов. Например, голубые и синие лепестки становятся зелеными, ярко-красные — черными.



Современный процесс получения аммиака основан на его синтезе из азота и водорода при температурах 380—450°C и давлении 250 атм с использованием железного катализатора. При всех указанных условиях проведения реакции равновесный выход продукта составляет не более 20%, поэтому синтез продукта осуществляется по способу многократной циркуляции, т. е. непрореагировавшую смесь газов многократно возвращают в производство после отделения от нее полученного продукта.



1. Охарактеризуйте способ получения аммиака в промышленности.
  2. Почему аммиак не производят при высоком давлении?
  3. На первых установках аммиак удаляли из газовой смеси, растворяя его в воде. В чем состоят два существенных недостатка этого способа по сравнению с современным?
  4. Почему выход аммиака на установках синтеза не достигает 100%? Назовите две причины.
  5. С какой целью следует получать аммиак? Приведите несколько областей применения аммиака.
  6. Составьте электронный баланс для уравнения производства аммиака.
- 1. Составьте материальный баланс производства аммиака, полагая, что исходная смесь состоит из водорода и азота в стехиометрическом отношении и что массовая доля выхода аммиака составляет 20% от теоретического выхода аммиака. Расчет ведется на аммиак массой 1 т.
  - 2. Определите объем аммиака (н. у.), полученного из 400 л воздуха (содержащего 78% азота), при условии 25% его практического выхода.

Ответ: 156 л.

### Умей применять знания по химии

При укусах насекомых аммиак применяют наружно в виде примочек.

## § 72. ПРОИЗВОДСТВО АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ

### Сегодня на уроке:

- ознакомимся с промышленным способом получения азотной кислоты.

### Ключевые понятия

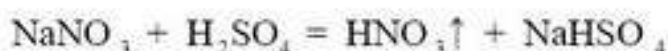
- сырье
- химизм процесса
- технология процесса
- продукт

Азотная кислота по объему производства занимает среди других кислот второе место после серной кислоты. Всевозрастающий объем производства  $\text{HNO}_3$  объясняется огромным значением азотной кислоты и ее солей для народного хозяйства.

Мощность всех заводов мира, производящих азотную кислоту, в 2011 г. составляла около 55 млн. т.

В настоящее время 75—80% производимой азотной кислоты используется для получения нитратов и сложных минеральных удобрений, 10—15% — для получения взрывчатых веществ и синтетических красителей.

До начала XX в. природная селитра была единственным источником получения азотной кислоты. Этот процесс основан на следующей реакции:



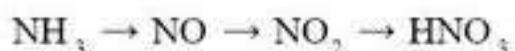
Такой способ получения азотной кислоты, целиком зависящий от импорта чилийской ( $\text{NaNO}_3$ ) или индийской ( $\text{KNO}_3$ ) селитры, был остановлен после разработки и осуществления метода производства азотной кислоты контактным окислением аммиака.



**I. Сырье.** Для синтеза азотной кислоты используются аммиак, воздух, обогащенный кислородом, и вода.

**II. Подготовка сырья.** Аммиак, полученный из водорода и азота, смешивают с воздухом с повышенным содержанием кислорода. Необходимо также иметь в виду, что смеси аммиака с воздухом и кислородом взрывоопасны, поэтому содержание аммиака в аммиачно-воздушной смеси должно контролироваться и не превышать 10—15%.

**III. Химизм и технология производства.** В основе химического производства азотной кислоты лежат следующие химические реакции, соответствующие схеме превращений:



*Первая стадия — окисление аммиака на катализаторе :*



*Подготовка аммиачно-воздушной смеси.* Ее получают непосредственно перемешиванием  $\text{NH}_3$  с воздухом, предварительно очищенным от примесей. Эта смесь поступает в контактный аппарат, где под влиянием катализатора (Pt—Rh-сетки) происходит окисление  $\text{NH}_3$ . Эта реакция экзотермическая, поэтому необходимая температура поддерживается за счет выделения теплоты реакции. Катализатор окисления состоит из сплава платины с родием (или палладием) и оформлен в виде сеток, сплетенных из тонких (0,09 мм) нитей сплава (рис. 142).

В условиях высоких температур контактирования и высоких скоростей газовых потоков, продуваемых через платиновые сетки, они механически изнашиваются, что приводит к значительным безвозвратным потерям дорогостоящей платины. Для того чтобы снизить расходы, проводят исследования, во многих случаях уже используют платиновые катализаторы на основе кобальта, железа, хрома.

*Вторая стадия процесса — окисление оксида азота (II) до оксида азота (IV):*



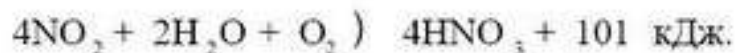
Эта реакция идет при обычной температуре, потому выходящую из контактного аппарата газовую смесь, содержащую  $\text{NO}$ , охлаждают, пропуская ее в паровой котел-утилизатор, где получают водяной пар.

Повышение давления в этой стадии ускоряет процесс окисления  $\text{NO}$  и поглощения  $\text{NO}_2$ .

*Третья стадия процесса — поглощение  $\text{NO}_2$  водой и получение  $\text{HNO}_3$ :*



Рис. 142. Платина



Газовую смесь, содержащую  $\text{NO}_2$ , направляют в поглотительную башню, которая для увеличения поверхности соприкосновения газа с водой заполнена фарфоровыми кольцами (для увеличения площади взаимного контактирования веществ). Вода в башню поступает сверху, а газовая смесь, содержащая оксид азота (IV), — снизу. Смешивание и взаимодействие идет по принципу противотока. Условием является избыток кислорода, тогда в результате реакции не будет выделяться  $\text{NO}$  (рис. 143).

Поскольку реакция с водой экзотермическая, а при температуре кислота разлагается, то в обычных условиях получают раствор  $\text{HNO}_3$  концентрацией не менее 60%. Более концентрированную  $\text{HNO}_3$  полу-

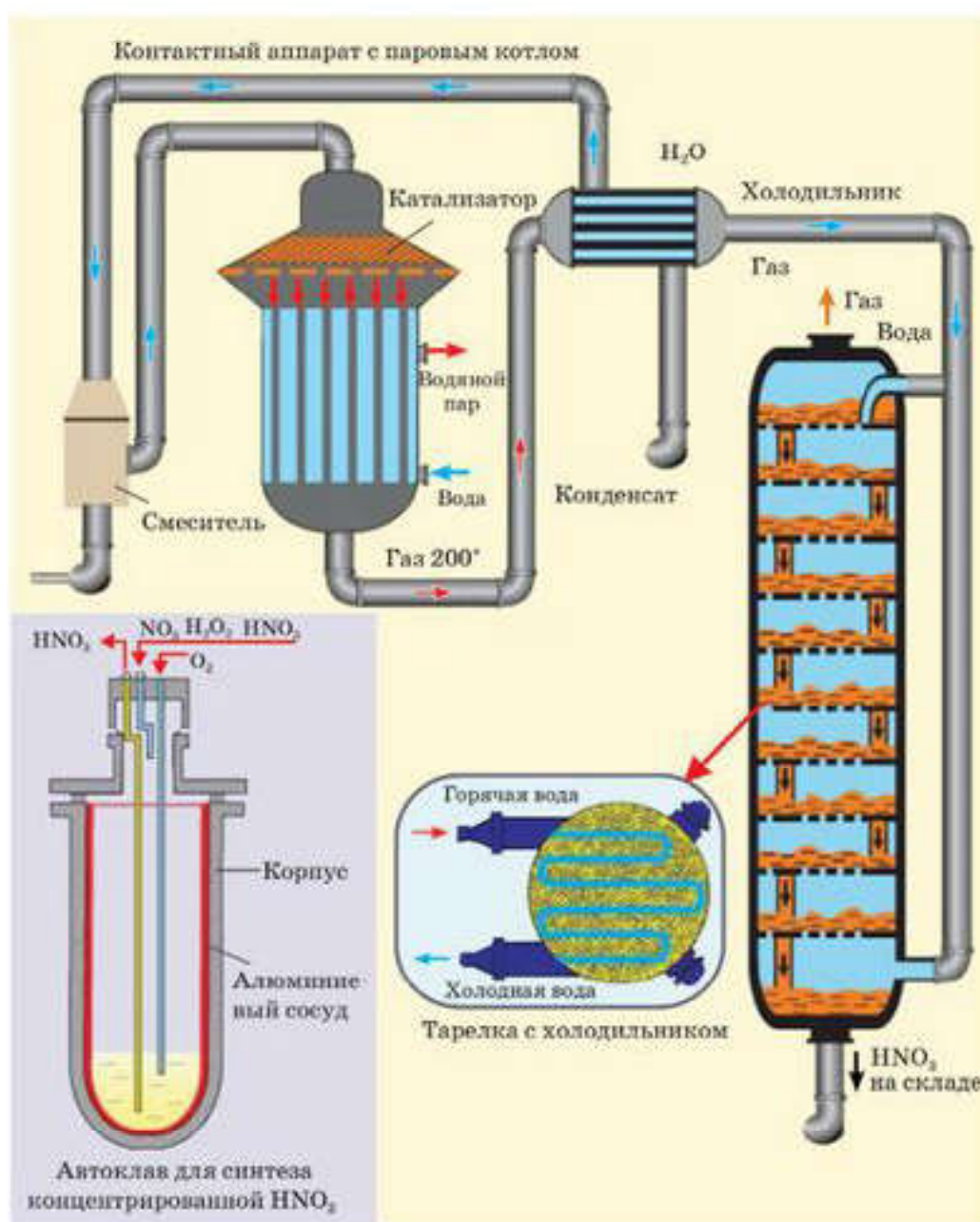


Рис. 143. Производство азотной кислоты



Рис. 144. Завод по производству азотной кислоты

чают, добавляя концентрированную серную кислоту в качестве водоотнимающего средства.

Производство азотной кислоты долгое время находилось в противоречии с требованиями экологически чистого производства. Даже сейчас у нас на планете можно увидеть над выхлопной трубой заводов, производящих  $\text{HNO}_3$ , “лисий хвост”. Дело в том, что, как мы уже говорили, превращение  $\text{NO}$  в  $\text{NO}_2$ , поглощение  $\text{NO}_2$  водой — процессы медленные. Для того чтобы снизить содержание оксидов азота в отходящих газах с 0,25 до 0,05%, требуется вдвое увеличить удельный объем абсорбционной аппаратуры. Это резко повышает стоимость аппаратуры, возрастают амортизационные расходы, а следовательно, и стоимость. Из выхлопных труб выбрасывают  $\text{NO}$  (бесцветный газ), который попадает в воздух, превращается в красновато-бурый газ  $\text{NO}_2$ , наносящий вред растительному и животному миру, вызывающий коррозию машин, механизмов, трубопроводов и сокращающий срок службы строений. Вследствие этого очень важным моментом в производстве азотной кислоты является защита окружающей среды с помощью фильтров и газопоглощающих адсорбентов (рис. 144).

В Казахстане азотную кислоту получают на Балкашском комбинате.

#### Знаешь ли ты?

Нормальная кислотность дождя — pH-5,6. Если эти показатели уменьшаются, дождь переходит в разряд кислотных, что очень плохо влияет на окружающую среду. Дождь с кислотностью pH-5,5 убивает бактерии, а показатели pH-5,4 губительны для рыб, земноводных и насекомых.



Большой масштаб производства объясняется тем, что азотная кислота и ее соли приобрели в народном хозяйстве весьма существенное значение.

Для синтеза азотной кислоты используются аммиак, воздух, обогащенный кислородом, и вода. Производство азотной кислоты складывается из следующих стадий: 1) каталитическое окисление аммиака; 2) окисление оксида азота (II) в оксид азота (IV); 3) поглощение оксида азота (IV) водой.



1. Охарактеризуйте процесс получения азотной кислоты.
2. Составьте электронный баланс для каждой из стадий производства азотной кислоты.
3. Что общего в многостадийном производстве азотной и серной кислот?
  - 1. Определите, в какой из стадий производства азотной кислоты требуется наибольший объем кислорода из расчета на 1 моль исходного вещества.
  - 2. Какую массу азотной кислоты с массовой долей кислоты 60% можно получить из аммиака массой 680 кг? Выход продукта 80%.
  - 3. Какую массу азотной кислоты с массовой долей кислоты 50% можно получить из аммиака массой 21 т (потерями пренебречь)?
4. Какое количество теплоты выделится на последней стадии производства азотной кислоты, если в реакцию вступило 448 л (н. у.)  $\text{NO}_2$  и 320 г кислорода?

*Ответ:* 155,6 т.

*Ответ:* 2020 кДж.





## ГЛОССАРИЙ

(словарь терминов на русском, казахском и английском языках)

**Закон Авогадро** — в равных объемах любых газов при одинаковых температурах и давлении содержится одинаковое число молекул.

**Авогадро заңы** — Бірдей жағдайда (температура мен қысымда) әртүрлі газдардың бірдей көлеміндегі молекулалар саны бірдей болады.

**Avogadro's Law** — if you've got two gases under the same conditions of temperature, pressure, and volume, they've got the same number of particles (atoms or molecules). This law only works for ideal gases, none of which actually exist.

**Акцептор** — частица, молекула, способная принять электронную пару от донора и образовать с ним ковалентную донорно-акцепторную связь.

**Акцептор** — донордан электрон жұбын қабылдай алатын және онымен ковалентті донорлы — акцепторлы байланыс түзетін бөлшек немесе молекула.

**Acceptor** — in chemistry an atom or compound to which electrons are donated during the formation of a coordinate covalent bond.

**Аллотропия** — явление существования нескольких простых веществ для данного элемента, например кислород и озон.

**Аллотропия** — бір химиялық элементтің бірнеше жай зат түрінде болуы, мысалы оттегі мен озон оттегі химиялық элементінің аллотропиялық түрлері.

**Allotrope** — two or more elements with the same physical components, but different structural forms. The physical, and chemical properties of allotropic forms of an element are totally different from each other.

**Альфа-распад** ( $\alpha$ -ыдырау,  $\alpha$ -disintegration) — радиоактивный распад, при котором выделяются ядра атомов гелия.

**Альфа-ыдырау** — нәтижесінде гелий атомдарының ядросы бөлінетін радиоактивті ыдырау.

**Alpha-particle decay** — a common mode of decay for radioactive nuclides in which the mass number changes.

**Альфа-частицы** ( $\alpha$ -сәуле шығару,  $\alpha$ -particle) — ядра атомов гелия, излучаемые при радиоактивном распаде.

**Альфа-бөлшектер** — радиоактивті ыдырау кезінде түзілген гелий атомдарының ядросы.

**Alpha particle** — a radioactive particle equivalent to a helium nucleus (2 protons, 2 neutrons).

**Анион** — отрицательно заряженный ион.

**Анион** — теріс зарядталған ион.

**Anion** — a negatively charged particle or ion.

**Анод** — электрод в электрохимической ячейке, на котором происходит процесс окисления.

**Анод** — тотығу процесі жүзеге асатын электрохимиялық ұяшықтағы электрод.

**Anode** — the electrode where oxidation occurs. In other words, this is where electrons are lost by a substance.

**Атом** — химически неделимая мельчайшая частица вещества.

**Атом** — заттың химиялық жолмен бөлінбейтін ең кіші бөлшегі.

**Atom** — the smallest structural unit of any chemical element is called an atom.

**Атомная масса** — относительная атомная масса отношения массы атома данного элемента к 1/12 массы атома углерода  $^{12}\text{C}$ .



**Атомдық масса** — химиялық элементтің салыстырмалы атомдық массасы деп берілген элементтің атомдық массасының көміртек атомы  $^{12}\text{C}$  массасының  $1/12$  бөлігіне қатынасын айтады.

**Atomic mass unit (a.m.u.)** — this is the smallest unit of mass we use in chemistry, and is equivalent to  $1/12$  the mass of carbon-12. To all intents and purposes, protons and neutrons weigh 1 a.m.u.

**Атомный номер (порядковый номер)** — число протонов, электронов, заряд ядра в атоме любого элемента.

**Атомдық нөмір (реттік нөмір)** — кез келген элемент атомындағы протон, электрон сандарын және ядро зарядын көрсетеді.

**Atomic Number** — the number of protons present in the nucleus of an atom.

**Бета-частицы ( $\beta$ -частица)** — электроны, испускаемые при радиоактивном распаде.

**Бета-бөлшектер** — радиоактивті ыдырау нәтижесінде бөлінетін электрондар.

**Beta Particle ( $\beta$ -particle)** — negatively charged particles emitted by the nucleus of radioactive elements.

**Валентность** — число химических связей, которыми данный атом соединен с другими атомами в молекуле.

**Валенттілік** — молекуладағы бір химиялық элемент атомының басқа химиялық элемент атомдарымен түзетін байланыс саны.

**Valency** — valency is a chemical property of an element, that defines the highest number of bonds that its atom can form with other univalent atoms like hydrogen, chlorine etc.

**Внутренняя энергия** — внутренняя энергия  $U$  вещества (или системы) — это полная энергия частиц, составляющих данное вещество. Она складывается из кинетической и потенциальной энергий частиц.

**Ішкі энергия** — заттың (жүйенің) ішкі энергиясы  $U$  осы затты құрайтын барлық бөлшектердің энергиясы, ол кинетикалық және потенциалдық энергиялардан тұрады.

**Internal Energy** — internal energy can be defined as the sum of kinetic energy, potential energy and all other forms of energy that exist inside metals or crystals or molecules.

**Восстановление** — процесс присоединения атомом или частицей электронов.

**Тотықсыздану** — атомның немесе бөлшектердің электронды қосып алу процесі.

**Reduction** — the chemical process that involves gaining of electrons by an atom or an ion.

**Восстановители** — атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны.

**Тотықсыздандырғыш** — электронын беретін атом, молекула және ионшау.

**Reducing Agent** — a chemical substance that oxidizes itself for the reduction of another reactant, in a chemical reaction is known as reducing agent.

**Газ** — такое состояние, в котором вещество не имеет ни своей формы, ни объема.

**Газ** — заттың көлемі мен пішінін сақтамайтын агрегаттық күйі.

**Gas** — matter in a form that has low density, is easily compressible and expandable, and expands spontaneous.

**Гамма-частицы ( $\gamma$ -частицы;  $\gamma$ -particle)** — электромагнитное излучение высокой энергии, испускаемое при радиоактивном распаде.

**Гамма бөлшектер** — радиоактивті ыдырау нәтижесінде бөлінетін үлкен энергиялы электромагниттік сәулелер.

**Gamma particles** — gamma rays to form are a type of electromagnetic radiation with high energy and penetrating power and are released by atoms of radioactive elements.

**Гетерогенные системы** — такие системы, которые содержат вещества в различных агрегатных состояниях.

**Гетерогенді жүйелер** — агрегаттық күйлері әртүрлі заттардан тұратын жүйе.

**Heterogeneous systems** — a heterogeneous mixture is made by combining two or more substances with different structures or phases.



**Гибридизация** — смешивание и выравнивание электронных облаков по форме и энергии.

**Гибридтену** — пішіні әртүрлі, энергиясы шамалас орбитальдардың араласып, пішіні мен энергиясы бірдей гибридтенген жана орбитальдардың түзілуі.

**Hybridization** — the term hybridization is used to define the merging of one set of atomic orbitals, for the formation of new orbitals.

**Гидролиз** — реакция взаимодействия сложных веществ с водой. Например, гидролиз солей или сложных эфиров.

**Гидролиз** — күрделі заттардың сумен әрекеттесу реакциясы, мысалы тұздар мен күрделі эфирлердің гидролизі.

**Hydrolysis** — the decomposition of a compound by means of water (or the  $\text{OH}^-$  ion), the water also being decomposed in the reaction.

**Гомогенные системы** — такие системы, которые содержат вещества в одинаковых агрегатных состояниях, системы, где нет границы раздела поверхностей.

**Гомогенді жүйелер** — беттердің бөліну шекарасы жоқ агрегаттық күйлері бірдей заттардан тұратын жүйе.

**Homogeneous systems** — a type of mixture made up of substances that have uniformity in terms of composition and property.

**Группа (в периодической системе)** — вертикальный столбец элементов в периодической таблице, обладающих общими свойствами.

**Топ** — периодтық жүйедегі қасиеттері ұқсас элементтер орналасқан тік қатар.

**Group (Periodic Table)** — in the periodic table, the vertical columns in which elements with similar properties are placed are known as groups.

**Дегидрирование** — реакция отщепления водорода от органических веществ.

**Дегидрлену** — органикалық заттардан сутектің бөлінуі.

**Dehydrogenation** — is a chemical reaction that involves the removal of hydrogen from an organic molecule. It is the reverse of hydrogenation.

**Диссоциация (электролитическая)** — распад электролита на катионы и анионы.

**Диссоциация (электролиттік)** — электролиттің катиондар мен аниондарға ыдырауы.

**Dissociation** — when water dissolves a compound.

**Диффузия** — перемешивание молекул или других частиц при соприкосновении двух или более материалов за счет теплового движения молекул, например распространение запахов в воздухе.

**Диффузия** — екі немесе одан да көп заттар жанасқанша молекулалардың жытулық қозғалысынан молекулалар мен басқа бөлшектердің араласуы, мысалы, ауада иістің таралуы.

**Diffusion** — when particles move from areas of high concentration to areas of low concentration. For example, if you open a bottle of ammonia on one end of the room, the concentration of ammonia molecules in the air is very high on that side of the room. As a result, they tend to migrate across the room, which explains why you can smell it after a little while.

**Донор** — частица, имеющая свободные пары электронов, например, атом азота в молекуле аммиака  $\text{NH}_3$ .

**Донор** — бос электрон жұбы бар бөлшек, мысалы аммиак  $\text{NH}_3$  молекуласындағы азот атомы.

**Donor** — a donor atom is the one that shares or donates its electrons to a Lewis acid to form a coordination complex.

**Жесткая вода** — вода, содержащая ионы кальция и магния.

**Кермек су** — құрамында кальций мен магний иондары бар су.

**Hard water** — hard water is water which will not readily form lather with soap due to the presence of dissolved calcium or magnesium salts in the water.

**Жидкость** — такое состояние, при котором вещество сохраняет свой объем, но не имеет собственной формы.

**Сұйықтық** — заттың өзінің көлемін сақтайтын күйі, бірақ пішіні болмайды.

**Liquid** — a state of matter that has a high density and is incompressible compared to a gas.

**Изотопы** — атомы одного и того же элемента, различающиеся количеством нейтронов в ядре атома.

**Изотоптар** — атом ядросындағы нейтрон сандары әртүрлі бір элементтің атомдары.

**Isotope** — when an element has more than one possibility for the number of neutrons, these are called isotopes.

**Ингибитор** — катализатор, замедляющий скорость химической реакции, но сам не расходующийся при этом.

**Ингибитор** — химиялық реакцияның жылдамдығын баяулататын, бірақ реакция барысында жұмсалмайтын зат тежегіштер деп аталады.

**Inhibitor** — a substance that slows down a chemical reaction.

**Ион** — электрически заряженный атом или группа атомов.

**Ион** — электрлік заряды бар атом немесе атомдар тобы.

**Ion** — an atom or a molecule carrying an electric charge is called an ion. It is formed as a result of losing or gaining of electrons.

**Ионная связь** — химическая связь, образованная за счет электростатического притяжения противоположно заряженных ионов в ионном соединении.

**Иондық байланыс** — қарама-қарсы зарядталған иондардың электростатикалық тартылуы есебінен пайда болған химиялық байланыс.

**Ionic Bond** — a kind of chemical bond formed as a result of attraction between oppositely charged particles or ions.

**Ионные соединения** — соединения, образованные ионами.

**Иондық қосылыс** — иондардан түзілген қосылыс.

**Ionic compound** — a compound that results when a metal reacts with a nonmetal to form a cation and an anion.

**Изомеры** — соединения, имеющие одинаковый состав, но разное строение и свойства.

**Изомерлер** — құрамы бірдей, бірақ құрылысы мен қасиеттері әртүрлі қосылыстар.

**Isomers** — molecules whose molecular formulas are same but the structural formulas are different are known as isomers.

**Изобары** — разновидности разных химических элементов, имеющие одинаковые атомные массы, например,  $^{40}_{18}\text{Ar}$ ,  $^{40}_{20}\text{Ca}$ .

**Изобарлар** — атомдық массалары бірдей әртүрлі химиялық элемент атомдары, мысалы,  $^{40}_{18}\text{Ar}$ ,  $^{40}_{20}\text{Ca}$ .

**Isobars** — are atoms of different Chemical elements that have the same number of nucleons.

**Изотопы** — разные химические элементы, имеющие равное число нейтронов, например,  $^{23}_{11}\text{Na}$ ,  $^{24}_{12}\text{Mg}$ .

**Изотоптар** — нейтрон сандары бірдей әртүрлі химиялық элемент атомдары, мысалы,  $^{23}_{11}\text{Na}$ ,  $^{24}_{12}\text{Mg}$ .

**Isotone** — any of two or more species of atoms or nuclei that have the same number of neutrons. Example —  $^{23}_{11}\text{Na}$ ,  $^{24}_{12}\text{Mg}$ .

**Испарение** — переход веществ из жидкого или твердого состояния в газообразное состояние.

**Булану** — заттардың қатты немесе сұйық күйден бұға айналуы.

**Evaporation** — the change in state that occurs when a liquid evaporates to form a gas.

**Катализатор** — вещество, ускоряющее скорость реакции, но само при этом не расходующееся.



**Катализатор (өршіткі)** — химиялық реакцияның жылдамдығын арттыратын, бірақ реакция барысында жұмсалмайтын зат.

**Catalyst** — a substance that speeds up a chemical reaction without being used up by the reaction.

**Катион** — положительно заряженный ион.

**Катион** — он зарядталған ион.

**Cation** — a positively charged particle.

**Катод** — электрод в электрохимической ячейке, на котором происходит процесс восстановления.

**Катод** — электрохимиялық ұяшықтағы тотықсыздану процесі жүретін электрод.

**Cathode** — the electrode in which reduction occurs. Reduction is when a compound gains electrons.

**Квантовые числа** — числа, описывающие состояние электрона в атоме.

**Квант сандары** — атомдағы электрон күйін сипаттайтын сандар.

**Quantum numbers** — indices that label quantized energy states. Quantum numbers are used to describe the state of a configuration .

**Кислота** — электролит, диссоциирующий на катионы водорода  $H^+$  и на анионы кислотного остатка.

**Қышқыл** — сутек иондары  $H^+$  мен қышқыл қалдығының аниондарына диссоциацияланатын электролит.

**Acid** — this is anything that gives off  $H^+$  ions in water. Acids have a pH less than 7 and are good at dissolving metals. They turn litmus paper red and phenolphthalein colorless.

**Ковалентная связь** — химическая связь между атомами, возникающая путем обобществления электронных пар.

**Коваленттік байланыс** — атомдардың ортақ электрон жұбы арқылы түзілетін химиялық байланыс.

**Covalent Bond** — a type of chemical bond in which sharing of electrons takes place between the reacting atoms.

**Концентрация раствора** — количество растворенного вещества в определенном количестве раствора или растворителя.

**Концентрация** — ерітіндінің немесе еріткіштің белгілі мөлшерінде еріген заттың мөлшері.

**Concentration** — a measurement of the amount of stuff (solute) dissolved in a liquid (solvent).

**Коррозия** — разрушение металлов и сплавов под действием окружающей среды

**Коррозия** — қоршаған ортаның әсерінен металдар мен олардың құймаларының жемірілуі.

**Corrosion** — corrosion is a reaction that involves action of an oxidizing agent on a metal.

**Массовое число** — сумма чисел протонов и нейтронов в ядре атома данного изотопа.

**Массалық сан** — берілген изотоп атомының ядросындағы протон мен нейтрондар санының қосындысы.

**Mass number** — is sum of number of protons and number of neutrons.

**Молекула** — наименьшая частица вещества, сохраняющая его состав и свойства. Частица из двух и более атомов, связанных ковалентными связями.

**Молекула** — заттың қасиетін сақтайтын ең кіші бөлшегі. Коваленттік байланыспен байланысқан екі немесе одан да көп атомдардан тұратын бөлшек.

**Molecule** — a small, neutrally charged particle formed as a result of chemical bonding between two or more atoms.



**Моль** — количество вещества, содержащее  $6,02 \cdot 10^{23}$  (число Авогадро) его структурных частиц (атомов, ионов, молекул, электронов).

**Моль** — құрамында  $6,02 \cdot 10^{23}$  (Авогадро саны) құрылымдық бөлшек (атом, ион, молекула, электрон) болатын заттың бөлігі.

**Mole [mol]** — that amount of a substance which contains the Avogadro Constant number of particles.

**Молярная концентрация**  $C$  — это отношение количества растворенного вещества  $V$  (в молях) к объему раствора  $V$  (в литрах).

**Молярлық концентрация** — мольдің көлемге (литр) қатынасымен өрнектелетін ерітіндінің концентрациясы.

**Molarity** — a unit of concentration equal to moles of solute divided by liters of solution.

**Молярная масса** — масса в граммах одного моля вещества.

**Мольдік масса** — бір моль заттың граммен алынған массасы.

**Molar mass** — the mass of one mole of particles.

**Молярный объем** — объем, занимаемый одним молем газа. При нормальных условиях этот объем равен 22,4 л.

**Молярлық (мольдік) көлем** — бір моль газдың калыпты жағдайдағы алатын көлемі, ол 22,4 л.

**Molar volume** — the volume of one mole of a substance at STP. If you believe that everything is an ideal gas, this is always 22.4 liters. Unfortunately, there's no such thing as an ideal gas.

**Нейтрон** — нейтральная частица, входящая в состав ядра атома.

**Нейтрон** — атом ядросының құрамына кіретін бейтарап бөлшек.

**Neutron** — a sub atomic particle with no electrical charge, present in the nucleus of an atom.

**Незлек тролит** — раствор и расплав веществ, не проводящих электрический ток.

**Бейэлектролит** — ерітіндісі мен балқымасы электр тогын өткізбейтін заттар.

**Nonelectrolyte** — a substance that, when dissolved in water, gives a nonconducting solution.

**Нейтрализация** — реакция между кислотой и основанием с образованием соли и воды.

**Бейтараптау** — қышқыл мен негіз арасындағы тұз және су түзіле жүретін реакция.

**Neutralization** — the reaction of an acid with a base to form water and a salt.

**Нуклоны** — частицы атомного ядра любого химического элемента, протоны и нейтроны.

**Нуклондар** — кез келген химиялық элемент атомының ядросына кіретін — протондар мен нейтрондар.

**Nucleons** — those particles that constitute the nucleus of an atom. In other words, protons and neutrons are collectively known as nucleons.

**Нуклиды** — разновидности химических элементов, имеющие определенный порядковый номер и атомную массу.

**Нуклидтер** — химиялық элементтің белгілі атомдық нөмірі мен атомдық массасы бар атомдарының түрі.

**Nuclide** — the general term applied to each unique atom, represented by  ${}^Z_X$ , where X is the symbol for a particular element.

**Окисление** — процесс отдачи электронов атомами, ионами и молекулами.

**Тотығу** — атом, ион және молекуланың электронын беру процесі.

**Oxidation** — when a substance loses electrons.



**Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)** — реакции, при которых происходит перенос электронов от одного атома к другому.

**Тотығу-тотықсыздану реакциялары (ТТР)** — электрондардың бір атомнан екінші атомға ауысуы нәтижесінде жүретін реакция.

**Oxidation-reduction (redox) reaction** — a reaction in which one or more electrons are transferred.

**Окислители** — атомы, молекулы и ионы, принимающие электроны.

**Тотықтырғыш** — электронды қабылдайтын элемент.

**Oxidizer** — a chemical substance that undergoes reduction in order to oxidize another reactant, during a chemical reaction is known as oxidizing agent.

**Оксид** — бинарное соединение, содержащее кислород.

**Оксид** — құрамында оттегі бар бинарлы қосылыс.

**Oxide** — a binary compound that contains oxygen in the -2 oxidation state.

**Основание** — электролит, диссоциирующий на катионы металла и на гидроксид-анионы.

**Негіз** — металл катионы мен гидроксид анионға диссоцияшаланатын электролит.

**Base** — a compound that gives off OH<sup>-</sup> ions in water. They are slippery and bitter and have a pH greater than 7.

**Парниковый эффект** — нагрев внутренних слоев атмосферы из-за частичного экранирования теплового излучения земли углекислым газом и другими газами атмосферы.

**Жылыжайлық эффект** — көмірқышқыл газы мен басқа да газдардың жер бетінен бөлінген жылулық сәулелерді жартылай бүркемелеуі салдарынан атмосфераның ішкі қабақтарының қызуы.

**Greenhouse effect** — a warming effect exerted by the earth's atmosphere (particularly CO<sub>2</sub> and H<sub>2</sub>O) due to thermal energy retained by absorption of infrared radiation.

**Период** — горизонтальный ряд химических элементов, расположенных в порядке возрастания атомных масс.

**Период** — периодтық кестедегі элементтердің атомдық массасының өсу ретімен орналасқан элементтердің көлденең қатары.

**Period** — a row (left to right) in the periodic table.

**Позитрон** — частица, равная по массе электрону, но с противоположным зарядом.

**Позитрон** — массасы электронның массасына тең, бірақ заряды қарама-қарсы бөлшек.

**Positron** — a positron is the tiny particle produced and released during radioactive decay. It carries a single positive charge and its mass is equal to that of an electron.

**Протон** — положительно заряженная частица, входящая в состав атомного ядра.

**Протон** — атом ядросының құрамына кіретін оң зарядты бөлшек.

**Photon** — a primary particle that forms the basic unit of various forms of electromagnetic radiations, including light. It shows dual properties of both a wave as well as a particle.

**Радиоактивный распад** — излучение альфа-, бета- и гамма-лучей радиоактивными изотопами.

**Радиоактивті ыдырау** — радиоактивті изотоптардың альфа-, бета- және гамма-сәулелер шығарып ыдырауы.

**Radioactivity** — the phenomenon of the disintegration of the nuclei of unstable atoms, that results in loss of energy in the form of different types of radiations like alpha and beta particles, gamma rays etc. is known as radioactivity.

**Равновесие (химическое)** — состояние в обратимом процессе, когда скорость прямой и обратной реакций равны.

**Химиялық тепе-теңдік** — қайтымды процестегі тура және кері реакциялардың жылдамдығының өзара теңескен күйі.



**Equilibrium** — when the forward rate of a chemical reaction is the same as the reverse rate. This only takes place in reversible reactions because these are the only type of reaction in which the forward and backward reactions can both take place.

**Радикал** — частица, имеющая неспаренный электрон.

**Радикал** — жұптаспаған электроны бар бөлшек.

**Radical** — a radical is an atom, molecule, or ion that has an unpaired valence electron.

**Ряд активностей** — последовательность металлов, расположенных в соответствии с их относительной химической активностью.

**Белсенділік қатары** — металдардың салыстырмалы химиялық белсенділігі бойынша орналасқан қатар.

**Reactivity Series of Metals** — reactivity Series in chemistry is an experimental, structural and logical progression of series of metals in order of reactivity from highest to lowest.

**Структурная (графическая) формула** — формула вещества, показывающая последовательность соединения атомов в молекуле.

**Құрылымдық формула** — молекуладағы атомдардың байланысу тәртібін көрсететін заттың формуласы.

**Structural Formula** — when the structure of the molecule of a compound is represented in the graphical form, it is called a structural formula.

**Соль** — сложное вещество, состоящее из атомов металлов (и иона аммония) и кислотного остатка.

**Тұз** — металл атомдары (аммоний ионы) мен қышқыл қалдығынан тұратын күрделі зат.  
**Salt** — salt is a chemical compound obtained by the neutralization of acidic and basic substances. An ionic compound.

**Тепловой эффект** — количество выделяемой или поглощаемой энергии при протекании химической реакции.

**Жылу эффектісі** — химиялық реакция нәтижесінде бөлінетін немесе сіңірілетін жылу мөлшері.

**Heat of reaction** — the heat change which occurs when a reaction takes place according to a given chemical equation.

**Теплота сгорания** — теплота, выделяемая при сгорании одного моля вещества.

**Жану жылуы** — заттың бір моли жанғанда бөлінетін жылу.

**Heat of combustion** — the heat of combustion is the energy liberated when a substance undergoes complete combustion, at constant pressure usually in an environment with excess oxygen.

**Теплота образования** — это количество теплоты, необходимое для образования соединения из простых веществ при постоянном давлении и обозначаемое  $\Delta H_f$ .

**Түзілу жылуы** — жаңи заттардан бір моль күрделі зат түзілгенде бөлінетін немесе сіңірілетін жылу мөлшері.

**Heat of formation** — released or absorbed (enthalpy change) during the formation of a pure substance from its elements at constant pressure and usually denoted by  $\Delta H_f$

**Химия** — наука о веществах и их превращениях.

**Химия** — заттар мен олардың өзгерісі туралы ғылым.

**Chemistry** is the scientific discipline involved with compounds composed of atoms, i.e. elements, and molecules, i.e. combinations of atoms — their composition, structure, properties, behavior and the changes they undergo during a reaction with other compounds.

**Химические явления** — явления, в которых происходит превращение одних веществ в другие.

**Химиялық құбылыстар** — нәтижесінде бастапқы заттардан жаңа заттар түзілетін құбылыс.





**Chemical properties** — the process by which atoms of one or more chemical substances interact with each other, to produce new products with different composition and properties.

**Химическая связь** — взаимодействие двух атомов, осуществляемое путем обмена электронами.

**Химиялық байланыс** — екі атомның электрондарын алмастыруы арқылы байланысуы.

**Chemical Bond** — a force of attraction that binds two or more atoms together, in order to form a compound is known as a chemical bond.

**Ультрафиолетовое излучение** — электромагнитное излучение с энергией большей, чем видимый свет. Может повреждать ткани тела, вызывает загар.

**Ультрақұлгін сәуле шығару** — көрінетін жарықтан энергиясы жоғары электромагниттік сәулелену. Дененің тканьдерін зақымдауы мүмкін, күнге күйю.

**Ultraviolet solar radiation** — (UV) is electromagnetic radiation with a wavelength, shorter than that of visible light but longer than X-rays.

**Физические явления** — такие явления, в которых не происходит превращение одних веществ в другие.

**Физикалық құбылыстар** — бір заттар басқа заттарға айнамайтын құбылыс.

**Physical Property** — that aspect of any substance which can be evaluated without bringing any change to its chemical structure is known as physical property.

**Электроны** — отрицательно заряженные частицы, расположенные в атоме.

**Электрондар** — атомдағы теріс зарядталған бөлшектер.

**Electron** — electron is a negatively charged subatomic particle that revolves around the nucleus of an atom.

**Электролиты** — расплавы и растворы веществ, проводящие электрический ток.

**Электролиттер** — Балқымалары мен ерітінділері электр тогын өткізетін заттар.

**Electrolyte** — an electrolyte is a chemical substance that splits up into ions in aqueous state or molten state and acts as a medium to conduct electricity.

**Электроотрицательность атома** — способность атома притягивать к себе валентные электроны других атомов в химических соединениях.

**Электртерістілік** — химиялық қосылыстағы бір химиялық элемент атомының екінші элемент атомының валенттілік электрондарын өзіне тарту қабілеті.

**Electronegativity** — in a covalent bond between two dissimilar atoms, electronegativity can be defined as the capacity of the atom of an element to draw the valence electrons towards itself.



# ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1

Периодическая система химических элементов

<table border="0"> <tr> <td>Символ</td> <td><b>At</b></td> <td>Номер</td> <td><b>85</b></td> </tr> <tr> <td>Окислительная степень</td> <td>[210]</td> <td>Устойчивая окислительная</td> <td>-1</td> </tr> <tr> <td>Атомный вес</td> <td></td> <td>Радиоактивен</td> <td>●</td> </tr> <tr> <td>Название</td> <td><b>Астат</b></td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>Символ</td> <td><b>At</b></td> <td>Номер</td> <td><b>85</b></td> </tr> </table>																		Символ	<b>At</b>	Номер	<b>85</b>	Окислительная степень	[210]	Устойчивая окислительная	-1	Атомный вес		Радиоактивен	●	Название	<b>Астат</b>			Символ	<b>At</b>	Номер	<b>85</b>																																		
Символ	<b>At</b>	Номер	<b>85</b>																																																																				
Окислительная степень	[210]	Устойчивая окислительная	-1																																																																				
Атомный вес		Радиоактивен	●																																																																				
Название	<b>Астат</b>																																																																						
Символ	<b>At</b>	Номер	<b>85</b>																																																																				
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																																																						
1	H 1,00794 Водород Hydrogenium	2	He 4,002602 Гелий Helium																																																																				
2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																																																							
2	Li 6,941 Литий Lithium	3	Be 9,01224 Бериллий Beryllium	B 10,811 Бор Boron	C 12,011 Углерод Carbon	N 14,00644 Азот Nitrogen	O 15,999 Кислород Oxygen	F 18,9984032 Фтор Fluorine	Ne 20,1797 Неон Neon	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																																																				
3	Na 22,98976928 Натрий Natrium	4	Mg 24,304 Магний Magnesium	Al 26,9815386 Алюминий Aluminium	Si 28,0855 Кремний Silicon	P 30,973762 Фосфор Phosphorus	S 32,065 Сера Sulfur	Cl 35,453 Хлор Chlorine	Ar 39,948 Аргон Argon	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71							
4	K 39,0983 Калий Kalium	Ca 40,078 Кальций Calcium	Sc 44,955912 Скандий Scandium	Ti 47,88 Титан Titanium	V 50,9415 Ванадий Vanadium	Cr 51,9961 Хром Chromium	Mn 54,938 Марганец Manganese	Fe 55,845 Железо Ferrum	Co 58,9332 Кобальт Cobalt	Ni 58,6934 Никель Nickle	Cu 63,546 Медь Cuprum	Zn 65,38 Цинк Zinc	Ga 69,723 Галлий Gallium	Ge 72,63 Германий Germanium	As 74,9216 Мышьяк Arsenic	Se 78,96 Селен Selenium	Br 79,904 Бром Bromine	Kr 83,798 Криптон Krypton	Rb 85,468 Рубидий Rubidium	Sr 87,62 Стронций Strontium	Y 88,9062 Иттрий Yttrium	Zr 91,224 Цирконий Zirconium	Nb 92,90638 Нобелий Niobium	Mo 95,94 Молибден Molybdenum	Tc 97,907 Технеций Technetium	Ru 101,07 Родий Rodium	Rh 102,9055 Рений Rhenium	Pd 106,3676 Палладий Palladium	Ag 107,8682 Серебро Argentum	Cd 112,411 Кадмий Cadmium	In 114,818 Индий Indium	Sn 118,710 Олово Stannum	Sb 121,757 Сурьма Antimony	Te 127,603 Теллур Tellurium	I 126,90545 Йод Iodine	Xe 131,29 Ксенон Xenon	Cs 132,90545196 Цезий Caesium	Ba 137,327 Барий Baryum	La 138,90547 Лантан Lanthanum	Hf 178,48 Гафний Hafnium	Ta 180,94788 Тантал Tantalum	W 183,84 Вольфрам Wolframium	Re 186,207 Рений Rhenium	Os 190,23 Осмиум Osmium	Ir 192,222 Иридий Iridium	Pt 195,084 Платина Platina	Au 196,966569 Золото Aurum	Hg 200,59 Ртуть Hydrargyrum	Tl 204,3833 Таллий Thallium	Pb 207,2 Свинец Plumbum	Bi 208,9804 Висмут Bismutum	Po 209 Полоний Polonium	At 210 Астат Astatine	Rn 222 Радон Radon	Fr 223,021 Франций Francium	Ra 226,0254 Радий Radium	Ac 227,03372 Актиний Actinium	Th 232,037724 Торий Thorium	Pa 231,036888 Протактиний Protactinium	U 238,02891 Уран Uranium	Np 237,048173 Нептуний Neptunium	Pu 244,06422 Плутоний Plutonium	Am 243,061381 Америций Americium	Cm 247,07125 Кюрий Curium	Bk 247,07125 Берклий Berkeleyum	Cf 251,083208 Калифорний Californium	Es 252,083208 Эйнштейний Einsteinium	Fm 257,1037 Фермий Fermium	Md 288,1037 Мейтнерий Meitnerium	No 289,1037 Нобелий Nobelium	Lr 260,1037 Лоренций Lawrencium

Ce 140,12 Цезий Cesium	Pr 140,90765 Прометий Promethium	Nd 144,242 Неодимий Neodymium	Pm 144,91274 Прометий Promethium	Sm 150,36 Самарий Samarium	Eu 151,964 Европий Europium	Gd 157,25 Гадолиний Gadolinium	Tb 158,92534 Тербий Terbium	Dy 162,5 Диurioпий Dysprosium	Ho 164,93032 Гольмий Holmium	Er 167,26 Ербий Erbium	Fm 257,1037 Фермий Fermium	Md 288,1037 Мейтнерий Meitnerium	No 289,1037 Нобелий Nobelium	Lr 260,1037 Лоренций Lawrencium
---------------------------------	-------------------------------------------	----------------------------------------	-------------------------------------------	-------------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------------	--------------------------------------	----------------------------------------	---------------------------------------	---------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------------	---------------------------------------	------------------------------------------

Таблица 2

**Закономерности изменения свойств атомов химических элементов  
главных подгрупп в Периодической системе Д. И. Менделеева**

Характеристика атома химического элемента	С увеличением порядкового номера элемента	
	в периоде	в главной подгруппе
Заряд ядра атома	Увеличивается	Увеличивается
Число энергетических уровней	Не изменяется	Увеличивается
Радиус атома	Уменьшается	Увеличивается
Число электронов на внешнем уровне	Увеличивается	Не изменяется
Электроотрицательность	Увеличивается	Уменьшается
Металлические свойства (способность атомов отдавать электроны)	Ослабевают	Усиливаются
Неметаллические свойства (способность атомов принимать электроны)	Усиливаются	Ослабевают
Высшая положительная степень окисления	Увеличивается от +1 до +7 (+8)	Постоянная и равна номеру группы
Низшая степень окисления	Увеличивается от -4 до -1	Не изменяется

Таблица 3

**Классификация оснований**

Признак классификации	Группы оснований	Примеры
Кислотность	Однокислотные $\text{MOH}$	$\text{KOH}$ , $\text{LiOH}$ , $\text{NaOH}$ , $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
	Двухкислотные $\text{M(OH)}_2$	$\text{Ca(OH)}_2$ , $\text{Ba(OH)}_2$ , $\text{Fe(OH)}_2$
Степень электролитической диссоциации	Сильные ( $\alpha \rightarrow 1$ )	$\text{LiOH}$ , $\text{Ca(OH)}_2$
	Слабые ( $\alpha \rightarrow 0$ )	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
Растворимость	Растворимые	$\text{NaOH}$ , $\text{Ba(OH)}_2$
	Нерастворимые	$\text{Cu(OH)}_2$ , $\text{Fe(OH)}_2$

## Классификация кислот

Признак классификации	Группы кислот	Примеры
Наличие кислорода	Кислородсодержащие	$H_2SO_4$ , $HNO_3$ , $H_3PO_4$ , $CH_3COOH$
	Бескислородные	$H_2S$ , $HCl$ , $HF$
Основность	Одноосновные	$HCl$ , $HNO_3$ , $CH_3COOH$
	Двухосновные	$H_2S$ , $H_2SO_4$
	Трехосновные	$H_3PO_4$
Растворимость	Растворимые	$H_2SO_4$ , $HCl$ , $H_3PO_4$ , $CH_3COOH$
	Нерастворимые	$H_2SiO_3$
Степень электролитической диссоциации	Сильные ( $\alpha \rightarrow 1$ )	$H_2SO_4$ , $HCl$ , $HNO_3$
	Слабые ( $\alpha \rightarrow 0$ )	$H_2CO_3$ , $H_2S$ , $CH_3COOH$
Стабильность	Стабильные	$H_2SO_4$ , $HCl$
	Нестабильные	$HNO_3$ , $H_2CO_3$ , $H_2SiO_3$
Летучесть	Летучие	$HCl$ , $H_2S$ , $CH_3COOH$
	Нелетучие	$H_2SO_4$ , $H_2SiO_3$



## СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. *Врублевский А.И.* Химия. Базовый школьный курс. Минск, 2009. 566 с.
2. *Рубинов П.Д.* Химия. Полный курс 8—11 классы. Питер, 2010. 336 с.
3. *Грибанова О.В.* Общая и неорганическая химия. Ростов н/Д.: Феникс, 2013. 249 с.
4. *Хомченко Г.П.* Пособие по химии. М.: Новая волна, 2009. 479 с.
5. *Кузьменко Н.Е., Еремин В.В., Потков В.А.* Учебное пособие по химии. Школьный курс. М.: Оникс 21 век, 2014. 429 с.
6. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии под ред. Таланова В.М. и Житного Г.М. Ростов н/Д.: Феникс, 2008. 411 с.
7. *Литвинова Т.Н., Мельникова Е.Д., Соловьева М.В.* и др. Химия в задачах. 2500 задач с решениями. М.: Оникс, Мир и образование, 2009. 832 с.
8. *Еремин В.В., Кузьменко Н.Е.* Сборник задач и упражнений по химии. Школьный курс. М.: Экзамен, 2008. 527 с.
9. *Кузьменко Н.Е., Еремин В.В.* Сборник задач и упражнений по химии для школьников и абитуриентов. М.: Экзамен, Оникс 21 век, 2011. 547 с.
10. Тесты. Химия 8—9 классы. М.: Дрофа, 2002. 121 с.
11. Контрольные и проверочные работы по химии 8—9 классы. М.: Дрофа, 2012. 141 с.
12. Химия в схемах, терминах, таблицах. Ростов н/Д.: Феникс, 2013. 95 с.
13. 100 дней до ЕГЭ. Химия. М.: Эксмо, 2012. 240 с.
14. Готовимся к экзаменам ГИА. М.: Дрофа, 2011. 207 с.
15. *Киреев В.А.* Курс физической химии. М.: Химия, 1975. 775 с.
16. *Грандберг И.И.* Органическая химия. М.: Высшая школа, 1977. 217 с.
17. *Левкин А.Н., Кузнецова Н.Е.* Задачник по химии 11 класс. М.: Вентана-граф, 2009. 237 с.

## СОДЕРЖАНИЕ

IX. ВАЖНЕЙШИЕ *d*-ЭЛЕМЕНТЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

§ 36. Положение <i>d</i> -элементов в периодической системе, особенности строения атомов .....	5
§ 37. Мель .....	8
§ 38. Цинк .....	13
§ 39. Хром .....	17
§ 40. Важнейшие соединения хрома .....	20
§ 41. Железо .....	22
§ 42. Важнейшие соединения железа .....	26
§ 43. Коррозия металлов и меры по ее предупреждению .....	29
Лабораторная работа № 9 .....	32
Лабораторная работа № 10 .....	—
Практическая работа № 1 .....	33

X. ВАЖНЕЙШИЕ *p*-ЭЛЕМЕНТЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Положение в периодической системе <i>p</i> -элементов, особенность строения их атомов .....	35
§ 44. Алюминий .....	36
§ 45. Важнейшие соединения алюминия .....	40
§ 46. Углерод .....	43
§ 47. Химические свойства углерода .....	48
§ 48. Оксиды углерода (II) и (IV) .....	51
§ 49. Угльная кислота и ее соли .....	56
§ 50. Кремний .....	61
§ 51. Оксид кремния. Кремниевая кислота и ее соли .....	64
§ 52. Азот .....	68
§ 53. Аммиак .....	70
§ 54. Соли аммония .....	74
§ 55. Ортофосфорная кислота и фосфаты .....	76
§ 56. Минеральные удобрения .....	80
§ 57. Круговорот азота в природе. Экологические воздействия оксидов азота, нитратов и фосфатов на окружающую среду .....	83
§ 58. Сера .....	87
§ 59. Кислородсодержащие соединения серы .....	91
§ 60. Серная кислота .....	95
§ 61. Галогены .....	98
§ 62. Хлороводород и соляная кислота .....	102
Практическая работа № 2 .....	107
Практическая работа № 3 .....	108

## XI. ПРОИЗВОДСТВО НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ И СПЛАВОВ

§ 63. Нахождение металлов в природе и общие способы их получения .....	110
§ 64. Сплавы .....	114
§ 65. Производство чугуна .....	117
§ 66. Производство стали .....	125
§ 67. Силикатная промышленность .....	130

§ 68. Производство стекла .....	135
§ 69. Производство цемента .....	139
§ 70. Производство серной кислоты контактным способом .....	143
§ 71. Производство аммиака .....	150
§ 72. Производство азотной кислоты .....	156
Глоссарий .....	161
Список использованной литературы .....	173





*Учебное издание*

**Оспанова Мейрамкуль Кабылбековна  
Аухадиева Кырмызы Сейсенбековна  
Белоусова Татьяна Геннадьевна**

**ХИМИЯ**

**Часть 2**

Учебник для 10 классов общественно-гуманитарного  
направления общеобразовательных школ

Редактор *Л. Байтенова*  
Худож. редактор *А. Акыл*  
Технический редактор *И. Тарануец*  
Корректор *З. Рахимбаева*  
Компьютерная верстка *А. Кокумовой*

Государственная лицензия № 0000001 выдана издательству  
Министерством образования и науки Республики Казахстан  
7 июля 2003 года

ИБ №5985

Подписано в печать 26.06.19. Формат 70x100 <sup>1</sup>/<sub>16</sub>. Бумага офсетная.  
Гарнитура "SchoolBook Kza". Печать офсетная. Усл. -печ. л 14.19+0.32 форзац.  
Усл. кр.-отт. 58,70. Уч.-изд. л. 11,5+0,54 форзац. Тираж 25 000 экз. Заказ №

**Издательство "Мектеп", 050009, г. Алматы, пр. Абая, 143**  
**Факс.: 8(727) 394-37-58, 394-42-30.**  
**Тел.: 8(727) 394-41-76, 394-42-34.**  
**E-mail: mektep@mail.ru**  
**Web-site: www.mektep.kz**



