

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ  
СРЕДНЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«УЛЬЯНОВСКИЙ ФАРМАЦЕВТИЧЕСКИЙ КОЛЛЕДЖ  
ФЕДЕРАЛЬНОГО АГЕНТСТВА ПО ЗДРАВООХРАНЕНИЮ И СОЦИАЛЬНОМУ  
РАЗВИТИЮ»**

**Александрова Л. А.**

**НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ  
(ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ)**

г. Ульяновск  
2006 год.

ББК

Автор: Александрова Л. А., преподаватель высшей категории

Рецензенты: Ахметов М. А.

кандидат химических наук, доцент, зав.  
кафедрой естествознания Ульяновского ИПК ПРО  
Наумова Т. И.  
преподаватель высшей категории УФК

В соответствии с Государственным образовательным стандартом и программой дисциплины «Химия» рассмотрены основные вопросы раздела «Химия элементов». Пособие предназначено для студентов I, II курса инвалидов по слуху. Пособие может быть использовано студентами I, II курса отделения «Фармация», I курса отделения «Сестринское дело», а также абитуриентами, готовящимися к поступлению в ВУЗ, в средние специальные заведения, школьниками и учителями химии.

Пособие исправлено, дополнено.

Рекомендовано редакционно-издательским советом в качестве учебного пособия для студентов и преподавателей.

## ПРЕДИСЛОВИЕ.

Настоящее учебное пособие предназначено для самостоятельной работы глухих и слабослышащих студентов I и II курса отделения “Лабораторная диагностика” инвалидов по слуху, но использовать его в своей работе при изучении раздела неорганической химии «Химия элементов» могут студенты I и II курса отделения “Фармация” и студенты I курса отделения “Сестринское дело”.

Все темы в пособии написаны по одному алгоритму (плану):

1. Характеристика группы и подгруппы, в которой находится данный элемент.
2. Характеристика элемента, исходя из его положения в периодической системе, с точки зрения теории строения атома.
3. Физические свойства.
4. Распространение в природе.
5. Способы получения.
6. Химические свойства.
7. Важнейшие соединения.
8. Применение в медицине и народном хозяйстве.

Общий план изложения материала поможет студенту привести все полученные знания по химии в единую систему и будет способствовать лучшему усвоению материала.

Пособие является одновременно руководством и справочником по химии. По каждой теме дается необходимый теоретический материал. В пособии много таблиц и схем, тестовых заданий, примеров решения некоторых типовых задач, которые будут способствовать лучшему усвоению материала.

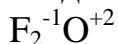
Пособие может быть использовано абитуриентами, готовящимися к поступлению в ВУЗ, в средние учебные заведения, старшими школьниками и учителями химии.

# ГАЛОГЕНЫ. ХЛОР И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ.

## I. Характеристика VII группы главной подгруппы.

Галогены находятся в VII группе главной подгруппе. К ним относятся: F, Br, Cl, J, At. Наибольшими неметаллическими свойствами обладает фтор, так как радиус его наименьший, он легче принимает электроны.

Фтор является самым электроотрицательным элементом в периодической системе, поэтому может проявлять только степени окисления: 0, -1. Положительных степеней окисления проявлять не может. Кислород только в соединении с фтором может проявлять степень окисления +2. Во всех других соединениях кислород проявляет степень окисления: 0, -2.



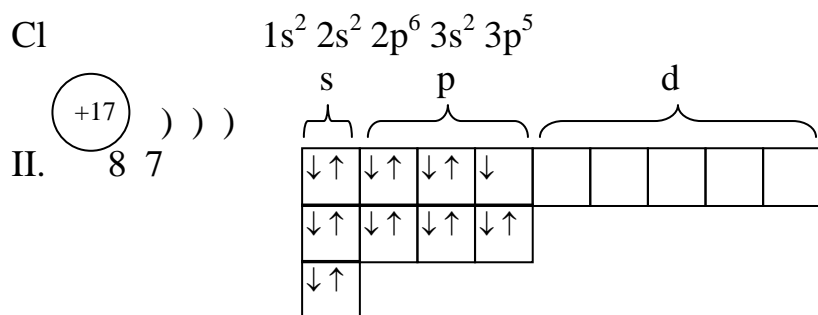
Среди кислот галогенов наибольшей активностью обладает астатоводородная кислота, наименьшей фтороводородная.



активность  
увеличивается  $\longrightarrow$

электроотрицательность  
убывает  $\longrightarrow$

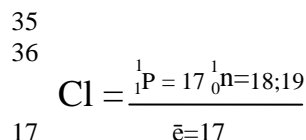
## II. Характеристика хлора, исходя из его положения в периодической системе.



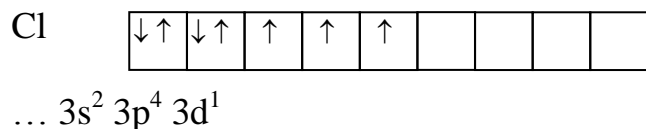
Степень окисления: -1;    0; +1; +3; +5;    +7  
                              в-ль            двойственная    ок-ль  
   природа

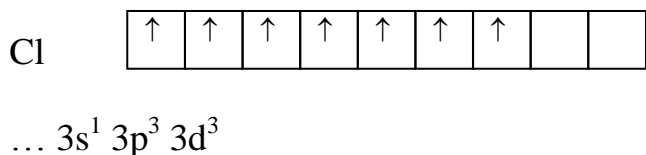
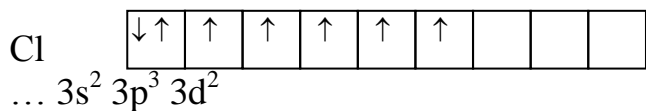
Высший оксид:  $\text{Cl}_2\text{O}_7$

Высший гидроксид:  $\text{HClO}_4$   
                              хлорная  
                              кислота



Возбужденные состояния атома хлора:





### III. Физические свойства:

Хлор – газ желто-зеленого цвета, сильный яд, негорючий, имеет удушающий запах, тяжелее воздуха в 2,5 раза.

### IV. Распространение в природе:

Хлор в природе встречается в виде следующих соединений:

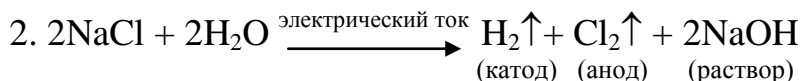
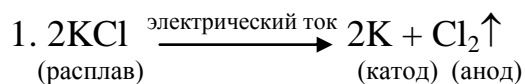
а) NaCl – каменная соль.

б) NaCl • KCl – сильвинит

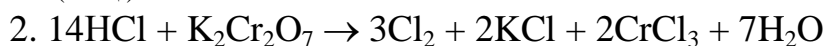
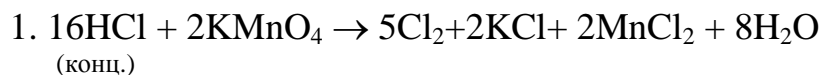
Хлор в свободном виде не встречается, так как является химически активным веществом.

### V. Получение:

а) в промышленности хлор получают электролизом расплавов или растворов хлоридов щелочных металлов:

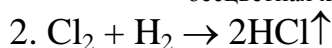
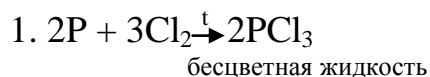


б) В лаборатории хлор можно получить при действии сильных окислителей на хлороводородную кислоту:



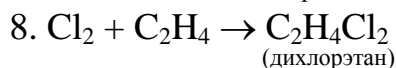
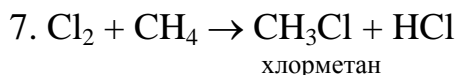
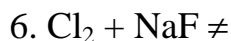
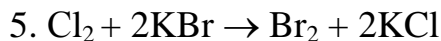
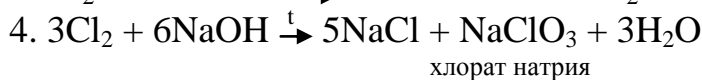
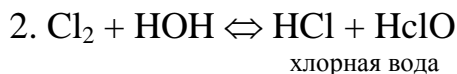
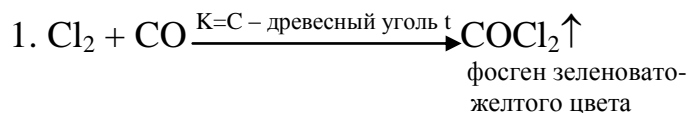
### VI. Химические свойства хлора:

Взаимодействие с простыми веществами:





Взаимодействие со сложными веществами:



## VII. Важнейшие соединения хлора:

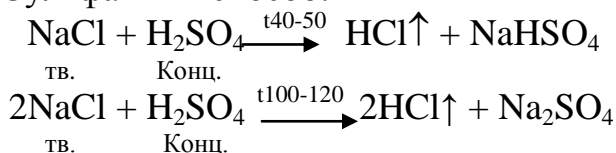
### а) ХЛОРОВОДОРОД И ХЛОРОВОДОРОДНАЯ КИСЛОТА

$\text{HCl} \uparrow$  - бесцветный газ, с резким запахом, раздражает слизистые, вызывает удушье, не горит, горение не поддерживает.

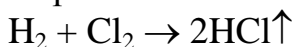
$\text{HCl}$  хлороводородная (соляная) кислота – сильный электролит, кислота одноосновная, образует только средние соли – хлориды.

### Получение:

1. Сульфатный способ:



2. В промышленности (синтетический способ):



Соляная кислота получается при растворении хлороводорода в воде.

Соляная кислота 35% - 38% концентраций – это дымящийся концентрированный раствор.

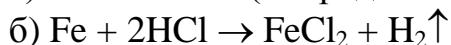
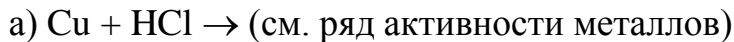
### Правило разбавления кислот:

«При получении разбавленной хлороводородной кислоты из концентрированной хлороводородной кислоты необходимо прибавлять кислоту к воде, а не наоборот».

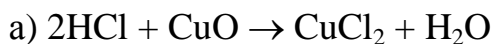
### Химические свойства хлороводородной кислоты:

Хлороводородная кислота взаимодействует:

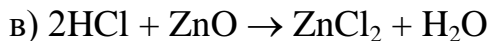
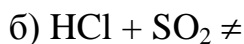
1. с металлами:



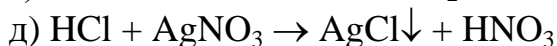
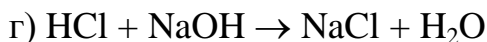
2. со сложными веществами:



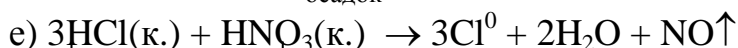
основной  
оксид



амфотерный  
оксид



белый  
осадок



царская водка  
атомарный  
хлор

### б) КИСЛОРОДНЫЕ КИСЛОТЫ ХЛОРА:

$\text{HCl}^+\text{O}$  – хлорноватистая кислота, соли гипохлориты

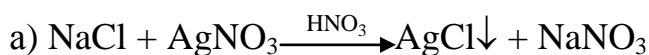
$\text{HCl}^{+3}\text{O}_2$  – хлористая кислота, соли хлориты

$\text{HCl}^{+5}\text{O}_3$  – хлорноватая кислота, соли хлораты

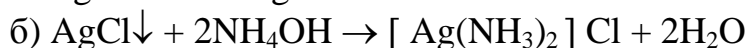
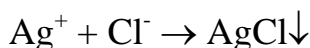
$\text{HCl}^{+7}\text{O}_4$  – хлорная кислота, соли перхлораты

### КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ.

1. На хлорид – ион: ( $\text{Cl}^-$ )



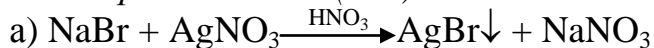
белый  
осадок



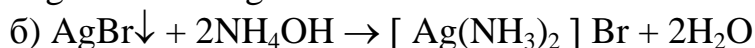
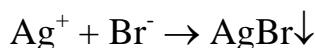
разбавленный  
раствор



2. На бромид – ион: ( $\text{Br}^-$ )

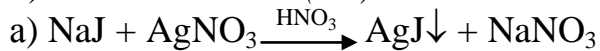


желтоватый  
осадок

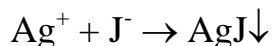


концентрир.  
раствор

3) На иодид – ион: ( $\text{I}^-$ )



желтый



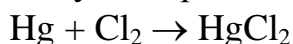
осадок



### VIII. Применение в медицине и народном хозяйстве.

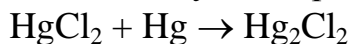
1.  $\text{J}_2$  (5% и 10% спиртовые растворы) используют как антисептическое средство.
2.  $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  – источник кальция в организме, кровоостанавливающее, противовоспалительное и антиаллергическое средство для внутривенного введения. Используют 5% и 10% растворы.
3.  $\text{NaJ}$ ,  $\text{KJ}$  – используют при расстройствах функционирования щитовидной железы, при недостатке йода в организме.
4.  $\text{NaCl}$  – 0,9% раствор называется физиологический раствор, применяется при больших потерях крови.  
3% и 5% растворы применяют наружно при воспалительных процессах. Применяется в виде ингаляций при лечении катаральных состояний слизистых оболочек, как противоядие при отравлении  $\text{AgNO}_3$
5.  $\text{HCl}$  – применяется при пониженной кислотности желудочного сока.
6.  $\text{KBr}$ ,  $\text{NaBr}$  – успокаивающие средства.
7.  $\text{HgCl}_2$  (сулема) применяется как наружное антисептическое средство в акушерской, гинекологической и венерологической практике.  
Очень ядовита, применение резко ограничено.

Получают реакцией:



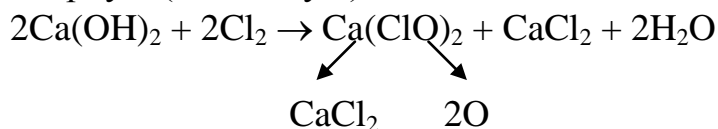
8.  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  (каломель) применяют наружно в виде мази для лечения заболевания роговицы глаз.

Можно получить при действии ртути на хлорид ртути (II)

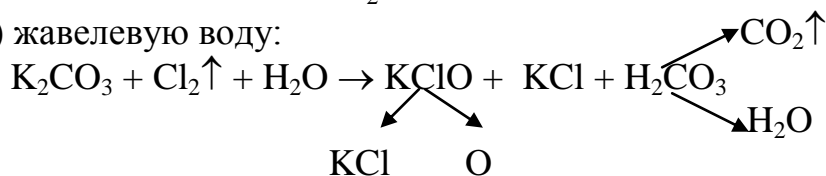


9. В качестве отбеливателей используют:

а) хлорную (белильную) известь:



б) жавелевую воду:



Отбеливающее действие основано на разрушении веществ под действием атомарного кислорода.



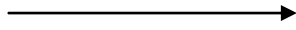
# СЕРА И ЕЕ СОЕДИНЕНИЯ.

## I. Характеристика подгруппы серы.

Халькогены находятся в VI группе главной подгруппы. К ним относятся: O, S, Se, Te, Po. Наибольшими неметаллическими свойствами обладает кислород, так как радиус его ядра наименьший, он легче принимает 2 электрона.

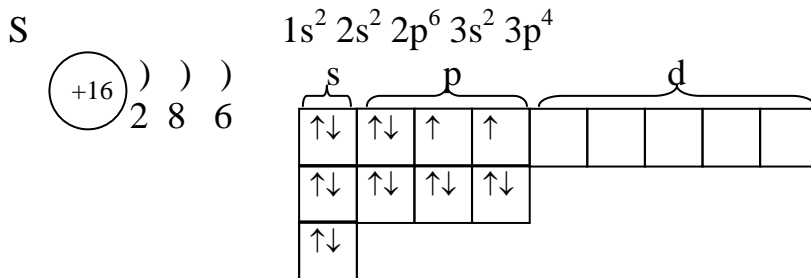
Кислород является более электроотрицательным элементом из этой подгруппы.

O, S, Se, Te, Po.



Электроотрицательность убывает

## II. Характеристика серы, исходя из ее положения в периодической системе.



Степень окисления: -2;  $\underbrace{0; +4; +6}_{\substack{\text{в-ль} \quad \text{двойственная} \quad \text{ок-ль} \\ \text{природа}}}$

Высший оксид:  $\text{SO}_3$ ;

Высший гидроксид:  $\text{H}_2\text{SO}_4$

$$S = \frac{Z - \bar{e}}{e} = \frac{16 - 16}{16} = 0$$

Восстановитель:  $\text{S}^{2-} - 2\bar{e} \rightarrow \text{S}^0$  окислитель:  $\text{S}^0 + 2\bar{e} \rightarrow \text{S}^{2-}$

Окислитель:  $\text{S}^{6+} + 6\bar{e} \rightarrow \text{S}^0$  восстановитель:  $\text{S}^0 - 6\bar{e} \rightarrow \text{S}^{6+}$

## III. Физические свойства.

Сера – твердое хрупкое вещество желтого цвета, в воде не растворима. Плохо проводит теплоту и электрический ток. При температуре  $444,6^\circ\text{C}$  кипит, образуя темно-бурые пары.

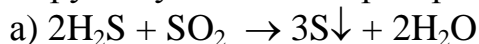
## IV. Распространение в природе:

Встречается в свободном состоянии в виде:

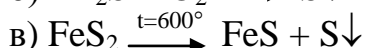
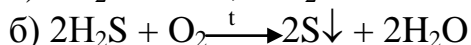
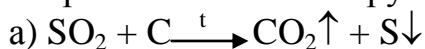
1. сульфидов металлов ( $\text{FeS}_2$  – железный колчедан или пирит,  $\text{ZnS}$  – цинковая обманка);
2. солей серной кислоты;
3. кристаллогидратов:  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  – гипс,  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  – глауберова соль и т.д.)

## V. Получение:

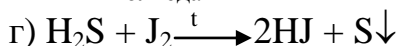
1. Серу получают в лаборатории следующими реакциями:



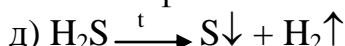
2. В промышленности серу получают:



железный  
колчедан

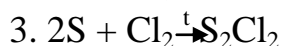
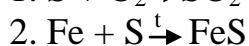
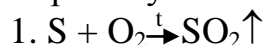


темно-фиолетовый раствор иода обесцвечивается.

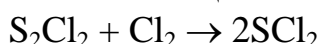


## VI. Химические свойства:

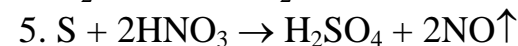
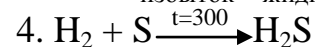
Сера вступает в следующие химические реакции:



бесцветная жидкость



избыток жидкость гранато-красного цвета



## VII. Важнейшие соединения.

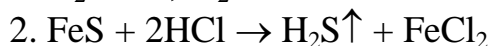
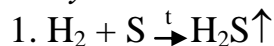
а) **СЕРОВОДОРОД.**



*Физические свойства.*

Бесцветный газ с запахом тухлых яиц. Тяжелее воздуха.

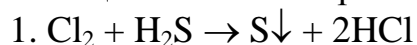
*Получение:*



*Химические свойства:*

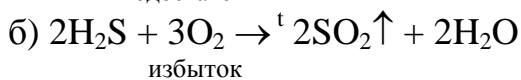
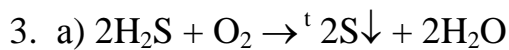
В редокс - реакциях ион  $\text{S}^{2-}$  является только восстановителем.

Обесцвечивание хлорной воды:



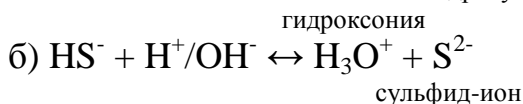
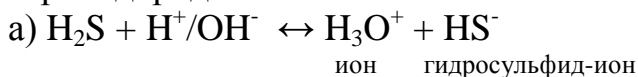
Обесцвечивание бромной воды



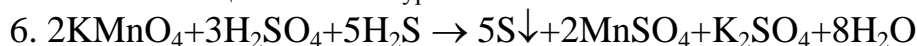
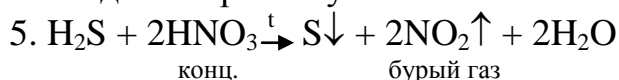


$\text{H}_2\text{S}$  горит голубоватым пламенем, при внесении во внутреннее пламя холодной фарфоровой чашки, она покрывается серой.

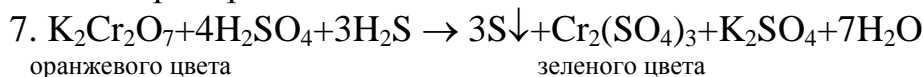
4. Сероводород растворяется в воде с образованием сероводородной кислоты.



При стоянии сероводородная вода окисляется растворенным кислородом до свободной серы и мутнеет.

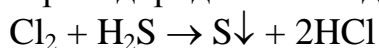


Раствор перманганата калия обесцвечивается



*Действие  $\text{H}_2\text{S}$  на организм:*

$\text{H}_2\text{S}$  сильный яд, взаимодействует с гемоглобином крови, кислород соединиться с гемоглобином крови уже не может. Красный цвет крови принимает грязно-черно-зеленую окраску, свойственную сульфиду железа (II). Противоядие при отравлении сероводородом - это вдыхание небольшого количества  $\text{Cl}_2$ , свежего воздуха.

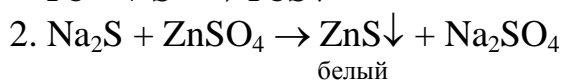
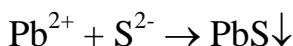
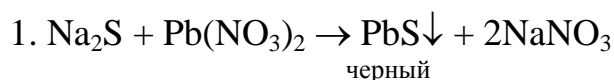


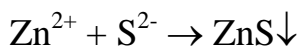
$\text{H}_2\text{S}$  образует два вида солей:

1. сульфиды
2. гидросульфиды

В отличие от сульфидов кислые соли - гидросульфиды хорошо растворимы в воде. Учитывая цвет, растворимость и другие свойства осадков сульфидов, а также условия их осаждения, можно с помощью сероводорода распознавать некоторые металлы и отделять одни группы сульфидов от других.

#### КАЧЕСТВЕННАЯ РЕАКЦИЯ НА СУЛЬФИД ИОН:





б) **СЕРНАЯ КИСЛОТА.**

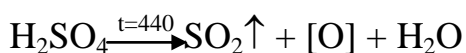
Двухосновная кислота образует два вида солей:

1. Средние - сульфаты.
2. Кислые - гидросульфаты.

Серная кислота сильный электролит.

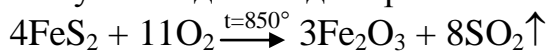
*Физические свойства:*

Бесцветная тяжелая маслянистая жидкость, разлагается при  $t = 440^\circ\text{C}$ .



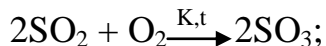
*Производство серной кислоты:*

1. Получение диоксида серы.



2. Окисление его в триоксид серы.

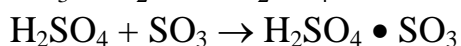
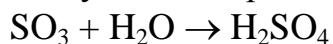
Контактный способ:



Условия проведения реакции:

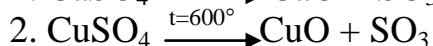
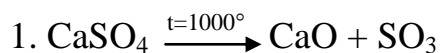


3. Химическое соединение триоксида серы с водой или поглощение триоксида серы концентрированной кислотой с образованием олеума происходит следующим образом:



олеум

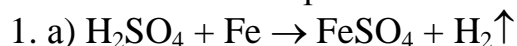
Соли серной кислоты разлагаются:



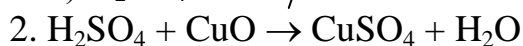
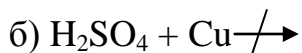
*Химические свойства серной кислоты:*

- а) Химические свойства серной кислоты общие с другими кислотами:

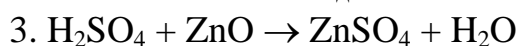
Разбавленная серная кислота реагирует:



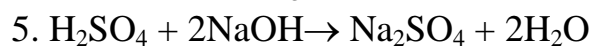
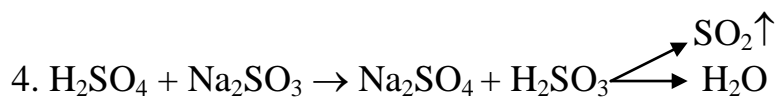
см. ряд напряжения металлов



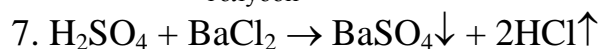
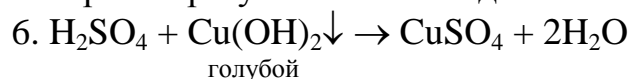
основной оксид



амфотерный оксид

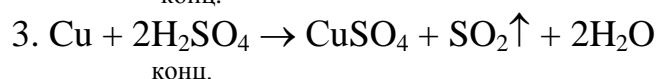
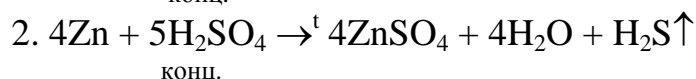
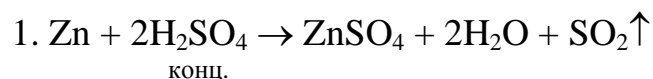


Реакция нейтрализации - реакция взаимодействия щелочи с кислотой, в результате которой образуется соль и вода.

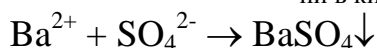
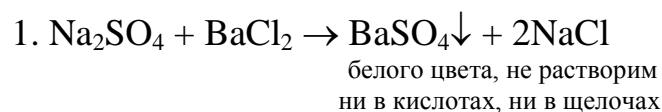


### б) Особые свойства серной кислоты:

Концентрированная серная кислота действует на металлы, стоящие в ряду напряжения, как до водорода, так и после. В результате реакции никогда не образуется водород, а получается соль, вода и диоксид серы. Иногда вместо диоксида серы может образоваться  $\text{H}_2\text{S}$  или  $\text{S} \downarrow$ .

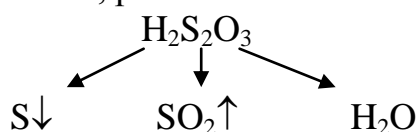


### КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА СУЛЬФАТ-ИОН:



### в) ТИОСЕРНАЯ КИСЛОТА.

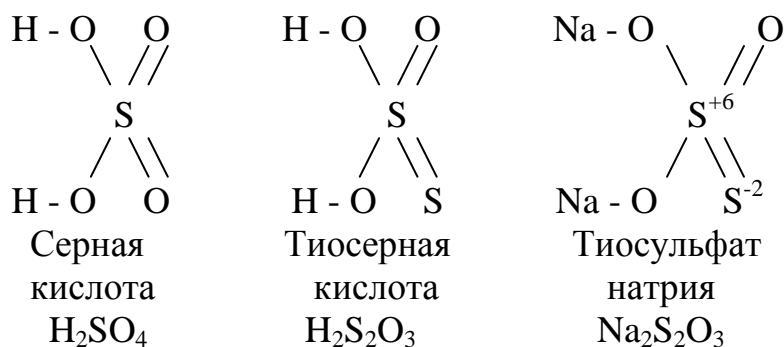
Нестойкая кислота, разлагается в атмосфере воздуха:



Кислота двухосновная, образует два вида солей:

1. Средние соли - тиосульфаты.
2. Кислые соли - гидротиосульфаты.

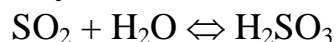
### ТИОСУЛЬФАТ НАТРИЯ.



## г) **СЕРНИСТАЯ КИСЛОТА.**

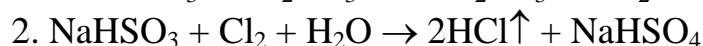
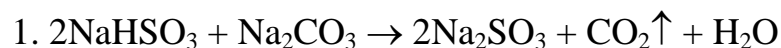


Двухосновная, нестойкая кислота, разлагается на диоксид серы и воду.

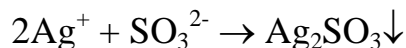
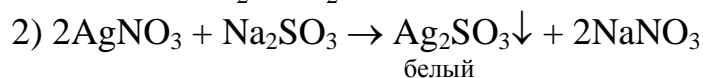
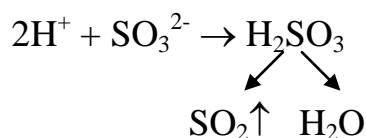
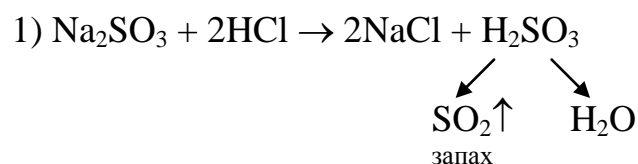


Сернистая кислота образует соли:

1. Средние → сульфиты
2. Кислые → гидросульфиты



### **КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА СУЛЬФИТ-ИОН:**



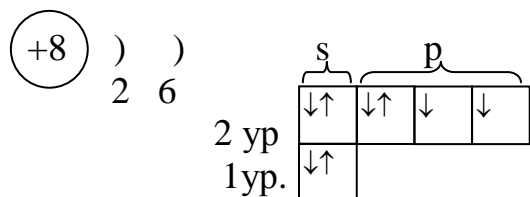
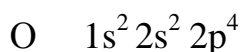
## **VIII. Применение серы и её соединений в сельском хозяйстве:**

1.  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  - глауберова соль используется как слабительное средство при отравлениях солями свинца и бария.
2.  $\text{CaSO}_4$  - сульфат кальция;  
 $\text{CaSO}_4 \cdot 1/2\text{H}_2\text{O}$  полуводный гипс, используется для наложения гипсовых повязок.
3.  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  горькая соль используется в медицине как слабительное средство.
4.  $\text{BaSO}_4$  - белый рыхлый порошок без запаха и вкуса, используют в медицине как рентгеноконтрастное средство.
5. Купоросы.
  - а)  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  медный купорос, используют в медицине как вяжущее, рвотное средство, в сельском хозяйстве для борьбы с вредителями.
  - б)  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  цинковый купорос. Бесцветные кристаллы, вяжущего свойства, без запаха. Используют для лечения глазных болезней, в сельском хозяйстве для борьбы с вредителями.
  - в)  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  железный купорос. Используют в сельском хозяйстве, как микроэлемент и для борьбы с вредителями, в медицине для лечения анемии.
6. Квасцы.
  - а)  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  алюмо-калиевые квасцы, оказывают вяжущее действие, используется в медицине.

- б)  $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  хромо-калиевые квасцы обладают дубящим действием, используют для обработки кож.
- в)  $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  железно-аммонийные квасцы используются в аналитической химии.
7. «Серный цвет» - это мелкоизмельченная сера. Ею используют в сельском хозяйстве для борьбы с вредителями виноградной лозы. В промышленности сера используется для вулканизации каучука, образуется резина. Резина содержит до 3% S. Эбонит содержит серу от 20% до 40%. Серу используют для получения пороха. В медицине используется сера для получения мазей, паст, которые применяют для лечения кожных заболеваний.
8. Некоторые сульфиды используют как красители
- HgS - красного цвета
  - CdS - желтого цвета
  - Sd<sub>2</sub>S<sub>3</sub> - оранжевого цвета

# КИСЛОРОД И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ.

## I. Характеристика кислорода, исходя из положения в периодической системе:



$$16 \quad \begin{matrix} 1 \\ \text{p} \end{matrix} = 8 + \begin{matrix} 1 \\ \text{n} \end{matrix} = 8$$
$$\text{O} = \frac{16}{8} = 2$$
$$\bar{e} = 8$$

Степени окисления:  $-2$ ,  $0$ ,  $+2$  (в соединении со фтором)

## II. Физические свойства:

Кислород газ без цвета, без запаха и вкуса, немного тяжелее воздуха.

$$\text{Mg}(\text{O}_2) = 32 \quad \text{Mg}(\text{воздуха}) = 29$$

При  $t = -180^\circ\text{C}$  и давлении 101, 325 кПа кислород переходит в жидкое агрегатное состояние. Жидкий кислород голубого цвета, втягивается в магнитное поле.

Природный кислород имеет 3 изотопа:

16	17	18
O	O	O
8	8	8
99,76%	0,04%	0,2%

Искусственно получено 5 изотопов.

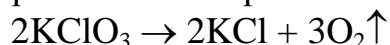
## III. Распространение в природе:

Кислород самый распространенный на земле элемент, в земной коре по массе его 47,2%, в воздухе 21% по объему и 23% по массе. Входит в состав огромного количества минералов и в состав всех живых организмов.

## IV. Получение:

1. В лаборатории:

а) разложение бертолетовой соли (хлората калия)



б) при разложении  $\text{KMnO}_4$



в)  $2\text{KNO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$

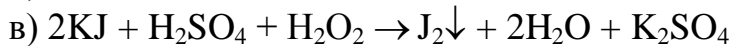
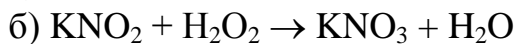
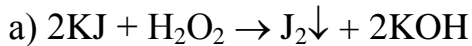
г)  $2\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

пероксид  
водорода

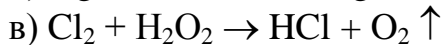
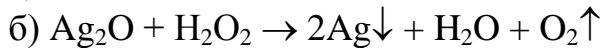
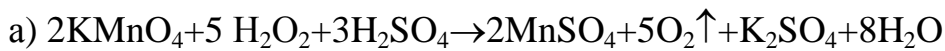




1. Окислитель:



2. Восстановитель:

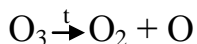


б) **ОЗОН  $\text{O}_3$**



Озон бесцветный газ, в толстых слоях имеет синеватый оттенок, с характерным запахом.

При обычной температуре стоек, при нагревании разлагается.



атомарный кислород

Озон сильнейший окислитель, окисляет благородные металлы, превращая их в оксиды. Используют для дезинфекции воздуха, обеззараживания воды.

Озон и кислород - аллотропные модификации (аллотропные видоизменения) кислорода. Аллотропные модификации - это молекулы с различным количеством атомов элемента.

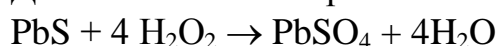
## **VII. Применение кислорода и его соединений в медицине и народном хозяйстве:**

а) Кислород применяют:

1. В металлургической промышленности для получения металлов.
2. Для получения высоких температур (температура кислородно-ацетиленового пламени =  $3500^{\circ}\text{C}$ , температура кислородно-водородного пламени =  $3000^{\circ}\text{C}$ ).
3. В медицине: кислородные подушки, палатки.
4. В аквалангах и других приборах для подводных, наземных работ, в высотных и космических полетах.

б) Пероксид водорода применяют:

1. Для обновления старых икон:



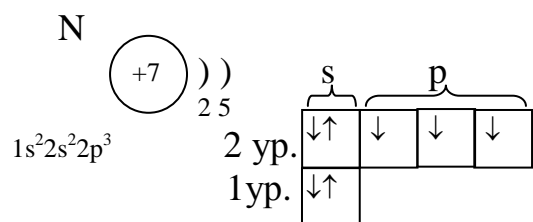
2. В медицине 3-6%  $\text{H}_2\text{O}_2$  используется как дезинфицирующее, как кровоостанавливающее, противовоспалительное средство.
3. В косметической промышленности.

# АЗОТ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ.

## I. Характеристика V группы главной подгруппы.

К элементам V группы главной подгруппы относятся азот, фосфор, мышьяк, висмут. Наибольшими не металлическими свойствами обладает азот, так как радиус его атома наименьший, и он легче принимает электроны. Наибольшими металлическими свойствами обладает висмут, так как радиус его атома наибольший, и он легче отдаёт электроны.

## II. Характеристика азота исходя из его положения в периодической системе.



Степень окисления: -3; 0; +1; +2; +3; +4; +5.  
в-ль двойственная природа ок-ль

Высший оксид:  $N_2O_5$

Высший гидроксид:  $HNO_3$

Восстановитель:  $N^{-3} - 3e^- \rightarrow N^0$

Окислитель:  $N^{+4} + 4e^- \rightarrow N^0$

окислитель:  $N^0 + 3e^- \rightarrow N^{-3}$

восстановитель:  $N^0 - 4e^- \rightarrow N^{+4}$

## III. Физические свойства.

Азот открыт в 1772 году шотландским химиком Резерфордом.  $D(N_2) = 0,9673$  г/мл.  
 $\rho(N_2)$  жидк. = 0,81 г/мл.

Жидкий азот хранят в черных баллонах, на верхней части коричневая полоса и надпись желтой краской: «Азот».

Азот - это бесцветный газ, без запаха, легче воздуха.

## IV. Распространение в природе.

Азот широко распространен в природе. В земной коре содержится 0,03 атомных процента, по весу 0,04%. В атмосфере 78% по объему, по весу 75%. Входит в состав всех живых организмов. В почве на 1 тонну почвы приходится 1 кг азота.

Азот входит в состав селитр:

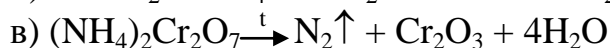
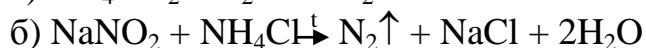
$NaNO_3$  - чилийская (натриевая) селитра

$Ca(NO_3)_2$  - норвежская (кальциевая) селитра

В организме животных азота от 1 % до 10%, у человека 3% от веса. Взрослый человек получает азот из белка. В сутки человек, занимающийся умственным трудом должен получать около 100г белка, физическим - 130 - 150 г.

## V. Получение:

1. В лаборатории:



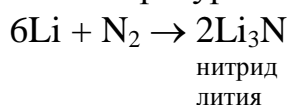
2. В промышленности:

а) при сжижении воздуха.

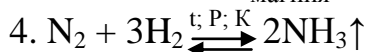
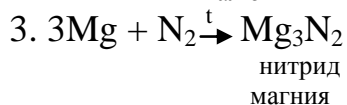
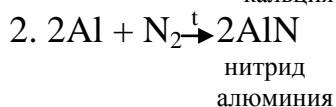
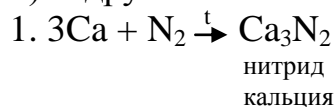
## VI. Химические свойства:

1. Азот вступает в реакцию в очень жестких условиях:

а) только с Li взаимодействует при комнатной температуре:



б) С другими металлами взаимодействует при высокой температуре:

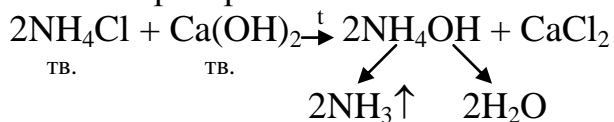


## VII. Важнейшие соединения:

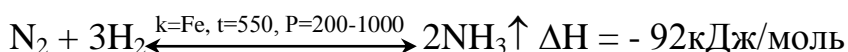
а)  $\text{NH}_3$  - АММИАК.

*Получение:*

1. В лаборатории:



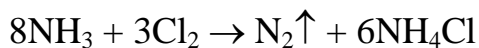
2. В промышленности получают непосредственным синтезом из азота и водорода:



К катализатору железу добавляют активаторы - оксид алюминия, оксид калия, оксид кальция, оксид кремния (иногда оксид магния).



7. С неметаллами:



*Действие аммиака на организм:*

Аммиак раздражает слизистые оболочки и кожу, может вызвать отеки слизистых гортани и трахей, что может привести к смерти. Попадание раствора аммиака в глаз может привести к слепоте.

### б) **СОЛИ АММОНИЯ-**

это сложные вещества, состоящие из аммонийных групп ( $\text{NH}_4^+$ ) и кислотных остатков.

*Получение:*



*Физические свойства:*

Большинство солей аммония бесцветные кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде, сильные электролиты.

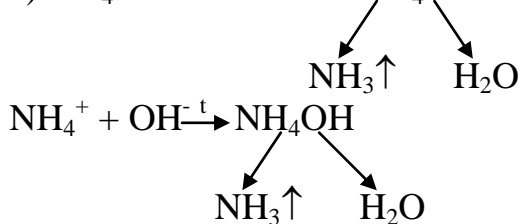
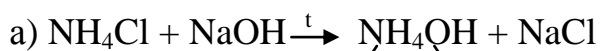
*Химические свойства:*

1. С оксидами:

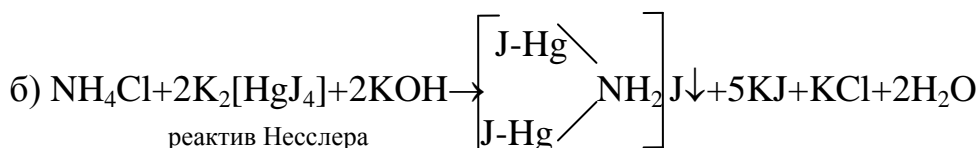


2. Со щелочами:

#### КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА АММОНИЙНУЮ ГРУППУ.

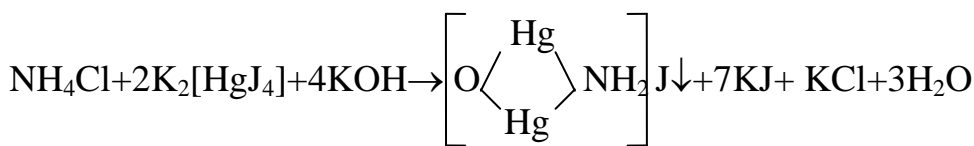


Аммиак можно обнаружить: 1) по запаху; 2) по посинению красной лакмусовой бумаги смоченной водой.



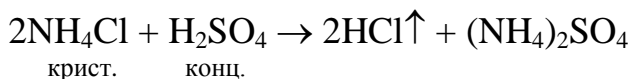
реактив Несслера

желто - бурый цвет осадка аммоний - диодомеркуриат



красно-бурый цвет осадка

3. С кислотами:



4. Отношение к нагреванию:

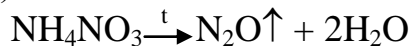
а) соли летучих кислот



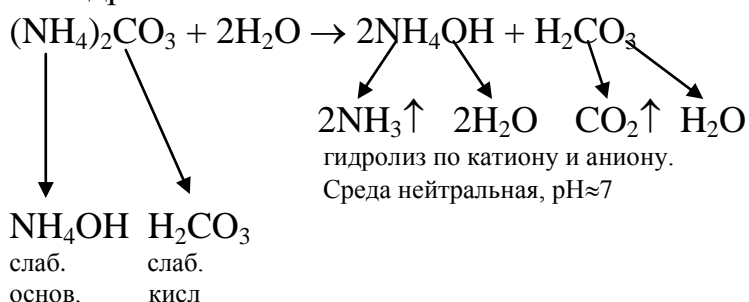
б) соли нелетучих кислот:



в) соли кислот окислителей:



5. Гидролиз солей аммония:



в) **ОКСИДЫ АЗОТА.**

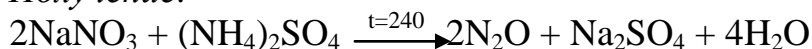
$\text{N}_2^{+1}\text{O}$ - оксид азота (I)	диазотомонооксид	веселящий газ
$\text{N}^{+2}\text{O}$ - оксид азота (II)	моноазотомонооксид (монооксид азота)	
$\text{N}_2^{+3}\text{O}_3$ - оксид азота (III)	диазототриоксид (полутораоксид азота)	азотистый ангидрид гемитриоксид азота
$\text{N}^{+4}\text{O}_2$ - оксид азота (IV)	моноазотодиоксид (диоксид азота)	бурый газ
$\text{N}_2^{+4}\text{O}_4$ - тетраоксид азота	диазототетрооксид	
$\text{N}_2^{+5}\text{O}_5$ - оксид азота (V)	диазотопентаоксид	азотный ангидрид гемипентаоксид азота

Все газы, кроме оксида азота (V). Все яды.

Наибольшее значение имеет оксид азота (I), оксид азота (II) и (IV).

### ***N<sub>2</sub>O - ВЕСЕЛЯЩИЙ ГАЗ.***

*Получение:*



Это бесцветный газ, превращается в жидкость при  $t=0^\circ\text{C}$  и давлении равным 30 атм.

*Химические свойства:*

1)  $2\text{N}_2\text{O} \rightarrow 2\text{N}_2 + \text{O}_2$  (поддерживает горение).

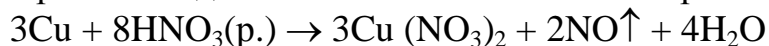
N<sub>2</sub>O применяется для ингаляционного наркоза в смеси с кислородом в хирургической практике, иногда для обезболивания в гинекологической практике.

### **ОКСИД АЗОТА (II).**

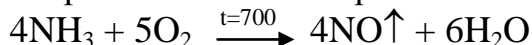
*Получение:*

Оксид азота (II) можно получить:

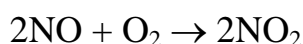
1. При взаимодействии тяжелых металлов с разбавленной HNO<sub>3</sub>:



2. В промышленности при окислении аммиака:



Затем NO окисляется кислородом воздуха до NO<sub>2</sub>.



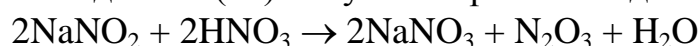
3. N<sub>2</sub> + O<sub>2</sub>  $\xrightarrow{t=2000}$  2NO

Оксид азота (II) газ бесцветный, чуть тяжелее воздуха, легко окисляется кислородом воздуха, безразличный оксид.

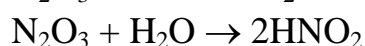
### **ОКСИД АЗОТА (III).**

*Получение:*

Оксид азота (III) получают при взаимодействии нитрита натрия и азотной кислоты.



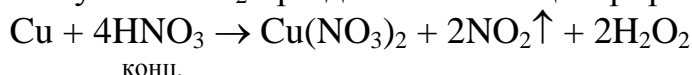
Это газ. При низкой температуре - темно - синяя жидкость:



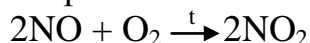
### **ОКСИД АЗОТА (IV).**

*Получение:*

1. Получают NO<sub>2</sub> при действии концентрированной HNO<sub>3</sub> на тяжелые металлы:



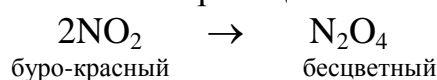
2. В промышленности:



*Физические свойства:*

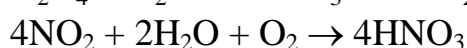
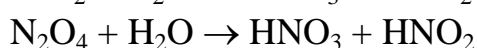
Бурый газ, легко сгущающийся в красноватую жидкость, кипит при t=20,7<sup>0</sup>C, при охлаждении до t= -11,2<sup>0</sup>C переходит в кристаллическое состояние.

Полимеризация:

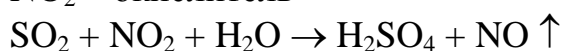


*Химические свойства:*

1. 2NO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O → HNO<sub>3</sub> + HNO<sub>2</sub>



2. NO<sub>2</sub> - окислитель



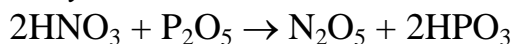


3. Оксид азота (IV) может быть как восстановителем, так и окислителем:

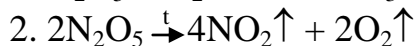
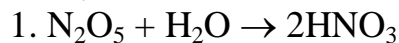


**ОКСИД АЗОТА (V).**

*Получение:*

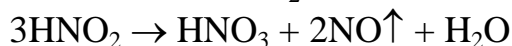
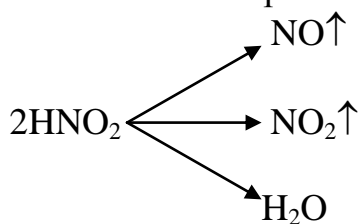


$\text{N}_2\text{O}_5$  - это бесцветное кристаллическое вещество, гигроскопичен, расплывается на воздухе.



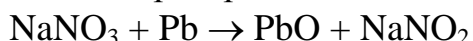
#### г) **АЗОТИСТАЯ КИСЛОТА. СОЛИ $\text{HNO}_2$ - НИТРИТЫ.**

$\text{HNO}_2$  - нестойкая кислота, относится к электролитам средней силы. Соли называются нитриты.

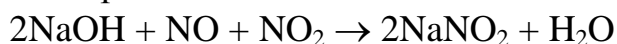


*Получение нитритов:*

1. В лаборатории:

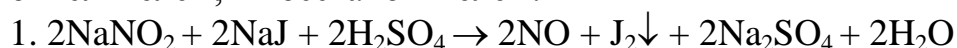


2. В промышленности:



*Химические свойства:*

$\text{NaNO}_2$  обладает в редокс - реакциях двойственной природой, то есть может быть и окислителем, и восстановителем.



$\text{J}_2$  + крахмал  $\rightarrow$  синий цвет

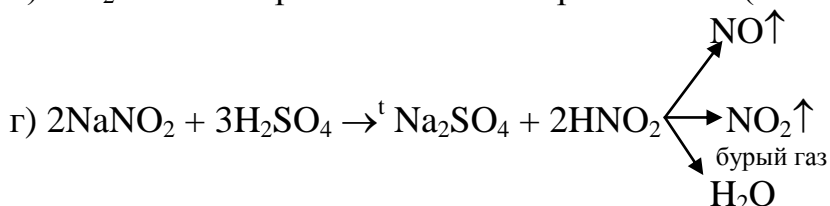
#### **КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА НИТРИТ - ИОН:**

а) обесцвечивание раствора  $\text{KMnO}_4$ :



б)  $\text{NO}_2^-$  + дифениламин  $\rightarrow$  синее окрашивание

в)  $\text{NO}_2^-$  + антипирин  $\rightarrow$  зеленое окрашивание (отличие от  $\text{NO}_3^-$ )

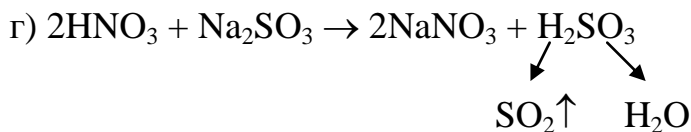
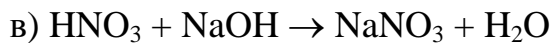
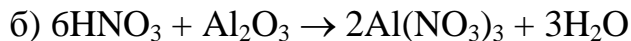
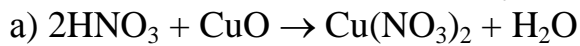


д) **АЗОТНАЯ КИСЛОТА.**

Это сильный электролит, образует средние соли нитраты.

## 1. Химические свойства общие с другими кислотами.

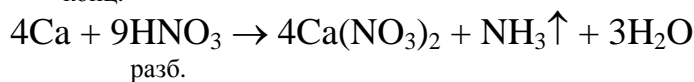
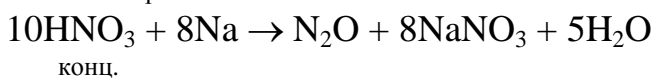
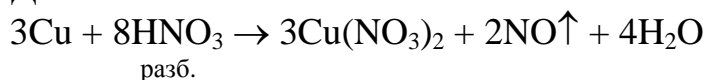
Азотная кислота взаимодействует со сложными веществами.



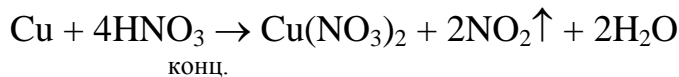
## 2. Особые свойства $\text{HNO}_3$ :

Азотная кислота может взаимодействовать с металлами, стоящими до водорода и после в ряду напряжения металлов.

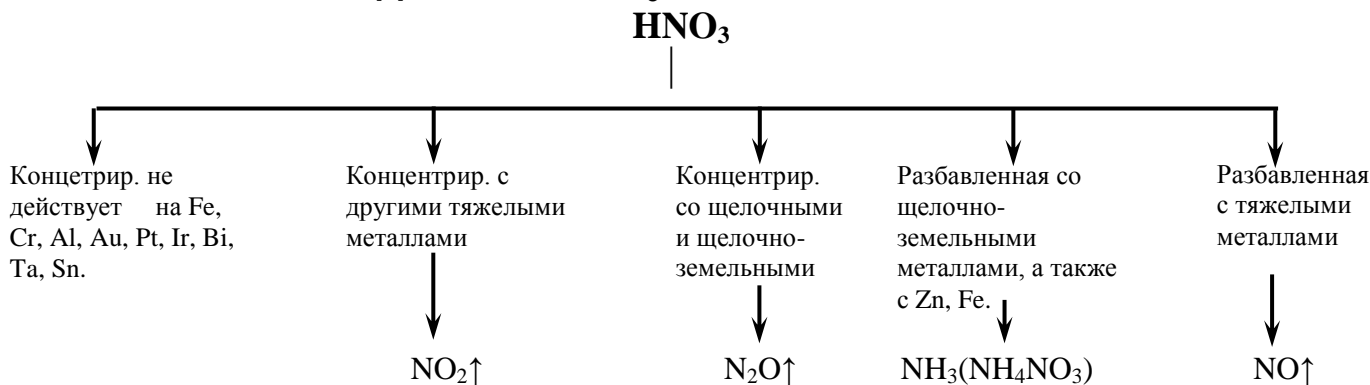
### а) Действие на металлы:



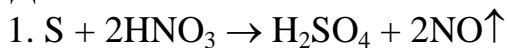
При взаимодействии азотной кислоты с металлами никогда не образуется водород.



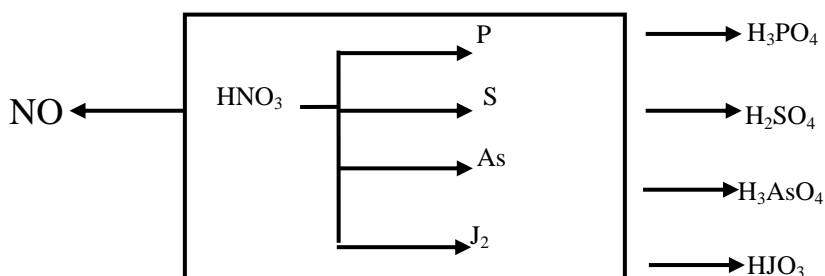
### Действие $\text{HNO}_3$ на металлы.



### б) Действие на неметаллы:



### ДЕЙСТВИЕ $\text{HNO}_3$ НА НЕМЕТАЛЛЫ.

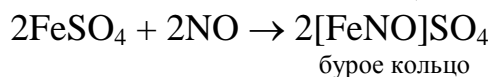
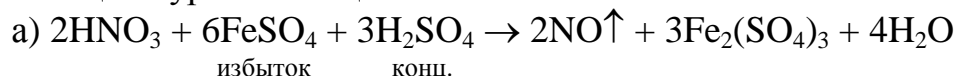


## СОЛИ АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ - НИТРАТЫ.

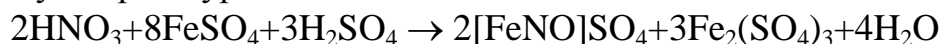
$\text{NaNO}_3$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  - селитры.

### КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА НИТРАТ - ИОН:

Реакция бурого кольца:



Суммарное уравнение:

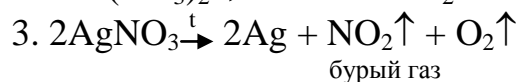
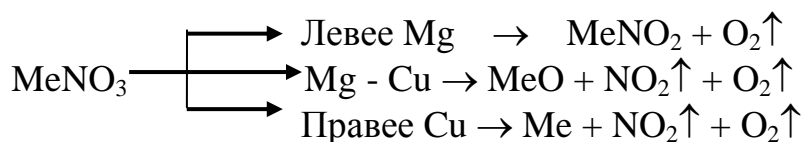


б)  $\text{NO}_3^-$  + дифениламин  $\rightarrow$  синее окрашивание

в)  $\text{NO}_3^-$  +  $\text{KMnO}_4$  +  $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$  обесцвечивание не происходит (отличие от  $\text{NO}_2^-$ )

г)  $\text{NO}_3^-$  +  $\text{Cu}$  +  $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2\uparrow + \dots$

Соли азотной кислоты при нагревании разлагаются, продукты разложения зависят от положения солеобразующего металла, в ряду стандартных электродных потенциалов.



### VIII. Применение азота и его соединений в народном хозяйстве и медицине:

1. Жидкий азот используют в криохирургии для прижигания гланд, аденоидов, удаления

бородавок.

2. Используют азот для заполнения резервуаров электроламп.

3. Для получения аммиака.

4. Для азотирования сталей.

5. В технике, в атмосфере азота производят переливку бензина и других легковоспламеняющихся жидкостей.

6. Азот - это элемент, входящий в состав белка, без него невозможно нормальное существование живого организма.

7. Аммиак используют:

а) для получения искусственного льда, замораживания грунта;

б) для получения азотной кислоты, солей аммония;

в) 10% раствор аммиака - нашатырный спирт, используется для выведения людей из

обморочного состояния, для возбуждения дыхания.

8. Соли аммония применяют:

а) В качестве азотных удобрений  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$  - аммофос

$\text{K}(\text{NH}_4)_2\text{PO}_4$  - азофоска

$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$  - диаммофос

б) аммонал (72%  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  + 25% Al + 3% уголь) – взрывчатое вещество.

в) аммонит (88%  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  + 12% тротил) - взрывчатое вещество.

г)  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  в кондитерском производстве, придает тесту необходимую пористость.

д)  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (нашатырь) используется в паяльном деле, для изготовления гальванических

элементов, в медицине для усиления действия мочегонных средств и как

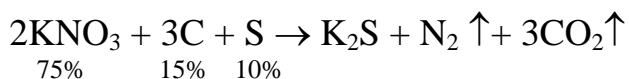
отхаркивающее при бронхитах и пневмонии.

9.  $\text{NaNO}_3$  - чилийская селитра, удобрение.

10.  $\text{KNO}_3$  - калиевая селитра.

В кулинарии применяют для придания мясу коричнево-красного цвета.

Используется как удобрение, для приготовления черного дымного пороха:



75%      15%    10%

11.  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  - кальциевая или норвежская селитра, удобрение.

12.  $\text{AgNO}_3$  - ляпис, используют в аналитической химии. В медицине, как вяжущее, противовоспалительное, прижигающее, бактерицидное средство, в зеркальном производстве, фотографии.

13.  $\text{NaNO}_2$  - сосудорасширяющее средство при мигрени, стенокардии (1% раствор), при отравлении цианидами. Хранят по списку Б.

# ФОСФОР И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ.

## I. Характеристика фосфора, исходя из его положения в периодической системе.

P  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$  ст. ок.: -3, 0, +3, +5.

↑↓	↑	↑	↑					
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					
↑↓								

(+15) ) ) Высший оксид: P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>  
 2 8 5 Высший гидроксид: H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

<sup>31</sup>  
 P =  $\frac{1^p=15 + 0^n=16}{15}$   
 15  $\bar{e}=15$

## II. Физические свойства:

<u>Белый фосфор</u>	<u>Красный фосфор</u>
1. Кристаллы белого цвета с плотностью 1, 83 г/см <sup>3</sup> .	1. Амфотерный порошок с плотностью 2,20 г/см <sup>3</sup> .
2. Светится в темноте.	2. Не светится в темноте.
3. Окисляются кислородом воздуха при обычных условиях t = 30-40 <sup>0</sup>	3. Окисляется кислородом воздуха при t = 260 <sup>0</sup> С.
4. Огнеопасное вещество, поэтому его хранят под водой.	4. Не огнеопасное вещество.
5. Не растворим в воде, но растворим в сероуглероде.	5. Не растворим ни в воде, ни в сероуглероде.
6. Очень ядовит, смертельная доза 0,1 г.	6. Не ядовит.
7. Плавится при t = 44 <sup>0</sup> С, кипит при t = 280 <sup>0</sup> С.	7. Плавится при t = 400 <sup>0</sup> С.

Кроме белого и красного фосфора есть модификации фосфора – коричневый, фиолетовый, черный и т.д.

## III. Распространение в природе:

Фосфор занимает 13 место по распространенности в природе (0,08% веса земной коры), содержится в 190 минералах.

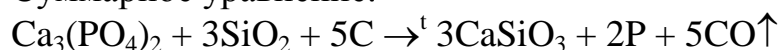
Важнейшие из них:

1. фосфорит Ca(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>
2. фторапатит Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> • CaF<sub>2</sub>

## IV. Получение:

1. а) Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> + 3SiO<sub>2</sub>  $\xrightarrow{t=4000C}$  P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> + 3CaSiO<sub>3</sub>  
 б) P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> + 5C →<sup>t</sup> 2P + 5CO↑

Суммарное уравнение:

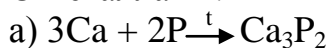


## V. Химические свойства:

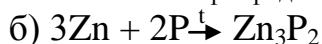
Фосфор взаимодействует:

1. С простыми веществами:

С металлами:

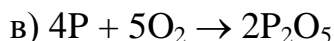
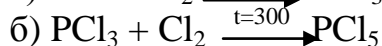
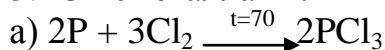


фосфид кальция.

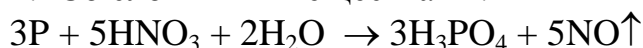


фосфид цинка.

3. С неметаллами:



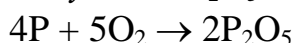
4. Со сложными веществами:



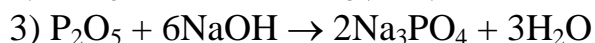
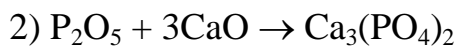
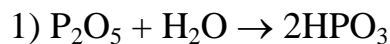
## VI. Важнейшие соединения:

а) **ОКСИД ФОСФОРА (V)  $\text{P}_2\text{O}_5$**

Получение  $\text{P}_2\text{O}_5$ :

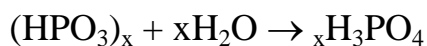


Оксид фосфора (V) - это белая снегообразная масса, гигроскопичен, используется для осушения газов, обезвоживания серной и азотной кислот.

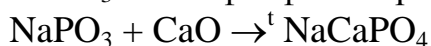


б)  **$\text{HPO}_3$  - МЕТАФОСФОРНАЯ КИСЛОТА.**

Имеет вид стекловидной массы, хорошо растворима в воде и очень ядовита, в отличие от других фосфорных кислот сворачивает яичный белок.



$\text{NaPO}_3$  - метафосфат натрия:



в)  **$\text{H}_3\text{PO}_4$  - ОРТОФОСФОРНАЯ КИСЛОТА.**

Получение:

В лаборатории ортофосфорную кислоту получают:

Кипячением красного фосфора с азотной кислотой.

В промышленности получают двумя способами:



2. Элементарный фосфор входит в состав белков, в состав костей, зубов. Очень важен фосфор для жизнедеятельности мозга. Содержание фосфора в организме человека составляет приблизительно 1 % массы тела. Суточное потребление фосфора человеком около 2г. Не могут обойтись без фосфора и растения, которые извлекают его из почвы.
3. Фосфор используют для изготовления спичек.
4. В сельском хозяйстве в качестве минеральных удобрений используют суперфосфат, двойной суперфосфат, преципитат и т.д.



# УГЛЕРОД И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ.

## I. Общая характеристика IV группы главной подгруппы.

В главную подгруппу IV группы входят C, Si, Ge, Sn, Pb. Наибольшими неметаллическими свойствами обладает углерод, т. К. радиус у него наименьший и он легче принимает электроны.

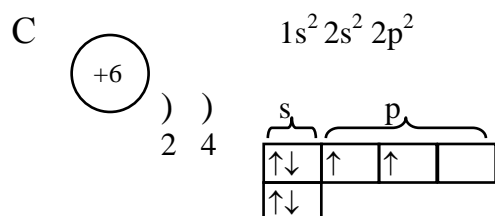
Наибольшими металлическими свойствами обладает Pb, т.к. у него радиус наибольший, он легче отдает электроны. На последнем энергетическом уровне у элементов этой подгруппы содержится 4 валентных электрона. Возможные степени окисления: -4, 0, +2, +4.

В ряду C → Pb уменьшается прочность водородных соединений.

CH<sub>4</sub> - метан - прочное вещество.

PbH<sub>4</sub> - в свободном виде не выделено.

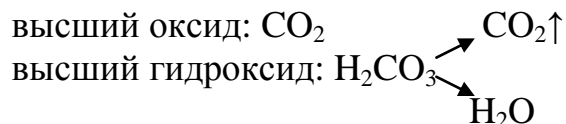
## II. Характеристика углерода, исходя из его положения в периодической системе.



Степени окисления -4, 0, +2, +4.

$${}_{11}^{12}\text{C} = \frac{{}_1^1\text{p} = 6 + {}_0^1\text{n} = 6}{6} \quad \bar{e} = 6$$

высший оксид: CO<sub>2</sub>



## III. Физические свойства:

Встречается углерод в виде 3 аллотропных модификаций: алмаз, графит, карбин, которые резко различаются по физическим свойствам.

Алмаз - бесцветное кристаллическое вещество с атомной решеткой. Одно из самых твердых веществ на земле. Твердость обусловлена строением. В кристаллах алмаза все атомы расположены на одинаковых расстояниях друг от друга, расстояние между центрами атомами 1,54Å°. Плотность алмаза равна 3,5 г/см<sup>3</sup>. Он не проводит электрического тока. Шлифованный алмаз называется бриллиантом. Алмазы сильно преломляют свет. Атомы углерода в алмазе образуют геометрическую фигуру - тетраэдр.

Графит - темно-серое кристаллическое вещество со слабым металлическим блеском, жирное на ощупь, хорошо проводит электрический ток и теплоту, самое мягкое из твердых веществ, плотность его от 2,17 г/см<sup>3</sup> до 2,3 г/см<sup>3</sup>. Температура плавления =

3700<sup>0</sup>С. Атом углерода находится в состоянии  $sp^2$  - гибридизации. Атомы углерода объединены в плоские слои, состоящие из правильных шестиугольников.

Карбин - черный мелко кристаллический порошок, обладает полупроводниковыми свойствами. Кристаллы состоят из линейных цепочек углеродных атомов, соединенных чередующимися одинарными и тройными связями:

- C = C- C = C- C = C... или (- C = C-)n.

По твердости карбин превосходит графит, но значительно уступает алмазу. При нагревании до 2800<sup>0</sup>С и давлении в 1 атм без доступа воздуха превращается в графит. При высокой температуре и высоким давлением графит превращается в алмаз.

Аллотропные разновидности углерода взаимопревратимы.

Уголь - это черная масса, получаемая при термическом разложении углеродистых соединений, представляющая собой тонко измельченный графит. Наиболее важными сортами угля являются:

1. Кокс (получается при нагревании каменного угля без доступа воздуха), применяются в металлургии в качестве восстановителя.
2. Древесный уголь (получают при нагревании без доступа воздуха или при незначительном доступе).
3. Сажа (получают из углеводородов при сжигании их в ограниченном доступе воздуха или без доступа воздуха).

Используют сажу как наполнитель в производстве резины, для изготовления черных красок (туш, типографская краска, сапожная вакса).

5. Стеклоуглерод - аморфный углерод. Получают при термическом разложении углеродистых соединений. У него уникальные свойства - это большая механическая прочность, малая плотность, электропроводимость, тугоплавкость и устойчивость к агрессивным средам. Поэтому его используют для изготовления аппаратуры для агрессивных сред в авиации и космонавтике.

Сухая перегонка - это нагревание природных соединений без доступа воздуха или незначительном количестве воздуха.

### *АКТИВИРОВАННЫЙ УГОЛЬ:*

Активированный уголь – это уголь, образованный перегретым паром, за счет чего поглотительная способность его в значительной мере увеличивается. Уголь обладает большой адсорбционной способностью. Это свойство открыто русским химиком Ловицем.

Адсорбция - это свойство угля и других веществ удерживать на своей поверхности пары, газы и растворенные вещества.

Адсорбенты - это вещества, на поверхности которых происходит адсорбция. Адсорбаты - адсорбируемые вещества. Адсорбционная способность угля используется для очистки воздуха в противогазах (первый противогаз создал русский химик Зелинский в 1914 году). В медицине используют таблетки активированного угля, их применяют при диспепсии, метеоризме, пищевых интоксикаций, отравлениях алкалоидами, солями тяжелых металлов и т.д.

#### IV. Распространение в природе:

1. Встречается в виде алмаза, графита.
2. Входит в состав растительных и животных тканей и в продукты их разрушения: торф, каменный уголь, нефть.
3. В состав воздуха в виде  $\text{CO}_2$ .
4.  $\text{CaCO}_3$  - мел, мрамор, известняк.
5.  $\text{Mg CO}_3$  - магнезит.
6.  $\text{CaCO}_3 \bullet \text{Mg CO}_3$  - доломит.

В земной коре углерода 0,14 ат.%; 0,35 весовых %.

По распространенности в земной коре углерод занимает одиннадцатое место.

#### V. Получение:

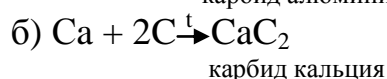
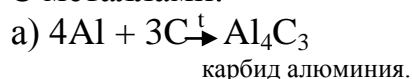
Углерод получают:

1. При термическом разложении (при сухой перегонке углеродистых соединений).
2. При сгорании углеродистых соединений.

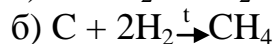
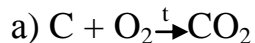
#### VI. Химические свойства:

Углерод взаимодействует:

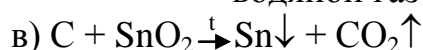
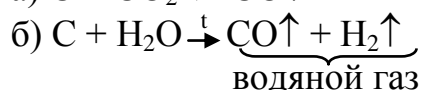
1. С металлами:



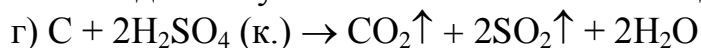
2. С неметаллами:



3. Со сложными веществами:



Углерод обладает восстановительными свойствами, поэтому его можно использовать для получения металлов из их оксидов.



#### VII. Важнейшие соединения:

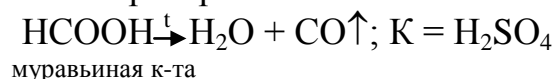
##### а) **СО - УГАРНЫЙ ГАЗ.**

Способен соединяться с гемоглобином крови и тем самым лишает возможности присоединять кислород. В результате организм погибает от недостатка кислорода. Отравление наступает при длительном вдыхании СО, который содержится в воздухе 0,05% по объему.

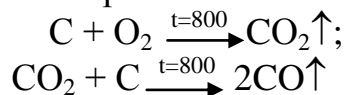
СО - бесцветный ядовитый газ, не имеет запаха и вкуса, чуть легче воздуха, мало растворим в воде, горит голубоватым пламенем.

*Получение:*

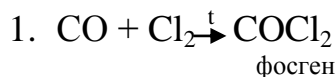
1. В лаборатории:



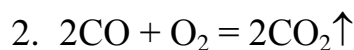
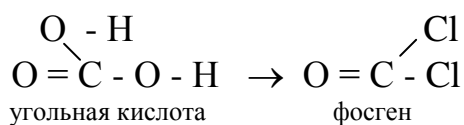
2. В промышленности:



*Химические свойства:*



Фосген бесцветная жидкость с запахом гнилых яблок. Температура кипения = 8<sup>0</sup>С.  
COCl<sub>2</sub> - является хлоралгидридом угольной кислоты.



Горит голубоватым пламенем.

3. Прекрасный восстановитель:



формиат натрия

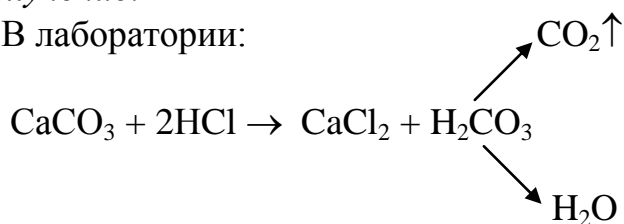
### б) **ОКСИД УГЛЕРОДА (IV), CO<sub>2</sub>:**

*Физические свойства.*

Газ без цвета и запаха, кисловатый на вкус, в 1,5 раза тяжелее воздуха.

*Получение:*

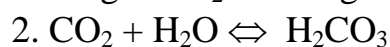
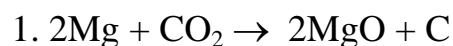
1. В лаборатории:



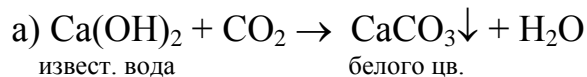
2. В промышленности:

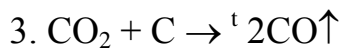


*Химические свойства оксида углерода (IV):*



#### **КАЧЕСТВЕННАЯ РЕАКЦИЯ НА CO<sub>2</sub>:**





При давлении в 6 атм.  $\text{CO}_2$  сжижается. Жидкий  $\text{CO}_2$  при выходе из баллона превращается в твердое снегообразное вещество - сухой лед.

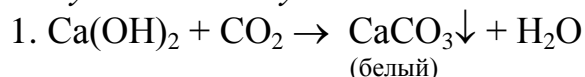


Нестойкая кислота, слабый электролит, образует два вида солей:

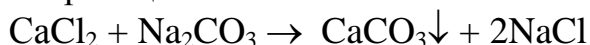
1. карбонаты;
2. гидрокарбонаты.

Соли угольной кислоты более устойчивы, чем сама кислота.

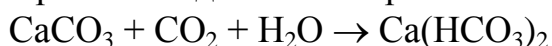
*Получение солей угольной кислоты:*



2. По реакции обмена:



3. При взаимодействии карбонатов с угольной кислотой:

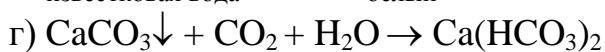
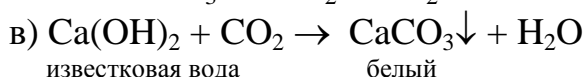
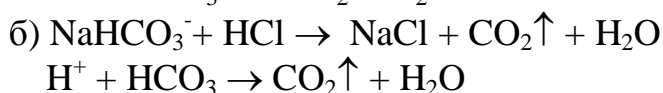
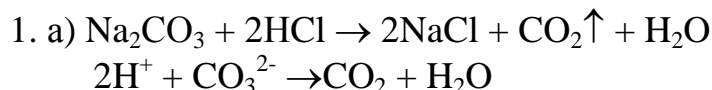


4. Получение основных солей:



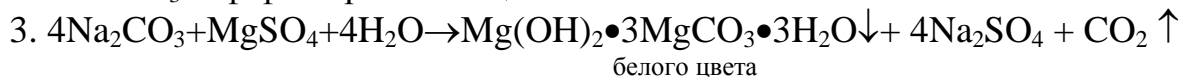
Карбонаты мало растворимы в воде, за исключением  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ .  
Гидрокарбонаты хорошо растворимы в воде, кроме  $\text{NaHCO}_3$

#### КАЧЕСТВЕННАЯ РЕАКЦИЯ НА КАРБОНАТ - ИОН И ГИДРОКАРБОНАТ - ИОН:



2.  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{ф/ф} \rightarrow$  малиновый цвет

$\text{NaHCO}_3 + \text{ф/ф} \rightarrow$  розовый цвет



( $\text{HCO}_3^-$  эту реакцию дают только при кипячении)



#### VIII. Применение соединений углерода в народном хозяйстве и медицине:

1.  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (кальцинированная сода) моющее средство, используется в производстве стекла, мыла, бумаги.
2.  $\text{NaHCO}_3$  (гидрокарбонат натрия) питьевая сода.

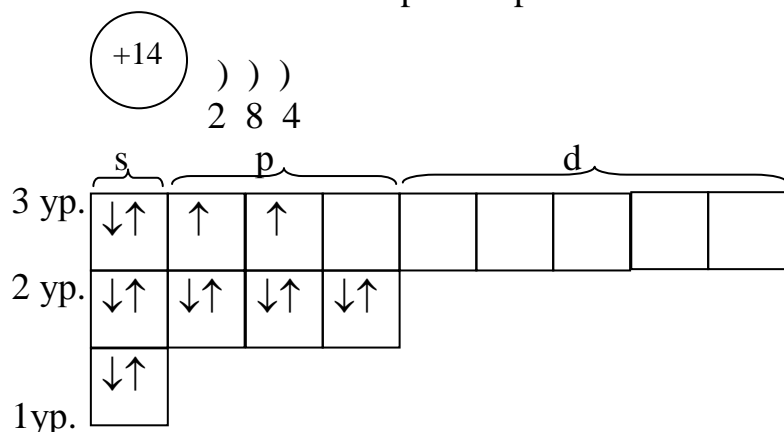
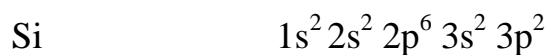
В медицине используется при повышенной кислотности желудочного сока, в микстурах, как отхаркивающее средство, наружное средство для полоскания слизистых оболочек.

2% раствором промывают слизистые глаз и верхних дыхательных путей при попадании на них раздражающих и отравляющих веществ. Используется в хлебопечении, в огнетушителях.

3.  $K_2CO_3$  (поташ) используется для производства стекла, мыла, отбеливателей.
4.  $CaCO_3$  (мел, мрамор, известняк) – в строительном деле.

# КРЕМНИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ.

## I. Характеристика кремния, исходя из положения в периодической системе.



$$28 \quad {}_1^1p = 14 + {}_0^1n = 14$$

$$\text{Si} = \text{-----}$$

$$14 \quad \bar{e} = 14$$

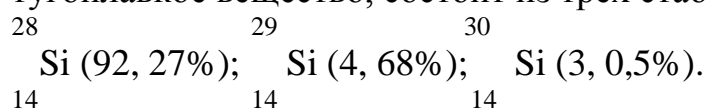
Высший оксид:  $\text{SiO}_2$

Высший гидроксид:  $\text{H}_2\text{SiO}_3$

Степени окисления: -4, 0, +2, +4.

## II. Физические свойства:

Вещество темно - серого цвета со стальным блеском, кристаллической структуры. Структура кремния аналогична структуре алмаза. Элемент обладает полупроводниковыми свойствами, т.к. при освещении и нагревании разрушаются ковалентные связи; увеличивается число свободных электронов и возрастает электрическая проводимость. Кремний хрупок, его плотность равна  $2,33 \text{ г/см}^3$ , тугоплавкое вещество, состоит из трех стабильных изотопов:



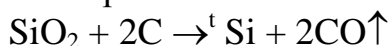
## III. Распространение в природе:

Кремний находится на втором месте по распространению после кислорода в природе. Массовая доля в земной коре 27,6%. В природе встречается в виде оксида кремния (IV) и силикатов. Кремний входит в состав живых организмов. Выделен в 1823 г шведским химиком Берцелиусом.

## IV. Получение:

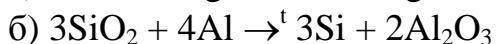
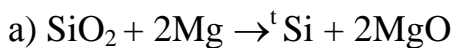
1. В промышленности:

Электродуговой:

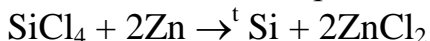


2. В лаборатории:

Алюмотермией, металлотермией:



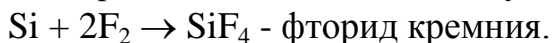
3. Наиболее чистый кремний получают из тетрахлорида кремния:



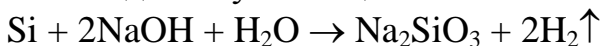
## V. Химические свойства:

Кремний - инертный элемент. В реакции вступает в жестких условиях, это связано с прочностью его кристаллической решетки.

1. Непосредственно взаимодействует только с фтором:



2. Взаимодействует со щелочами:

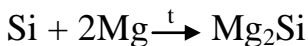


3.  $\text{SiO}_2 + 2\text{C} \xrightarrow{\text{t}} \text{SiC} + \text{CO}_2\uparrow$

карбид кремния  
(карборунд)

Карборунд по прочности приближен к алмазу.

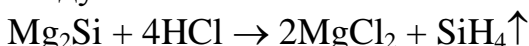
4. С металлами:



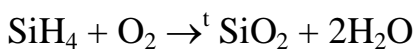
силицид магния

При взаимодействии силицидов с кислотами образуется водородное соединение - силан.

Силан ядовитый газ с резким неприятным запахом, самовоспламеняющийся на воздухе:



силан



5.  $\text{Si} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{t}} \text{SiO}_2$

## VI. Важнейшие соединения:

а) **ОКСИД КРЕМНИЯ (IV)**

$\text{SiO}_2$  - диоксид кремния (кремнезем).

Кремнезем это твердое, тугоплавкое вещество, встречается в природе в двух видах:

1. Кристаллический кремнезем (кварц): у кварца есть несколько разновидностей:

а) горный хрусталь окрашенный в лиловый цвет называется аметист, в бурый цвет - дымчатый топаз.

б) халцедон

в) агат

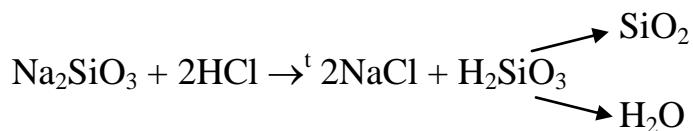
г) яшма

Кварц составляет основу кварцевых песков, используемых в строительстве и силикатной промышленности.

2. Аморфный кремнезем (инфузорная земля, трепел, диатомит)  $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$

Примером искусственного аморфного кремнезема служит силикагель, который получают из мета - силиката натрия:

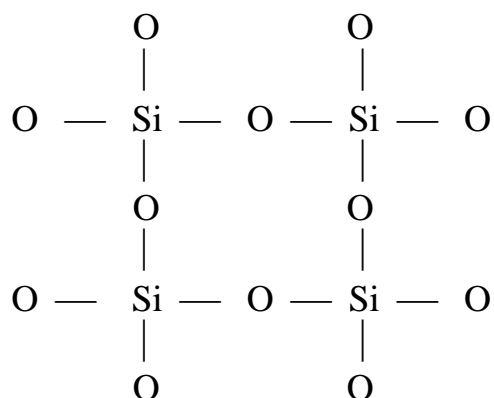




$\text{SiO}_2$  очень твердое вещество. Это объясняется тем, что у него атомная кристаллическая решетка.

У кремния координационное число = 4. Атом кремния заключен в тетраэдр вместе с 4 атомами кислорода, причем атом кремния находится в центре. Весь кусок кремнезема можно рассматривать как кристалл, формула которого  $(\text{SiO}_2) \cdot n$ . Такое строение обуславливает его высокую твердость и тугоплавкость, чем резко отличается от  $\text{CO}_2$ ;

$\text{SiO}_2$  - кислотный оксид.

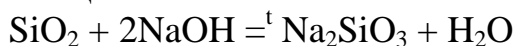


*Химические свойства:*

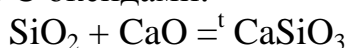
Оксид кремния может реагировать:

1. Со сложными веществами:

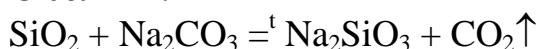
а) Со щелочами:



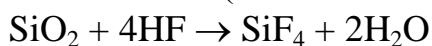
б) С оксидами:



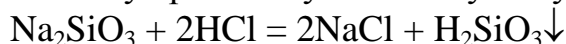
в) С солями:



г) С кислотами (только с плавиковой кислотой):

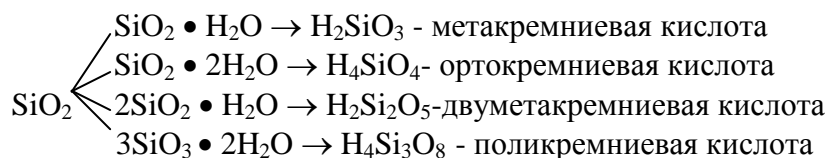


Эта реакция лежит в основе травления стекла. В воде  $\text{SiO}_2$  не растворяется, поэтому кремниевую кислоту получают при действии кислот на силикаты:



б) Диоксид кремния соответствует ряду кислот. Состав кремниевых кислот можно выразить формулой:  $m \text{SiO}_2 \cdot n \text{H}_2\text{O}$ , где  $m$  и  $n$  - целые числа.

Кислоты, у которых  $m > 1$  - **ПОЛИКРЕМНИЕВЫЕ** или многокремниевые.



При нагревании кремниевых кислот до 100<sup>0</sup>С, они постепенно теряют воду, и получается твердое белое вещество силикагель, который используется как адсорбент и в качестве катализатора при химических реакциях:

H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> - слабая кислота, малорастворимая в воде, при нагревании легко теряет воду, образует два вида солей: а) средние - силикаты; б) кислые - гидросиликаты.

## **СИЛИКАТЫ.**

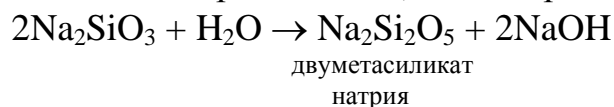
*Получение:*

1. SiO<sub>2</sub> + 2KOH → K<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O
2. SiO<sub>2</sub> + Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> → Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> + CO<sub>2</sub>↑

Силикаты, как правило, бесцветны, тугоплавки, практически не растворимы в воде:

К растворимым в воде силикатам относятся: Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, K<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, BaSiO<sub>3</sub>.

Силикаты натрия и калия получили название растворимое стекло. Водные растворы силиката натрия и калия, благодаря гидролизу, имеют сильно - щелочную реакцию:



Растворимое стекло применяют как огнеупорный материал, используемый для получения огнеупорных тканей, огнезащитных красок, в производстве цемента, клея, замазок, для укрепления слабых грунтов.

## **в) ПРИРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ КРЕМНИЯ:**

Природные соединения имеют сложное строение и состав. Наибольшее распространение в природе имеют силикаты, содержащие алюминий - алюмосиликаты:

1. Каолин (белая глина): Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> • 2SiO<sub>2</sub> • 2H<sub>2</sub>O
2. Слюда белая: K<sub>2</sub>O • 3Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> • 6SiO<sub>2</sub> • 2H<sub>2</sub>O
3. Полевой шпат: K<sub>2</sub>O • Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> • 6SiO<sub>2</sub>
4. Большое значение также имеют
  - а) асбест CaO • 3MgO • 4SiO<sub>2</sub>
  - б) тальк 3MgO • 4SiO<sub>2</sub> • H<sub>2</sub>O

Процесс разрушения горных пород под воздействием воды и воздуха называется **выветриванием**. В результате выветривания образуется почва, поэтому выветривание - важный процесс в природе.

## **Силикатная промышленность:**

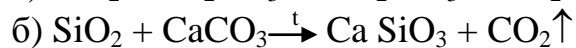
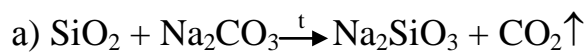
Это промышленность, которая занимается производством стекла, цемента, керамики.

Состав стекла - Na<sub>2</sub>O • CaO • 6SiO<sub>2</sub>

### *1. Получение стекла:*

Основателем стекольной промышленности в России является М.В. Ломоносов.

Получение стекла



Силикат натрия можно также получить:



Стекло бывает разного вида:

1. Тугоплавкое:  $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$

$\text{Na}_2\text{CO}_3$  заменяют на  $\text{K}_2\text{CO}_3$  (поташ)

2. Борсиликатное (твердое, термостойкое стекло) используется для изготовления химической посуды.  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot \text{B}_2\text{O}_3$ .

3. Хрустальное стекло:  $\text{PbO} \cdot \text{K}_2\text{O} \cdot 6\text{SiO}_2$

Добавки различных оксидов металлов придают стеклу различные окраски:

$\text{Cr}_2\text{O}_3$  - зеленую,  $\text{CaO}$  - синюю,  $\text{MnO}_2$  - лилово-красную.

4. Увиолевое стекло - стекло, хорошо пропускающее ультрафиолетовые лучи (в нем содержание  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  снижено до - 0,08%).

Из стекла изготавливают волокна и ткани для технических нужд. Освоен выпуск стеклокристаллических металлов - ситаллов, которые имеют большую прочность и из них готовят посуду, электрические изоляторы.

Керамика - это материалы и изделия, выработанные из природных глин путем формовки, сушки, обжига. Это кирпич, черепица, облицовочная плитка, глиняная посуда, фаянс, фарфор.

## 2. Цемент.

Зеленовато - серый порошок, который при смешивании с водой затвердевает в камнеподобную массу. Цемент получают из известняков и глины путем их обжига ( $t = 1400 - 1600^\circ \text{C}$ ) до спекания.

Обжиг ведут в цилиндрических печах длиной до 150 м, вращающихся, при этом образуется зернистая масса - клинкер, который размалывают с соответствующими добавками, получая силикат цемент.

Обычную цементную смесь готовят искусственно из 25% известняка и 75% глины. Природные известково - глинистые породы, отвечающие по составу цементной смеси - мергели.

## 3. Бетон (искусственный камень).

Смесь цемента, воды и наполнителей (песок, гравий, щебень, шлак).

Бетон со стальной арматурой (внутренним каркасом) называется железобетоном.

Пластобетоны - бетоны, в которых используются органические полимеры.

## VII. Применение:

1. Кремний используют в радиотехнике как полупроводниковый элемент.

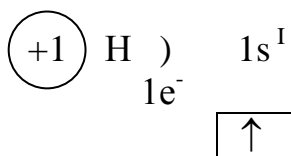
2. Изготавливают из кремния солнечные батареи, превращающие световую энергию в электрическую.

3. В металлургии кремний используют для получения кремнистых сталей, обладающих высокой жаростойкостью и кислотостойкостью.

4. Стекло, цемент, бетон, кварцевый песок используются в строительстве.

# ВОДОРОД И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ.

## I. Характеристика водорода, исходя из его положения в периодической системе.



$$\begin{array}{l} 1 \quad 1p = 1 + 0n = 0 \\ \text{Н} = \text{-----} \\ 1 \quad \bar{e} = 1 \end{array}$$

Степени окисления: + 1; 0; -1.

## II. Физические свойства:

Водород открыт в 1776 году английским химиком Кэвэндишем.

Это газ, легче воздуха, молекула двухатомная, без цвета, без запаха. Малорастворим в воде. При  $-252,8^\circ\text{C}$  переходит в жидкое состояние. Жидкий водород бесцветен.

Существует три изотопа водорода:

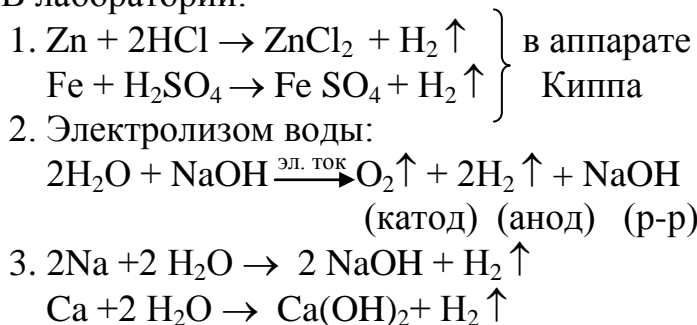
1. Протий  $A_r = 1$ ;
2. Дейтерий  $A_r = 2$ ;
3. Тритий  $A_r = 3$ .

## III. Распространение в природе:

В земной коре - 0,150 % от массы, с учетом гидросферы – 1%, в атомных процентах 15,6 %. По распространенности водород занимает третье место после кислорода и кремния.

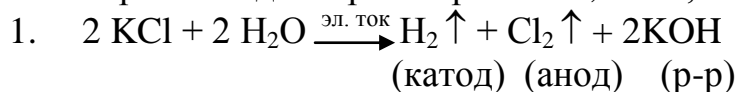
## IV. Получение:

а) В лаборатории:

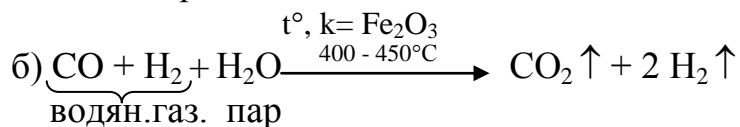
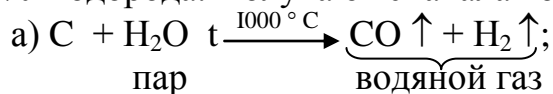


б) В промышленности:

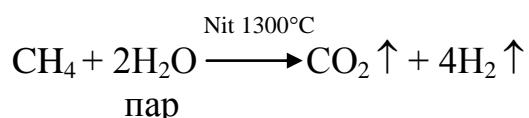
Электролиз водных растворов KCl, NaCl, как рабочий продукт.



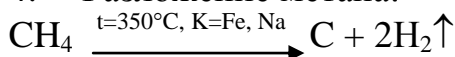
2. Конверсионный способ (конверсия превращения), получают этим способом 50% водорода. Получают сначала водяной газ, а затем водород



3. Конверсия метана с водяным паром:



4. Разложение метана:

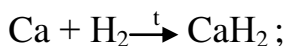


5. Глубоким охлаждением коксового газа ( $-196^\circ\text{C}$ ): Все газы при такой температуре конденсируются, кроме  $\text{H}_2$ .

## V. Химические свойства:

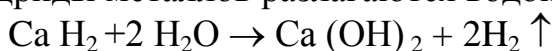
1. Водород может образовывать газообразные соединения состава  $\text{RH}_4$ ,  $\text{RH}_3$ ,  $\text{RH}_2$ ,  $\text{RH}$ .

При высокой температуре водород соединяется со щелочными и щелочно-земельными металлами, образуя гидриды металлов ( $\text{LiH}$ ,  $\text{NaH}$ ,  $\text{KH}$ ,  $\text{CaH}_2$ )

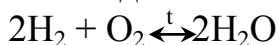


Гидриды металлов – белые кристаллические вещества.

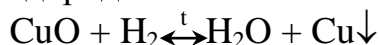
Гидриды металлов разлагаются водой с образованием щелочи и водорода:



2. Взаимодействие с кислородом:



3. Водород восстанавливает металлы из их оксидов:



## VI. Важнейшие соединения:

Важнейшим соединением водорода является **ВОДА ( $\text{H}_2\text{O}$ )**.

Вода прозрачна, без запаха, без вкуса, плотность равна  $1 \text{ г/см}^3$  (при  $t = 4^\circ\text{C}$ ), может быть в трех агрегатных состояниях:

1. Твердое вещество, жидкая вода переходит в твердое состояние при  $t = 0^\circ\text{C}$
2. Жидкость
3. Газообразное состояние (пар)

Вода плохо проводит тепло и электрический ток, хороший растворитель. Молекула воды имеет угловую форму, атомы водорода по отношению к кислороду образуют угол = 104,5°. Вода – диполь.

В жидкой воде вместе с обычными молекулами существуют ассоциированные молекулы, связанные между собой водородными связями: (H<sub>2</sub>O)<sub>n</sub>

Вода бывает гигроскопическая. Это вода, содержащаяся в порах и смачивающая многие вещества с поверхности.

Вещества с повышенной способностью притягивать воду (влагу) называются гигроскопическими.

**Минеральная вода** - вода, содержащая в 1 л более 1г растворенных минеральных веществ.

*Способы очистки воды от примесей:*

1. **Фильтрация** - способ, при котором освобождают воду от механических примесей. В качестве фильтра используют: вату, фильтровальную бумагу, ткани, активированный уголь, смесь песка и гравия.
2. **Хлорирование** – очистка воды от микроорганизмов. На 1 т. воды тратят при хлорировании – 0,5-0,7г. хлора
3. **Дистилляция (перегонка)**. Этот вид очистки воды проводят в дистилляторах. В них воду превращают в пар, затем конденсируют в холодильнике и в приемнике собирается чистая вода. Примеси остаются в перегонной колбе.

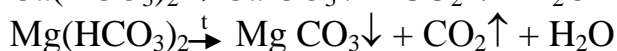
*Жесткость воды:*

Жесткость воды обусловлена присутствием в ней катионов Mg<sup>2+</sup> и Ca<sup>2+</sup>, анионов HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> и SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>.

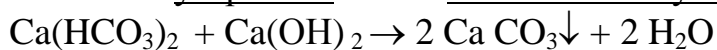
В жесткой воде мыло не пенится, плохо развариваются овощи, ухудшается качество тканей, в котлах много накипи...

Жесткость бывает:

1. **Временная (гидрокарбонатная)** – этот вид жесткости устраняется, как правило кипячением. Обусловлена эта жесткость присутствием катионов Mg<sup>2+</sup>, Ca<sup>2+</sup> и анионом HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>



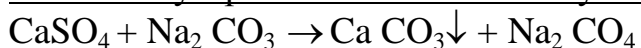
Ее можно устранить также химическим путем:



Известковая  
Вода

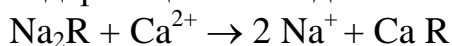
2. **Постоянная жесткость** - жесткость, обусловленная присутствием ионов Mg<sup>2+</sup>, Ca<sup>2+</sup> и SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>

Ее можно устранить химическим путем:

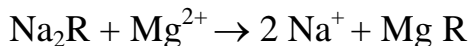


Устранить жесткость воды можно также при помощи катионитов и анионитов. Катиониты и аниониты называют по-другому иониты. Катиониты - это иониты (ионно-обменные смолы), которые могут обменивать свои катионы на катионы среды.

Аниониты – это иониты, которые могут обменивать свои анионы на анионы среды. Если пропустить воду через слой катионита, то катионы (чаще всего это соединения содержащие катионы натрия) будут обмениваться на ионы  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ , содержащиеся в воде. Жесткость при этом устраняется.

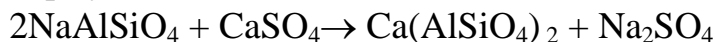


Катионит



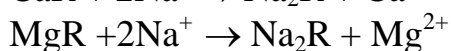
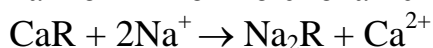
В качестве катионов можно использовать ионно-обменные смолы и алюмосиликаты:

1. пермутит  $\text{NaAlSiO}_4$



2. ионно-обменная смола :  $\text{Na}_2[\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8 \times \text{H}_2\text{O}]$

Если катиониты, содержащие катионы  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  ( $\text{MgR}$ ,  $\text{Ca R}$ ) выдержат в растворе  $\text{NaCl}$ , то катионы  $\text{Na}^+$  замещают катионы  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$  и регенированный катионит можно снова использовать для смягчения воды.



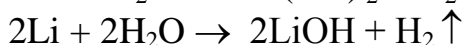
По значению жесткости природную воду различают:

1. очень мягкая
2. мягкая
3. средней жесткости
4. жесткая
5. очень жесткая

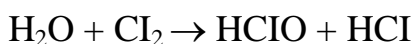
*Химические свойства воды:*

Вода взаимодействует:

1. с металлами



2. с неметаллами:



3. с оксидами:

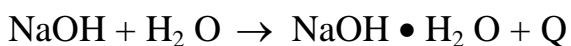
а) с основными оксидами:



б) с кислотными оксидами:



4. с основаниями:

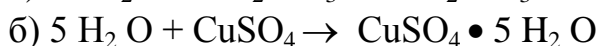
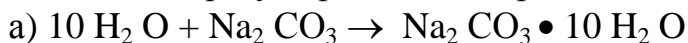


5. с кислотами:



конц.

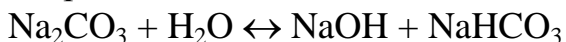
6. с солями, образуя кристаллогидраты:



Кристаллизационная вода – вода, входящая в состав кристаллов.

Кристаллогидраты – это вещества, содержащие кристаллизационную воду.

7. гидролиз солей:



**Тяжелая вода** – это вода, содержащая в своем составе изотопы: дейтерий и тритий.

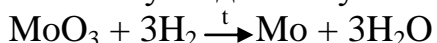
С тяжелой водой реакции протекают медленнее, ее применяют в качестве замедлителя нейтронов в ядерных реакциях.

## **VII. Применение водорода и его соединений:**

1. Для наполнения аэростатов и дирижаблей в смеси с гелием.

2. Водородно-кислородным пламенем режут и сваривают металлы.

3. Используют для получения редких металлов, как восстановитель.

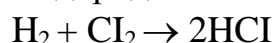


4. Используют для получения аммиака, из которого в свою очередь получают  $\text{HNO}_3$  и азотные удобрения.

5. В органическом синтезе водород используют в реакциях гидрирования. Гидрирование это присоединение водорода.

6. Дейтерий и тритий применяют в атомной энергетике, как термоядерное горючее.

7. Водород используется для синтеза соляной кислоты:



8. Вода используется как растворитель

9. Без  $\text{H}_2\text{O}$  не возможна жизнь. В живых организмах воды  $\approx 63\%$  по весу. Медузы и водоросли содержат до 90 % воды. Без воды человек может обойтись не более 3-4 суток.



# ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Металлы в периодической системе Д.И. Менделеева в основном расположены в I, II, III группах, в больших периодах в четных рядах.

## I. Физические свойства:

Металлы обладают:

1. Высокой ковкостью, пластичностью, т.е. при механическом воздействии на металлы происходит смещение слоев атомов, но разрыва не происходит.
2. Металлическим блеском
3. Непрозрачностью
4. Электропроводимостью
5. Теплопроводимостью (наибольшая у Ag и Cu, наименьшая у Bi и Hg).
6. Твердостью.

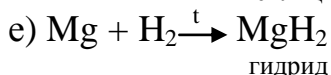
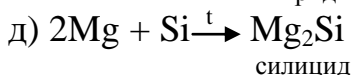
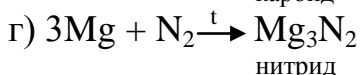
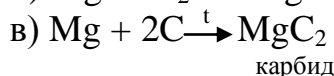
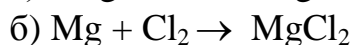
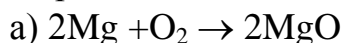
Хром режет стекло. Li, K, Na, Cs – легко режутся ножом. Все металлы имеют различную плотность. Она тем меньше, чем меньше атомная масса металла и чем больше радиус его атома. Самый легкий металл литий  $\rho=0,53 \text{ г/см}^3$ , а самый тяжелый осмий  $\rho=22,6 \text{ г/см}^3$ . Легким считаются металлы, если их плотность  $< 5 \text{ г/см}^3$ . Разнообразные температуры плавления и кипения металлов. Самый легкоплавкий металл – ртуть  $t_{\text{пл}}=-38,9^\circ\text{C}$ .

W – самый тугоплавкий металл  $t_{\text{пл}}=3390^\circ\text{C}$ . Тугоплавкие металлы – это металлы, у которых температура плавления выше  $1000^\circ\text{C}$ .

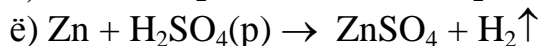
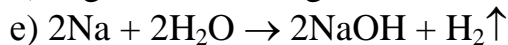
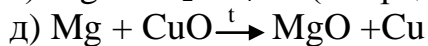
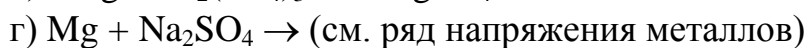
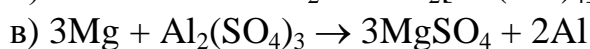
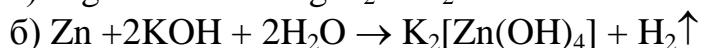
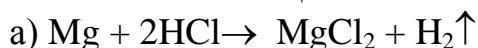
## II. Химические свойства:

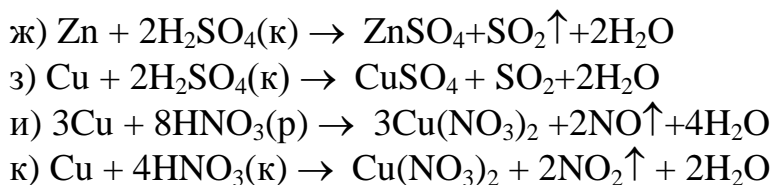
Металлы могут взаимодействовать:

1. с простыми веществами:



2. Со сложными веществами:





Все металлы по своей активности можно расположить в ряд, который называется ряд напряжения металлов. Этот ряд был составлен русским химиком Н. Н. Бекетовым в 1865 году.

Металлы могут образовывать химические соединения между собой. Они имеют общие названия – интерметаллические соединения или интерметаллиды ( $Na_2Sb$ ,  $Ca_3Sb_2$ ,  $NiSb$  и т. д.).

По внешнему виду интерметаллиды похожи на металлы, твердость их выше, а пластичность ниже, чем у образующих их металлов. Интерметаллиды  $AlSb$ ,  $SnSb$ , используют, как полупроводниковые элементы. Химическая связь в интерметаллидах – металлическая.

### *МЕТАЛЛЫ И СПЛАВЫ:*

Сплавы – это система, состоящая из двух или более металлов, а также металлов и неметаллов. Связь в сплавах металлическая. Сплавы обладают всеми физическими свойствами металлов. Сплавы получают смешиванием металлов в расплавленном состоянии, они затвердевают при последующем охлаждении. При этом возможен следующий типичный случай:

1. Расплавленные металлы смешиваются между собой в неограниченных отношениях, образуя при охлаждении твердые растворы. Кристаллы в таких сплавах содержат атомы обоих металлов, и они однородны. Твердые растворы более прочны, тверды, химически стойки, пластичны, электропроводны и т.д. ( $Cu-Ag$ ,  $Ag-Au$ ,  $Cu-Ni$ )
2. Расплавленные металлы смешиваются в слабых отношениях, однако, при охлаждении твердый раствор не образуется, а образуется масса, состоящая из кристаллов каждого металла.
3. Расплавленные металлы образуют интерметаллиды ( $Na_2Sb$ ,  $Na_2Pb_5$ ):

Самыми распространенными сплавами считается – сталь. Сталь – это сплав железа с углеродом (содержание углерода до 2%).

Чугун – сплав железа с углеродом (содержание углерода от 2 до 4%). Чугун – тверд, хрупок. Железо и его сплавы относят к черным металлам. Все остальные металлы цветные.

Бронза – сплав меди с другими элементами:

- а) Оловянная бронза ( $Pb + Cu$ )
- б) Алюминивая бронза (5-11%  $Al$ )
- в) Свинцовая бронза (до 33% свинца)

Латунь – сплав меди с цинком (до 30 – 35%).

Победит ( $C, W, Co$ ).

Дуралюминий – (95%  $Al, Mg, Cu, Mn$ )

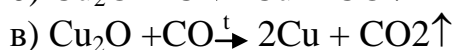
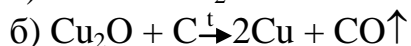
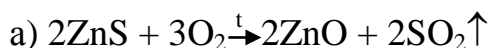
Применяют дуралюминий в самолетостроении.

## СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ МЕТАЛЛОВ:

Металлургия – наука о промышленных способах получения металлов из руд.

Руда – это минералы и горные породы, содержащие металлы или соединения, пригодные для промышленного получения металлов. Полиметаллические руды, руды содержащие два или несколько металлов. Metallургия делится на: гидро-, пир-, и электрометаллургию.

1. Пирометаллургия – металлургия, в которой используют при получении металлов из руд реакцию восстановления, проводимую при высоких температурах. В качестве восстановителя используют С, СО, Н<sub>2</sub>, СН<sub>4</sub>

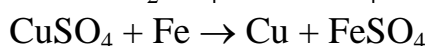
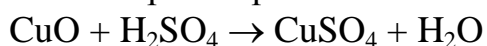


Металлотермия - это восстановление металлов при высокой температуре из их соединений другими металлами химически более активными.

Металлотермия одна из разновидностей пирометаллургии.

2. Гидрометаллургия – металлургия, охватывающая способы получения металлов из растворов солей.

При этом металл, входящий в состав руды переводят в раствор, а затем извлекают из этого раствора.



25% всей меди добывают таким способом.

3. Электрометаллургия охватывает способы получения металлов с помощью электролиза. Этим способом получают легкие металлы: Al, Na, K, Li, и т.д.

# ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ Na, K И ИХ СОЕДИНЕНИЯ.

## I. Общая характеристика I группы главной подгруппы:

К щелочным металлам относятся Li, Na, K, Rb, Cs, Fr.

Наибольшими металлическими свойствами обладает Fr, т.к. у него радиус больше, и он легче отдает валентный электрон.

Высшие гидроксиды щелочных металлов растворимые в воде основания – щелочи.

Высшие оксиды имеют форму  $R_2O$ .

Щелочные металлы образуют водородные соединения гидриды, которые являются белыми твердыми веществами, степень окисления водорода в которых равна -1.

Степень окисления щелочных металлов: +1, 0.

## II. Характеристика Na и K, исходя из положения в периодической системе:

<p>Na <math>2s^2 2s^2 2p^6 3s^1</math> ст. ок. : +1, 0</p> <p>23 <math>\begin{matrix} 1 \\ 1p = 11 + 0n = 12 \end{matrix}</math></p> <p>Na = <math>\frac{23}{11}</math></p> <p>11 <math>\bar{e} = 11</math></p> <p>(+11) ) ) ) 2 8 1</p> <p>высший оксид: <math>Na_2O</math> высший гидроксид: NaOH</p>	<p>K <math>1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1</math> ст. ок. : +1, 0</p> <p>39 <math>\begin{matrix} 1 \\ 1p = 19 + 0n = 20 \end{matrix}</math></p> <p>K = <math>\frac{39}{19}</math></p> <p>19 <math>\bar{e} = 19</math></p> <p>(+19) ) ) ) 2 8 8 1</p> <p>высший оксид: <math>K_2O</math> высший гидроксид: KOH</p>
---	---

## III. Физические свойства:

Твердые вещества, серебристо-белого цвета, обладают металлическим блеском, электро- и теплопроводны, пластичные, легко режутся ножом. Хранят под слоем керосина или бензина.

<p>Изотопы:</p> <p>23 Na 11</p>	<table> <thead> <tr> <th>Стабильные изотопы</th> <th>Радиоактивные изотопы</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>39 K (93,08%)</td> <td>40 K (0,01%)</td> </tr> <tr> <td>41 K (6,91%)</td> <td>19</td> </tr> <tr> <td>19</td> <td></td> </tr> </tbody> </table>	Стабильные изотопы	Радиоактивные изотопы	39 K (93,08%)	40 K (0,01%)	41 K (6,91%)	19	19	
Стабильные изотопы	Радиоактивные изотопы								
39 K (93,08%)	40 K (0,01%)								
41 K (6,91%)	19								
19									

## IV. Распространение в природе:

Встречаются в природе только в виде соединений, так как металлы очень активные.

<p>а) NaCl каменная соль</p> <p>б) Na Cl • KCl сильвинит</p>	<p>а) NaCl • KCl сильвинит</p> <p>б) KCl • MgCl<sub>2</sub> • 6H<sub>2</sub>O карналлит</p> <p>Калия в земной коре 2,6%.</p>
--	--

<p>в) <math>\text{NaNO}_3</math> чилийская селитра</p> <p>г) <math>\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}</math> глауберова соль</p> <p>Натрия в земной коре 2,64%.</p>	
<p><b>V. Получение:</b> Электролизом расплавов солей получают щелочные металлы, электролизом растворов солей получают щелочи.</p>	
<p><math>2\text{NaCl} \xrightarrow{\text{эл.ток}} 2\text{Na}^\circ + \text{Cl}_2\uparrow</math> расплав. (катод) (анод)</p> <p><math>2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{эл.ток}} \text{Cl}_2\uparrow + \text{H}_2\uparrow + 2\text{NaOH}</math></p>	<p><math>2\text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{эл.ток}} \text{Cl}_2\uparrow + \text{H}_2\uparrow + 2\text{KOH}</math> (катод) (анод) (р-р)</p> <p><math>2\text{KCl} \xrightarrow{\text{эл.ток}} 2\text{K}^\circ + \text{Cl}_2\uparrow</math></p>
<p><b>VI. Химические свойства:</b></p>	
<p><b>1. Взаимодействие с неметаллами:</b></p>	
<p>а) <math>2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}</math></p> <p>б) <math>4\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Na}_2\text{O}</math> недостаток (мгновенное окисление)</p> <p>в) <math>2\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2</math> избыток пероксид натрия</p> <p><math>2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 \rightarrow 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2\uparrow</math></p> <p>г) <math>2\text{Na} + \text{H}_2 \xrightarrow{t=300-400^\circ\text{C}} 2\text{NaN}</math> гидрид</p> <p><math>\text{NaN} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow</math></p> <p>д) <math>6\text{Na} + \text{N}_2 \xrightarrow{t} 2\text{Na}_3\text{N}</math> нитрид</p>	<p>а) <math>2\text{K} + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{KBr}</math></p> <p>б) <math>4\text{K} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{K}_2\text{O}</math></p> <p>в) <math>2\text{K} + \text{O}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{O}_2</math> пероксид</p> <p><math>2\text{K}_2\text{O} + 2\text{CO}_2 \rightarrow 2\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2\uparrow</math></p> <p>г) <math>2\text{K} + \text{H}_2 \xrightarrow{t=300-400^\circ\text{C}} 2\text{KH}</math> гидрид</p> <p><math>\text{KH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{KOH} + \text{H}_2\uparrow</math></p> <p>д) <math>6\text{K} + \text{N}_2 \xrightarrow{t} 2\text{K}_3\text{N}</math> нитрид</p>
<p><b>2. Взаимодействие со сложными веществами:</b></p>	
<p>а) <math>2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow</math></p> <p>б) с разбавленными кислотами: <math>2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow</math> <math>2\text{NaOH} + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}</math> <math>2\text{Na} + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\uparrow</math> (суммарное уравнение)</p> <p>в) <math>8\text{Na} + 10\text{HNO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O}\uparrow + 8\text{NaNO}_3 + 5\text{H}_2\text{O}</math> конц.</p> <p>г) <math>2\text{Na} + 2\text{NH}_3 \xrightarrow{t} 2\text{NaNH}_2 + \text{H}_2\uparrow</math> амид натрия</p>	<p>а) <math>2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KOH} + \text{H}_2\uparrow</math></p> <p>б) с разбавленными кислотами: <math>2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KOH} + \text{H}_2\uparrow</math> <math>2\text{KOH} + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O}</math> <math>2\text{K} + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{H}_2\uparrow</math> (суммарное уравнение)</p> <p>в) <math>8\text{K} + 10\text{HNO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O}\uparrow + 8\text{KNO}_3 + 5\text{H}_2\text{O}</math> конц.</p> <p>г) <math>2\text{K} + 2\text{NH}_3 \xrightarrow{t} 2\text{KNH}_2 + \text{H}_2\uparrow</math> амид натрия</p>
<p><b>VII. Важнейшие соединения. Щелочи.</b></p>	
<p><math>\text{NaOH}</math> – белое непрозрачное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде с выделением большого количества тепла.</p>	<p><math>\text{KOH}</math> – белое непрозрачное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде с выделением большого количества тепла.</p>

### Водные растворы – щелочи.

#### Химические свойства:

<ol style="list-style-type: none"> <li>1. <math>\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}</math></li> <li>2. <math>2\text{NaOH} + \text{ZnCl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{Zn(OH)}_2 \downarrow</math></li> <li>3. <math>\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{NaHCO}_3</math> Недостат.</li> <li>4. <math>2\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}</math> избыт.</li> <li>5. <math>2\text{NaOH} + \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4]</math></li> <li>6. <math>2\text{Al} + 6\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na}_3[\text{Al(OH)}_6] + 3\text{H}_2 \uparrow</math></li> <li>7. <math>\text{NaOH} + \text{K} \rightarrow \text{KOH} + \text{Na} + \text{Q}</math></li> </ol>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. <math>\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}</math></li> <li>2. <math>2\text{KOH} + \text{ZnCl}_2 \rightarrow 2\text{KCl} + \text{Zn(OH)}_2 \downarrow</math></li> <li>3. <math>\text{KOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{KHCO}_3</math> Недост.</li> <li>4. <math>2\text{KOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}</math> избыт.</li> <li>5. <math>2\text{KOH} + \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2[\text{Zn(OH)}_4]</math></li> <li>6. <math>2\text{Al} + 6\text{KOH} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{K}_3[\text{Al(OH)}_6] + 3\text{H}_2 \uparrow</math></li> <li>7. <math>\text{KOH} + \text{Li} \rightarrow \text{LiOH} + \text{K} + \text{Q}</math></li> </ol>
---	---

### VIII. Применение щелочных металлов и их соединений.

<ol style="list-style-type: none"> <li>1. NaOH используют для очистки нефтяных продуктов (бензина керосина), производства мыла, в химической промышленности, для получения каустической соды <math>\text{Na}_2\text{CO}_3</math>.</li> <li>2. <math>\text{Na}_2\text{O}_2</math> применяют для отбеливания тканей, шерсти, соломы, перьев, в подводных лодках для получения кислорода.</li> <li>3. Na используют в органическом синтезе.</li> <li>4. NaCl консервант, в пищевой промышленности, ионы натрия нужны для нормальной жизнедеятельности клетки, за счет них поддерживается нормальное кровяное давление: 0,85 - 0,9 % раствор – физиологический раствор, NaCl используют для получения <math>\text{Cl}_2</math>, HCl, NaOH, <math>\text{Na}_2\text{CO}_3</math>.</li> <li>5. <math>\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}</math> глауберова соль. В медицине используется как слабительное средство. Используется также в производстве соды и стекла.</li> <li>6. NaBr успокаивающее средство при неврозах (внутри вместе с <math>\text{NaHCO}_3</math>.)</li> <li>7. NaI при расстройствах функционирования щитовидной железы при недостатке йода в организме (пить вместе с <math>\text{NaHCO}_3</math>).</li> </ol>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. KOH используется для очистки нефти (бензина, керосина), производства мыла, шелка, в химической промышленности, для получения поташа <math>\text{K}_2\text{CO}_3</math>, для получения отбеливателей.</li> <li>2. <math>\text{K}_2\text{O}_2</math> применяют для отбеливания тканей, шерсти, соломы, перьев, в подводных лодках для получения кислорода.</li> <li>3. K используют в органическом синтезе.</li> <li>4. KCl используют как калийное удобрение в сельском хозяйстве. Калий микроэлемент, который необходим для нормальной жизнедеятельности живых организмов. Хлорид калия используют для получения <math>\text{Cl}_2</math>, HCl, KOH, <math>\text{K}_2\text{CO}_3</math>.</li> <li>5. KBr успокаивающее средство (внутри вместе с <math>\text{NaHCO}_3</math>).</li> <li>6. KI при расстройствах функционирования щитовидной железы, при недостатке количества йода в организме. Не вводят в вену из-за угнетающего действия <math>\text{K}^+</math> на сердце.</li> <li>7. KI способен предупреждать накопление радиоактивного йода в щитовидной железе и обеспечивает ее защиту от воздействия радиации.</li> </ol>
--	--

#### Качественные реакции.

<p><math>\text{Na}^+ + \text{пламя} \xrightarrow{\text{HCl}} \text{желтый цвет}</math></p>	<p><math>\text{K}^+ + \text{пламя} \xrightarrow{\text{HCl}} \text{фиолетовый цвет.}</math> В присутствии даже незначительных ионов <math>\text{Na}^+</math> фиолетовое окрашивание маскируется, поэтому на пламя надо смотреть через синее стекло. Синее стекло поглощает желтый спектр, фиолетовое пламя становится видимым.</p>
--	---

# КАЛЬЦИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ.

## I. Общая характеристика II группы главной подгруппы (подгруппы бериллия).

Эту подгруппу составляют Be, Mg и щелочно-земельные элементы: Ca, Sr, Ba, Ra. Самый активный элемент – Ra, т.к. его радиус больше радиуса других элементов этой группы. Be с H<sub>2</sub>O не взаимодействует, магний взаимодействует с водой при нагревании, а остальные металлы при обычных условиях.

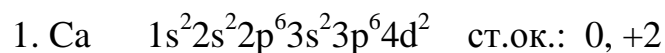


Все металлы II группы главной подгруппы образуют гидриды состава RH<sub>2</sub>, которые представляют из себя твердые белые вещества. Металлы подгруппы бериллия химически довольно активные, на воздухе окисляются с образованием оксидов. Степени окисления: 0, +2.

Растворимость и основной характер оснований возрастает от бериллия к калию.

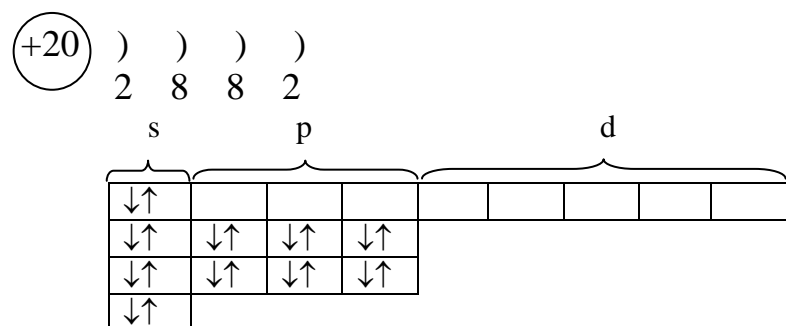
Be(OH)<sub>2</sub> – амфотерное соединение. Be – переходный элемент.

## II. Характеристика кальция исходя из его положения в периодической системе.



CaO – высший оксид

Ca(OH)<sub>2</sub> – высший гидроксид



$$40 \quad {}_1^1p = 20 + {}_0^1n = 20$$

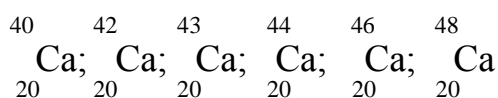
$$\text{Ca} = \frac{\quad}{\quad}$$

$$20 \quad e^- = 20$$

## III. Физические свойства.

Серебристо-белый, твердый, легкий металл,  $\rho = 1,55 \text{ г/см}^3$ , температура плавления и кипения выше, чем у щелочных металлов.

В природе встречается в виде 6 изотопов:



В исследованиях используют искусственный изотоп  ${}_{20}^{45}\text{Ca}$

#### IV. Нахождение в природе:

В природе встречается в виде соединений:

1.  $\text{CaCO}_3$  – мел, мрамор, известняк.
2.  $\text{CaSO}_4 \times 2\text{H}_2\text{O}$  – водный гипс.
3.  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  – входит в состав апатитов, фосфоритов, в состав костей.

#### V. Получение.

Получают кальций электролизом смеси расплавленных солей (6 частей  $\text{CaCl}_2$  и 1 части  $\text{CaF}_2$ ).

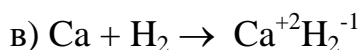
#### VI. Химические свойства.

Кальций взаимодействует:

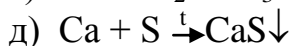
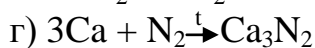
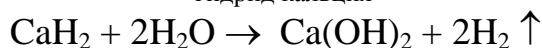
1. С простыми веществами:

- а)  $\text{Ca} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2$
- б)  $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$

Кальций хранят под слоем керосина или бензина, так как он быстро окисляется кислородом воздуха.



гидрид кальция

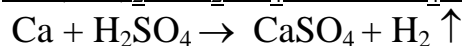
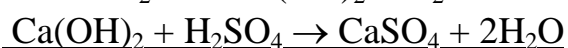
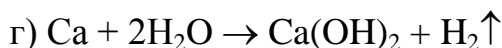
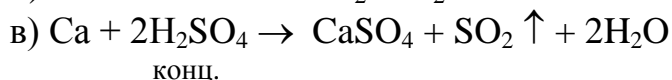
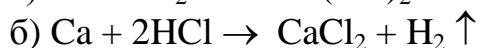
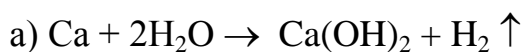


сульфид кальция белый.

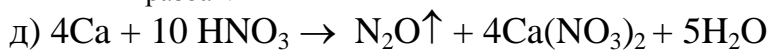


карбид кальция.

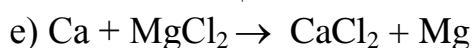
2. Со сложными веществами:



разбав.



конц.





## КАЧЕСТВЕННАЯ РЕАКЦИЯ НА ИОН $\text{Ca}^{2+}$ .

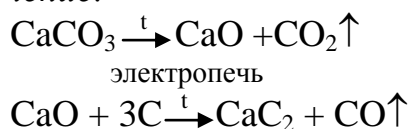
1.  $\text{Ca}^{2+} + \text{HCl} \rightarrow$  пламя  $\rightarrow$  кирпично-красный цвет.
2.  $\text{CaCl}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{CaC}_2\text{O}_4\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$   
оксалат                      белый цвет  
аммония                      оксалат кальция, растворим в минеральных кислотах
- $\text{Ca}^{2+} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow \text{CaC}_2\text{O}_4\downarrow$

## VII. Важнейшие соединения.

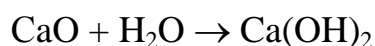
### *CaO - НЕГАШЕНАЯ ИЗВЕСТЬ.*

Белый тугоплавкий порошок, малорастворим в воде.

*Получение:*



*Оксид кальция растворим в воде:*

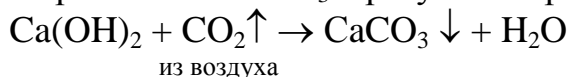


Раствор  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  называют известковая вода или гашеная известь.

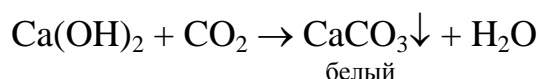
Смесь гашеной извести, песка и воды называется строительным или известковым раствором. Затвердевание известкового раствора происходит в результате одновременного протекания двух процессов:

1. Выпадение из пересыщенного раствора кристаллов гидроксида кальция, которые прочно связывают между собой частицы песка.

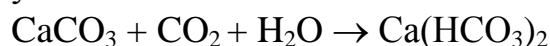
2. Образование  $\text{CaCO}_3$  в результате реакции:



Гашеная известь – твердое вещество, белого цвета, малорастворим в воде. Известковая вода – качественный реактив для обнаружения молекул углекислого газа.

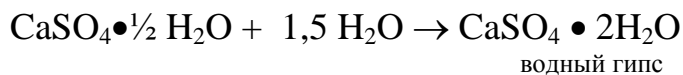


Осадок карбоната натрия исчезает при пропускании через раствор избытка углекислого газа.



### VIII. Применение кальция и его соединений:

1. Кальций используется в органическом синтезе для получения солей, CaO, Ca(OH)<sub>2</sub>.
2. CaCO<sub>3</sub> (мел, мрамор, известняк) применяют в строительстве.
3. CaSO<sub>4</sub>•½ H<sub>2</sub>O (полуводный гипс, жженный гипс, алебастр) применяют в медицине для наложения гипсовых повязок и в строительстве.



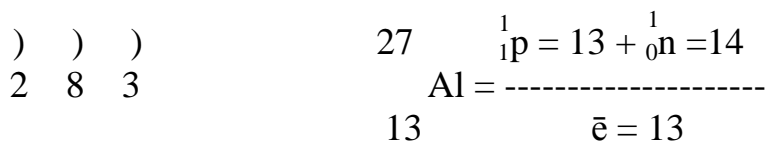
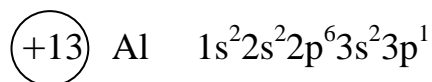
4. CaCl<sub>2</sub>•6H<sub>2</sub>O применяют в медицине как противовоспалительное и антиаллергическое средство, при недостатке кальция в организме.

# АЛЮМИНИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ.

## I. Характеристика III группы, главной подгруппы периодической системы.

К элементам III группы, главной подгруппы относятся В, Al, Ga, In, Tl. Наибольшими неметаллическими свойствами обладает бор, так как радиус его наименьший и он легче принимает электроны. Наибольшими металлическими свойствами обладает таллий, так как радиус его наибольший и он легче отдаёт электроны.

## II. Характеристика алюминия исходя из его положения в периодической системе.



s	p		
↑↓	↑		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
↑↓			

Степени окисления: 0; +3.

Высший оксид:  $Al_2O_3$

Высший гидроксид:  $Al(OH)_3 \Leftrightarrow H_3AlO_3$

## III. Физические свойства.

Al серебристый легкий металл. Нагретый до температуры 100 - 150°C, легко прокатывается в листы, фольгу и проволоку. При температуре 500°C алюминий становится очень хрупким, его можно истолочь в мелкий порошок. При более высокой температуре вновь становится пластичным. Алюминий – механически прочный металл. Обладает хорошей электро- и теплопроводностью, но уступает в этом отношении меди. Легко образует сплавы. Природный алюминий состоит из одного изотопа:

27  
 Al (100%)  
 13

## IV. Распространение в природе.

Алюминий самый распространенный металл в природе. Общее содержание его в земной коре составляет 8,8 %. В свободном виде алюминия в природе нет, он встречается только в виде соединений:

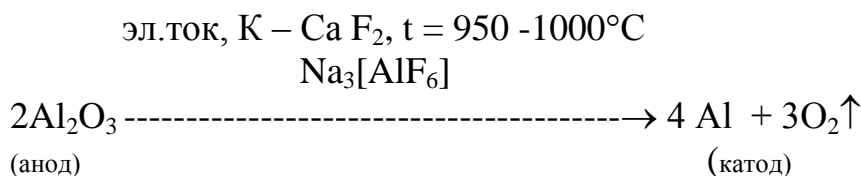
1. алюмосиликаты  
 $2H_2O \bullet Al_2O_3 \bullet 2SiO_2$  и  
 $K_2O \bullet Al_2O_3 \bullet 6SiO_2$
2. бокситы  
 $Al_2O_3 \bullet nH_2O$

3. криолит



## V. Получение.

В промышленности алюминий получают электролизом оксида алюминия в расплаве криолита:



## VI. Химические свойства.

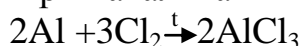
1. Отношение к простым веществам.

а) С металлами образует сплавы:

- дуралюминий – Al (95%), Cu (40%), Mg (0,5 %), Mn (0,5%). Применяется в самолетостроении.
- магналий – до 12% Mg.
- силумин – сплав Al с Si.

Алюминий применяют для алитирования – насыщения поверхности стальных и чугунных изделий алюминием с целью защиты основного материала от окисления при сильном нагревании. Ртуть и ее соединения оказывают разрушающее действие на алюминий, образуя на его поверхности рыхлый слой амальгамы, которая не защищает металл от окисления кислородом воздуха, так как оксид алюминия не удерживается на ее поверхности.

б) При накаливании Al сгорает в струе  $\text{Cl}_2$ .



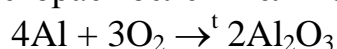
в)  $2\text{Al} + 3\text{S} \xrightarrow{t} \text{Al}_2\text{S}_3$

г)  $2\text{Al} + \text{N}_2 \xrightarrow{t} 2\text{AlN}$

д)  $4\text{Al} + 3\text{C} \xrightarrow{t} \text{Al}_4\text{C}_3$

е) При обычной температуре легко соединяется с кислородом, образуя оксидную пленку  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , которая предохраняет материал от дальнейшего окисления. Пленка прочна, тверда и гибка, не отстает при растягивании, сжатии, закручивании и изгибе, проводит ток, плавится при температуре  $2050^\circ\text{C}$ .

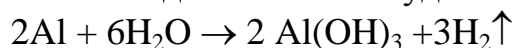
Пленка придает вид матовой поверхности алюминию. При накаливании мелкодробленного алюминия на воздухе до температуры  $600 - 700^\circ\text{C}$  он сгорает ослепительно ярким пламенем:



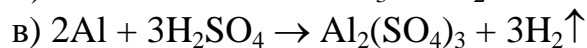
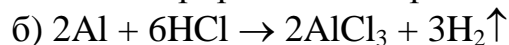
2. Отношение к сложным веществам.

а) По отношению к воде алюминий устойчив, потому что покрыт защитной пленкой оксида алюминия. Разрушить оксидную пленку можно, потерев поверхность

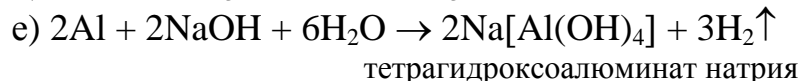
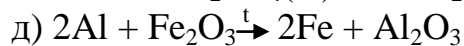
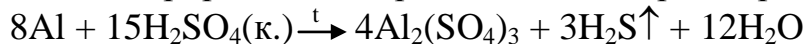
алюминия наждачным порошком или опустив его на неделю в горячий раствор щелочи и тогда алюминий будет взаимодействовать с водой:



При обыкновенной температуре алюминий практически не взаимодействует с концентрированной и сильно разбавленной азотной кислотой, медленно растворяется в азотной кислоте средних концентраций, не взаимодействует концентрированной серной кислотой.



г) с концентрированной серной кислотой при нагревании:



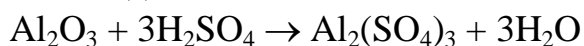
## VII. Важнейшие соединения:

### 1. *ОКСИД* $\text{Al}_2\text{O}_3$ :

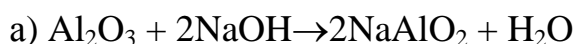
Белое, очень твердое и тугоплавкое вещество с температурой плавления  $2050^\circ\text{C}$ . В природе встречается в виде минерала корунда. Корунд второй по твердости после алмаза. Природный корунд используют для изготовления шлифовальных кругов, а мелкоиздробленный – наждачной бумаги. Не растворим в воде.

Доказательство амфотерности оксида алюминия.

1. Взаимодействие с кислотами:

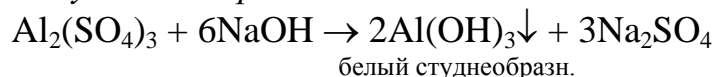


2. Взаимодействие со щелочами:

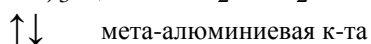


### 2. *ГИДРОКСИД АЛЮМИНИЯ*:

*Получение гидроксида алюминия:*



*Химические свойства:*



орто-алюминиевая к-та

Доказательство амфотерности гидроксида алюминия:



алюминат натрия





### **VIII. Применение алюминия и его соединений.**

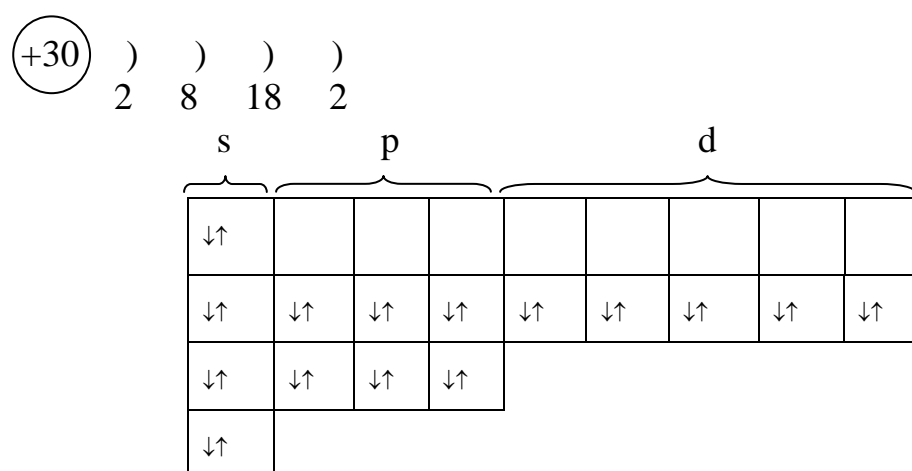
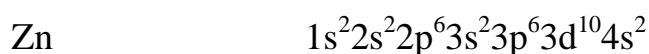
1. Сплавы алюминия применяют в авиа-, автомобилестроении, в металлургии железа, в производстве посуды, цистерн, труб, высококачественных зеркал, проводов и т.д.
2.  $\text{Al}(\text{OH})_3$  применяют в медицине в качестве адсорбирующего средства: наружно – для присыпок, внутрь при повышенной кислотности желудочного сока и при интоксикациях.
3.  $\text{AlCl}_3$  – белое кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде. Применяется в качестве катализатора, при переработке нефти и в различных органических синтезах.
4. Сульфат алюминия  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O}$  - применяется для очистки воды, при крашении ткани.
5. Алюмокалиевые квасцы –  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  – применяются в медицине для лечения кожных заболеваний.
6. Ультрамарин – синяя краска. Это продукт присоединения  $\text{Na}_2\text{S}_3$  к алюмосиликату –  $\text{Na}_2\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8$ . Получают путем нагревания смеси каолина, серы и соды с небольшим количеством сахара.
7. Жидкость Бурова (8 % раствор ацетата алюминия) – бесцветная прозрачная жидкость с кислой реакцией, со слабым запахом уксусной кислоты и сладковато-вяжущим вкусом. Применяют для полоскания, примочек, при воспалительных заболеваниях кожи и слизистых оболочек.

# ЦИНК И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

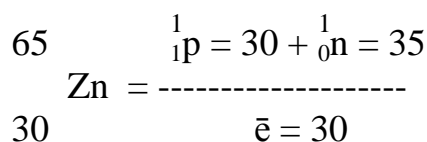
## I. Общая характеристика элементов II группы побочной подгруппы периодической системы.

К элементам II группы побочной подгруппы периодической системы относятся цинк, кадмий, ртуть. Наибольшими металлическими свойствами обладает ртуть, так как радиус ее наибольший и она легче отдает электроны. Цинк относится к переходным металлам. Его оксид и гидроксид проявляют амфотерные свойства.

## II. Характеристика цинка, исходя из положения в периодической системе.

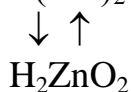


Степени окисления: 0; +2



Высший оксид : ZnO

Высший гидроксид: Zn(OH)<sub>2</sub>



## III. Физические свойства металла:

Синевато-белый, тяжелый, металл ( $\rho = 7,14 \text{ г/см}^3$ ). При комнатной температуре он хрупок, при 100-150°C становится тягучим и легко прокатывается в тонкие листы цинковую фольгу.

Zincum (лат.) – белый налет, древнее название цинка – тутия, спелтер и т.д.

## IV. Распространение в природе:

В земной коре 0,001 атомных %, 0,02 весовых %. Встречается в природе в виде следующих соединений:

а) сфалерит ZnS (цинковая обманка)

б) ZnCO<sub>3</sub> (галмея)

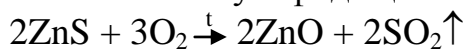
в)  $ZnSiO_3$  (иллемит)

г) входит в состав живых организмов является микроэлементом. Много цинка в растениях: жень-шень, морская капуста, лебеда и т.д.

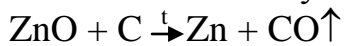
## V. Получение:

Цинк можно получить:

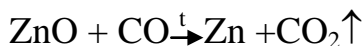
1. Окислением сульфида цинка:



2. Восстановлением углеродом из оксида цинка:

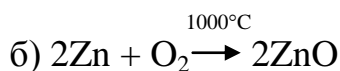
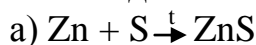


3. Восстановлением оксидом углерода (II):

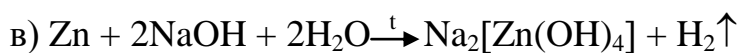
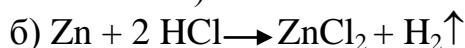
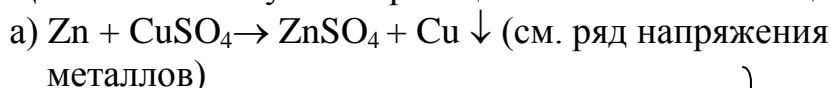


## VI. Химические свойства:

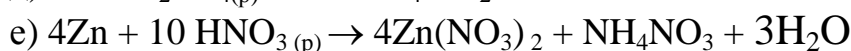
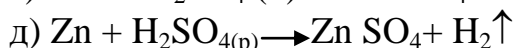
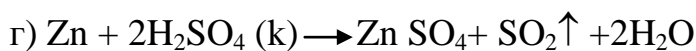
1. Взаимодействие с простыми веществами.



2. Цинк может вступать в реакции со сложными веществами.



} док-во ам-  
фотерности  
цинка



## VII. Важнейшие соединения.

$ZnO$  (амфотерный оксид)

↓

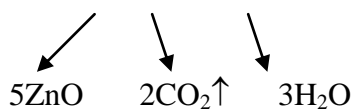
$Zn(OH)_2$  (амфотерный гидроксид)

↑ ↓

$H_2ZnO_2$  (цинковая кислота (соли цинкаты))

$ZnO$  амфотерный белый мелкий порошок, нерастворимый в воде и спирте, растворим в разведенных минеральных кислотах и растворах щелочей. При прокаливании желтеет, при охлаждении принимает первоначальный цвет.

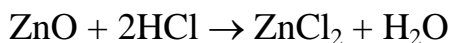
Получение  $ZnO$



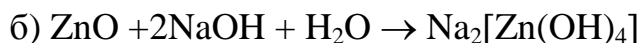
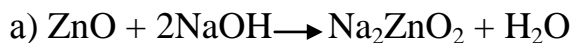


Доказательство амфотерности ZnO:

1. Взаимодействие с кислотами:



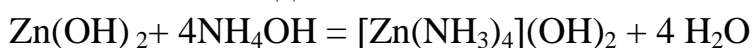
2. Взаимодействие с основаниями:



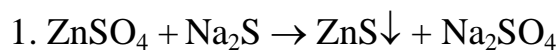
Доказательство амфотерности гидроксида цинка



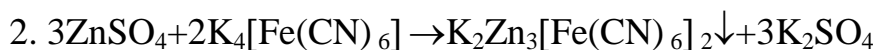
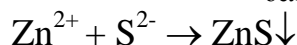
При взаимодействии с гидроксидом аммония гидроксид цинка образует также комплексное соединение



#### КАЧЕСТВЕННАЯ РЕАКЦИЯ НА КАТИОН ЦИНКА:



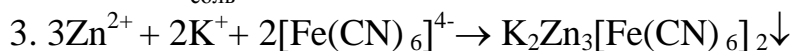
бел. цвета



желтая кровавая

бел.цв.

соль



бел.цв.

### VIII. Применение:

#### а) применение в народном хозяйстве

1. В пиротехнике для получения голубого цвета.

2. В полиграфии используют сплавы:

а)  $\alpha$  – латунь, содержание цинка в этом случае не более 33%

б)  $\beta$  - латунь (> 33%, Zn)

в) гарт = 3% Al + 1,2 – 1,6% Mn + 95% Zn

3. Широкое применение в народном хозяйстве и технике находит также сплав называемый бронза. В его состав входят металлы – цинк, олово, медь.

4. Цинкование.

40% цинка получаемого в промышленности тратят на покрытие поверхности коррозийно нестойких металлов.

5. Для получения белой цинковой краски используют ZnO.

6. Для приготовления специальных сортов стекла используют оксид цинка, а также его используют в качестве наполнителя резины.

5. ZnCl<sub>2</sub> используются для дезинфекции деревянных изделий.

6. Цинк является микроэлементом, недостаток его в растениях вызывает побеление верхушек, розеточную болезнь (недоразвитие листьев). В сельском хозяйстве, как источник цинка чаще всего используют цинковый купорос ZnSO<sub>4</sub> • 7H<sub>2</sub>O (древнее название которого соль Теофраста Парацельса)

***б) применение в медицине.***

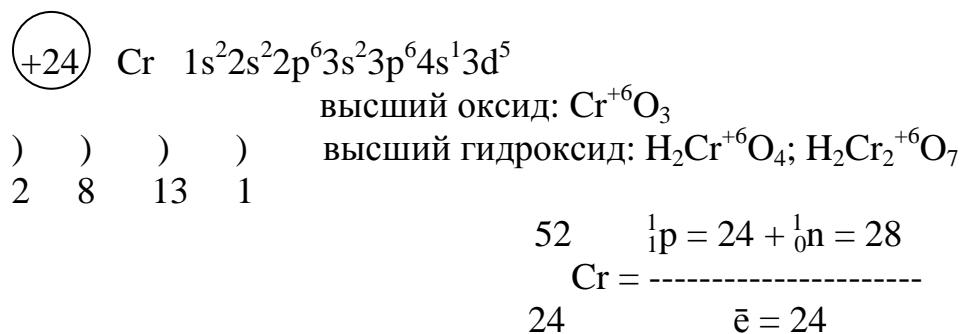
1.  $ZnO$  - применяется как вяжущее средство. Оказывает адсорбирующее, подсушивающее действие. Выписывается в виде присыпок, мазей, паст.
2. Цинка сульфат  $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$  – наружное антисептическое и вяжущее средство, в глазной практике, при гонорее, как рвотное средство, для спринцевания.
3. Хлорид цинка  $ZnCl_2$  – применяется в стоматологической практике, как прижигающее средство ротовой полости, болезненных шеек зубов, как вяжущее средство.

# ХРОМ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ.

## I. Характеристика VI группы, побочной подгруппы периодической системы.

К элементам VI группы, побочной подгруппы относятся Cr, Mo, W. Наибольшими металлическими свойствами обладает вольфрам, так как радиус его наибольший и он легче отдаёт электроны.

## II. Характеристика хрома исходя из его положения в периодической системе.



s	p			d				
↑				↑	↑	↑	↑	↑
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					
↑↓								

Степени окисления: 0; +2; +3; +6.  
 в - ль двойственная ок - ль  
 природа

## III. Физические свойства.

Хром – белый, блестящий, тяжелый, тугоплавкий, очень твердый металл. Металлический хром применяется в сталелитейной промышленности, так как придает стали жаростойкость, кислотоупорность и устойчивость к коррозии. Используется для хромирования.

Хромирование – это покрытие хромом изделий из других металлов.

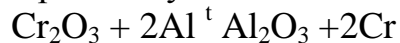
## IV. Распространение в природе.

Массовая доля хрома в земной коре – 0,02 %. Важнейшим минералом является  $Fe(CrO_2)_2$ .

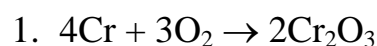
$Fe(CrO_2)_2$  называется хромит (хромистый железняк).

## V. Получение.

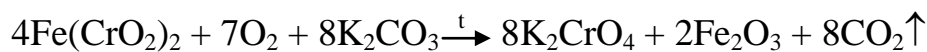
Хром получают алюмотермией:



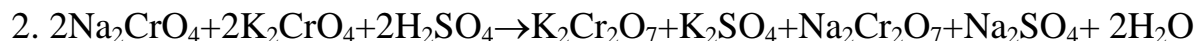
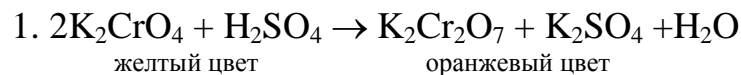
## VI. Химические свойства хрома.



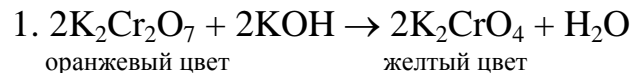




Переход хроматов в бихроматы:



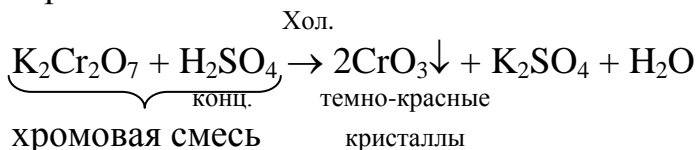
Переход бихроматов в хроматы:



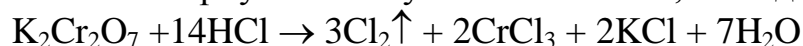
При избытке ионов  $\text{OH}^-$  в растворе присутствуют только хроматы, а при избытке ионов  $\text{H}^+$  - бихроматы.

### Хромовая смесь.

Это условное название смеси растворов бихромата  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  и концентрированной серной кислоты.



Заменять серную кислоту соляной нельзя, т.к. идет реакция:



Хромовой смесью пользуются до тех пор, пока раствор не приобретает зеленую окраску, что указывает на наличие в растворе соли хрома в степени окисления +3.

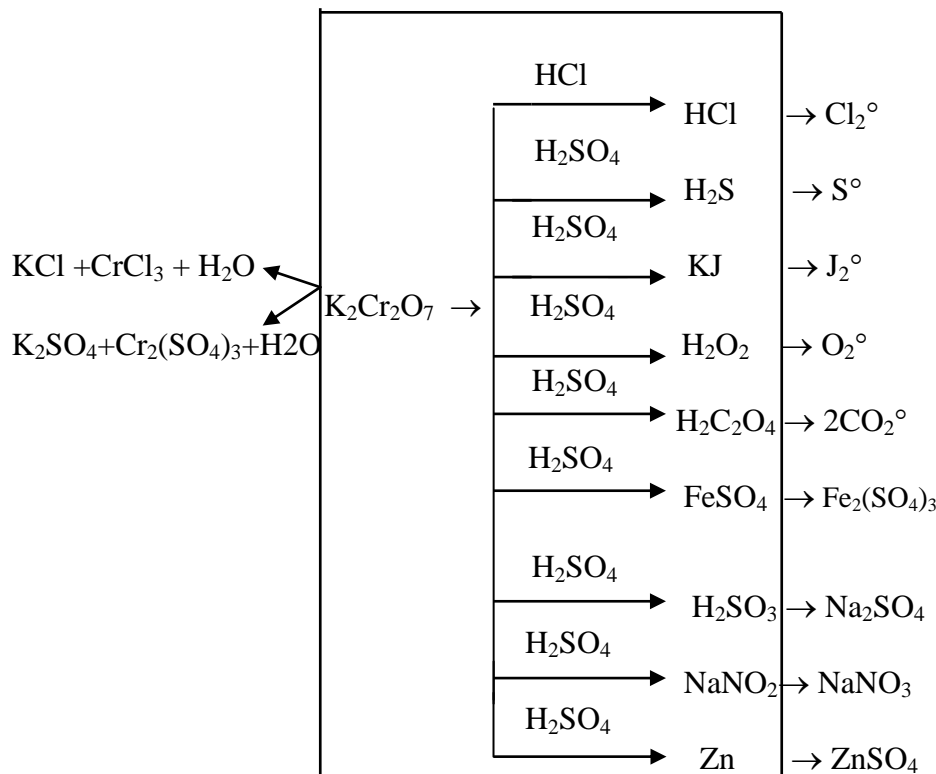
Хромовая смесь используется для мытья стеклянной посуды и окисления различных соединений. Она разрушает органические вещества, растительные и животные ткани, поэтому при работе с ней надо соблюдать меры предосторожности.

$\text{CrO}_3$  – триоксид хрома – это кристаллы темно-красного цвета. При растворении в воде он образует хромовую  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  кислоту и двуххромовую кислоту  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . Триоксид – сильный окислитель, применяется при электролитическом хромировании.

Соединения хрома очень ядовиты. При попадании на кожу образуются дерматиты и язвы, разрушается носовая перегородка. Профилактика: промывание носа после работы раствором поваренной соли, мытье рук и душ. Все соединения хрома в степени окисления +6, вещества I класса опасности, аллергены, канцерогены. Соединения хрома (VI) – сильные окислители.

### ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА БИХРОМАТА КАЛИЯ.

Приведенная ниже таблица может быть использована при составлении окислительно-восстановительных реакций с участием бихромата калия.



**Примечание:**

Вещества, реагирующие между собой заключены в рамку.  
 Вещества, полученные в результате реакции находятся за рамкой.

Доказательство амфотерности оксида хрома(III).

1.  $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
2.  $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$

Доказательство амфотерности гидроксида хрома(III).

1.  $2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$
2. а)  $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_6]$   
 гексагидроксо-III-хромат натрия
- б)  $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_4]$   
 тетрагидроксо-III-хромат натрия

### КАЧЕСТВЕННАЯ РЕАКЦИЯ НА БИХРОМАТ-ИОН (Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup>).

1.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_4$
2.  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O}$   
 надхромовая кислота  
 синего цвета

### VII. Применение хрома и его соединений.

*Соли хрома (III):*

Соли хрома (III) как правило, окрашены в зеленый цвет.

1. Нитрат хрома (III)  $\text{Cr}(\text{NO})_3$  – применяется в красильном деле в качестве протравы для шерсти.
2. Хромовые квасцы  $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$   
Квасцы используются в кожевенной промышленности для дубления кож. Кожа, обработанная квасцами не набухает в воде, обладает большой твердостью, сопротивлением к износу и называется «хромом».
3. Сульфат хрома (III)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  - применяется для получения цветных изображений в фотографии. Желатин, обработанный раствором сульфата хрома (III), под воздействием света дубится, то есть теряет способность легко растворяться и набухать в воде.

*Соли хрома (+6):*

4. Бихроматы калия и натрия используются в производстве анилиновых красок, для дубления кож.  $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  – гигроскопичен.
5. Хромат свинца  $\text{PbCrO}_4$  (желтый крон) используют для приготовления желтой масляной краски.
6. Хромат бария  $\text{BaCrO}_4$  применяют в производстве цветного лимонно-желтого стекла.
7. Хромовая смесь используется в аналитической химии для мытья посуды.





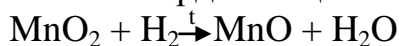
2.  $3\text{Mn} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Mn}_3\text{N}_2$
3.  $\text{Mn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$   
(разбав.)
4.  $\text{Mn} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$   
(конц.)
5.  $\text{Mn} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$   
(конц.)
6.  $3\text{Mn} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{NO}\uparrow + 3\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}_2\text{O}$   
(разбав.)

## VII. Важнейшие соединения марганца.

Марганец образует несколько оксидов, наиболее устойчивыми являются :  $\text{MnO}$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ .

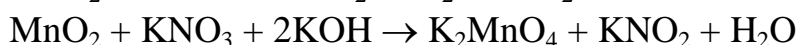
+2 $\text{MnO}$	+3 $\text{Mn}_2\text{O}_3$	+4 $\text{MnO}_2$	+6 $\text{MnO}_3$	$\text{Mn}_2\text{O}_7$
основной оксид	основной оксид	амфотерный оксид	кислотный оксид	кислотный оксид
↓	↓	↓	↓	↓
$\text{Mn}(\text{OH})_2$	$\text{Mn}(\text{OH})_3$	$\text{Mn}(\text{OH})_4$	$\text{H}_2\text{MnO}_4$	$\text{HMnO}_4$
		↓↑	марганцовистая кислота(соли манганаты).	марганцовая кислота (соли перманганаты).
		$\text{H}_4\text{MnO}_4$		

$\text{MnO}$  – твердое вещество зеленого цвета.



$\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$  получают искусственным путем.

$\text{MnO}_2$  – устойчив, амфотерен, имеет двойственную природу.

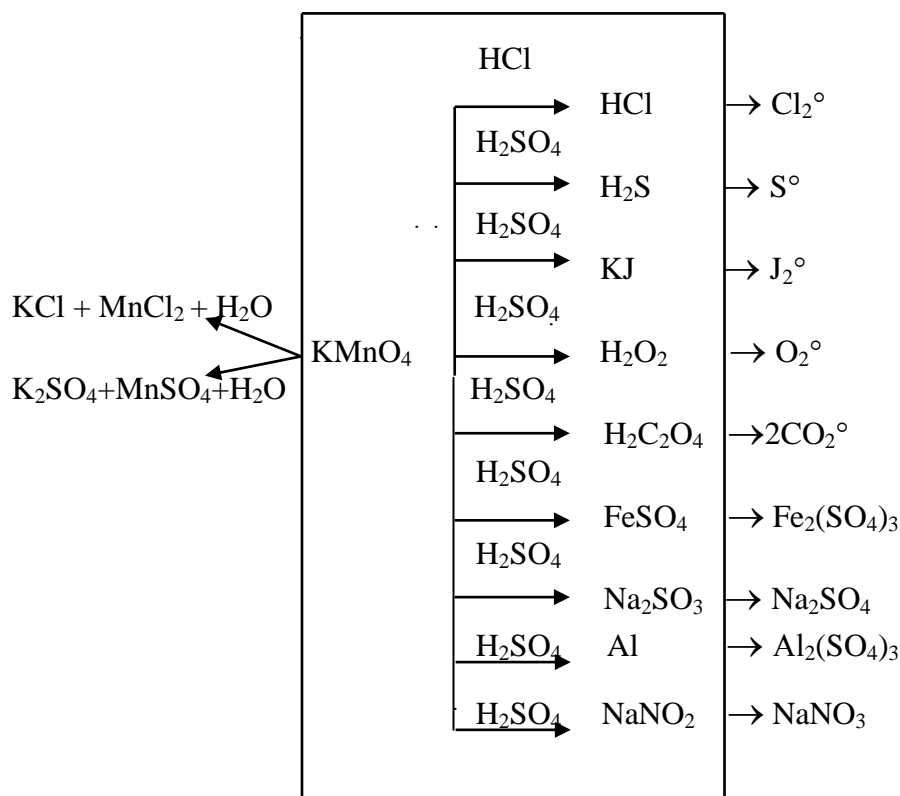


## VIII. Применение соединений марганца.

1.  $\text{MnCO}_3$  - это соль белого цвета, устойчива, используется в металлургии.
2.  $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$  используют для разделения лантаноидов и элементов побочной подгруппы III группы.
3.  $\text{MnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  используют при крашении тканей, в сельском хозяйстве для прорастания семян, а также для получения других соединений.
4.  $\text{MnO}_2$  – катализатор в производстве стекла, в металлургии.
5.  $\text{KMnO}_4$  используют в аналитических определениях, для отбеливания волокон, в обработке древесины. В медицине используется как дезинфицирующее средство, антисептическое средство. Применяется наружно в растворах для промывания ран (0,1 – 0,5%), для полоскания рта и горла (0,01 – 0,1%), для смазывания ран и ожогов (2-5%). Внутрь для промывания желудка (0,02 – 0,1%) при отравлении алкалоидами, цианидами, фосфором.  
 $\text{KMnO}_4$  – сильный окислитель, представляет из себя кристаллическое вещество, растворимое в воде, его раствор имеет фиолетовый цвет.

**ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА КАЛИЯ ПЕРМАНГАТА:**

Эту таблицу можно использовать при составлении окислительно-восстановительных реакций с участием перманганата калия.

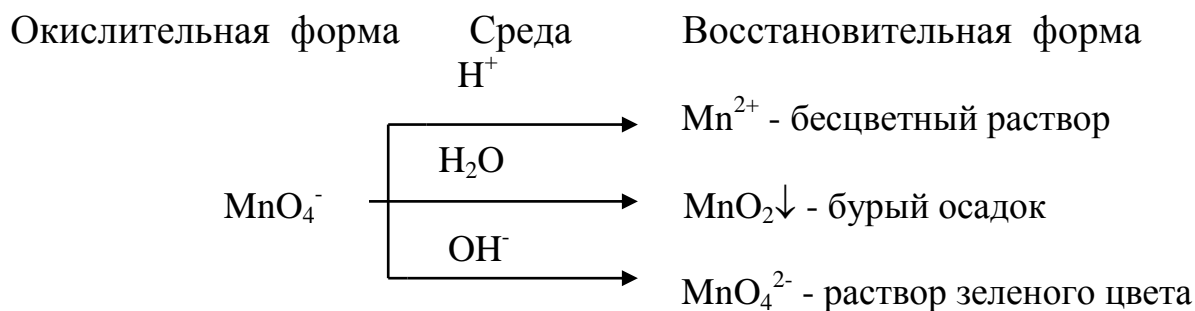


**Примечание:**

Вещества, вступающие в реакцию заключены в рамку.

Вещества, образующиеся в результате реакции, находятся за рамкой.

**ПЕРМАНГАНАТ – ИОН И СРЕДА:**

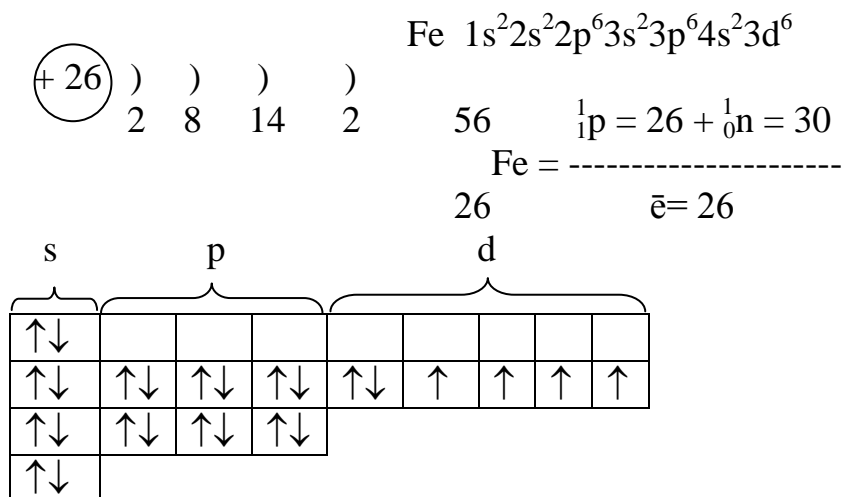


# ЖЕЛЕЗО И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ.

## I. Характеристика VIII группы, побочной подгруппы периодической системы.

К элементам VIII группы, побочной подгруппы относятся элементы триады железа: Fe, Co, Ni и семейство платиновых металлов: Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt. Металлы этих семейств отличаются друг от друга по химическим свойствам.

## II. Характеристика железа, исходя из его положения в периодической системе.



Степени окисления: 0; +2; +3;  
в-ль

## III. Физические свойства.

Серебристо-белый тяжелый металл, достаточно мягкий и пластичный, обладает ковкостью и пластичностью, легко намагничивается и размагничивается.

## IV. Распространение в природе.

В земной коре железа содержится 1,5 атомных %, 5,1 весовых %.

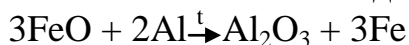
Важнейшими железными рудами являются:

1. магнитный железняк  $Fe_3O_4$
2. красный железняк  $Fe_2O_3$
3. бурый железняк  $Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$
4. железный колчедан  $FeS_2$  (исходное сырье для получения серной кислоты)

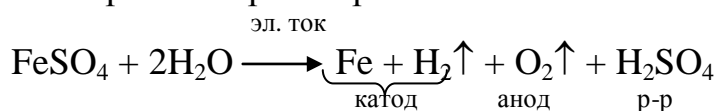
## V. Получение железа.

Железо получают:

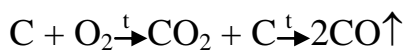
1. Восстановлением оксидов железа металлотермией:



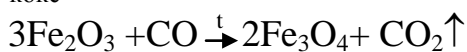
2. Электролизом растворов солей железа:



3. Доменный процесс:

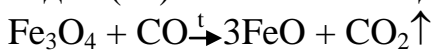


кокс

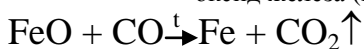


оксид Fe (II), (III)

Оксид Fe(III) называют оксид железа (II, III)



оксид железа (II)

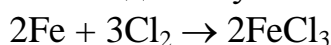


## VI. Химические свойства.

1. Отношение к простым веществам.

а) с металлами образует сплавы

б) взаимодействуют с неметаллами:



соль



соль

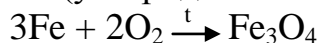


Это твердое вещество серого цвета, очень хрупкое, тугоплавкое, входит в состав чугуна.

С углеродом железо образует сплавы:

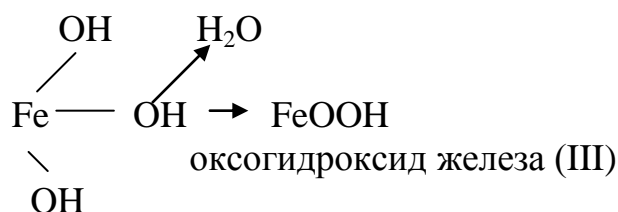
а) чугун (это сплав, содержание углерода в котором, от 2% до 4%))

б) сталь (углерода в стали содержится от 0,2 до 2%)



железная окалина

Во влажном воздухе на поверхности железа образуется ржавчина, которая вследствие рыхлости не защищает железо от дальнейшего окисления.

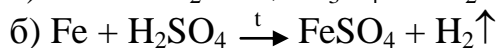
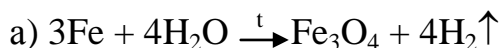


оксигидроксид железа (III)

гидроксид железа (III)

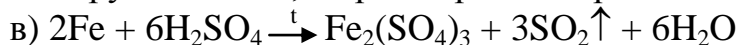
расплавленное железо хорошо поглощает водород.

2. Отношение к сложным веществам.

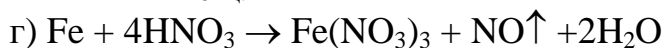


разбав.

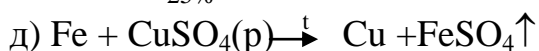
Концентрированные азотная и серная кислоты при нормальных условиях пассивируют железо, а при нагревании реакции протекают следующим образом:



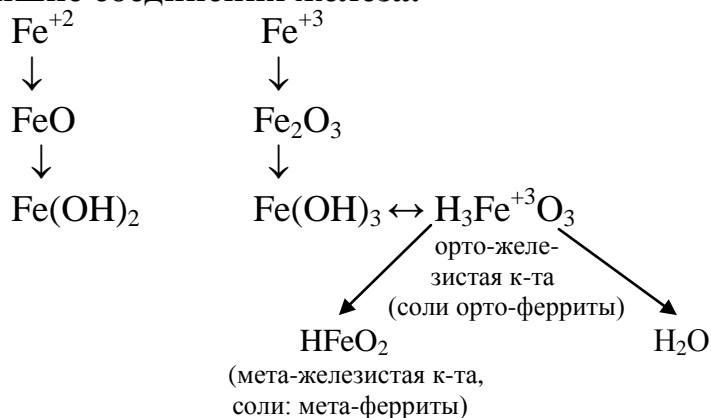
конц.



25%



## VII. Важнейшие соединения железа.

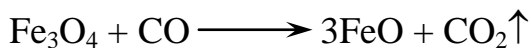


### СОЕДИНЕНИЯ $\text{Fe}^{+2}$

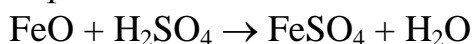
#### 1. ОКСИД ЖЕЛЕЗА (II) $\text{FeO}$ .

Получение:

$$t = 600^\circ\text{C}$$

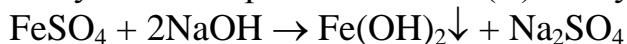


$\text{FeO}$  – черный порошок, проявляет основные свойства, реагирует с кислотой с образованием соли:

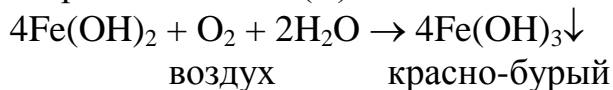


#### 2. ГИДРОКСИД ЖЕЛЕЗА $\text{Fe(OH)}_2$ .

Получают гидроксид железа (II) следующим образом:



Гидроксид железа (II) окисляется кислородом воздуха до гидроксида железа (III):

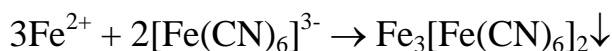
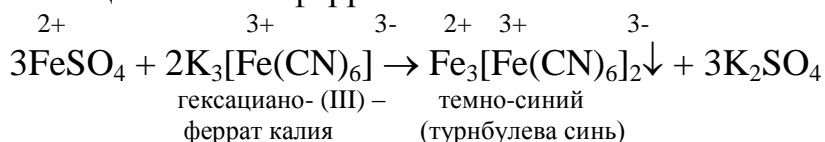


Сульфат железа (II) в окислительно-восстановительных реакциях может быть восстановителем:



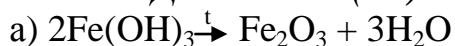
### КАЧЕСТВЕННАЯ РЕАКЦИЯ НА КАТИОН $\text{Fe}^{2+}$ .

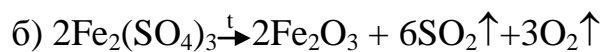
$\text{K}_3[\text{Fe}^{3+}(\text{CN})_6]$  - феррицианид калия (красная кровяная соль) гексациано - III - феррат калия.



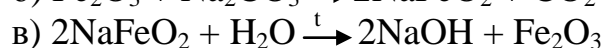
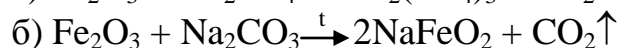
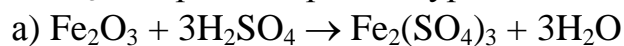
### СОЕДИНЕНИЯ $\text{Fe}^{+3}$

#### 1. ОКСИД ЖЕЛЕЗА (III) $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

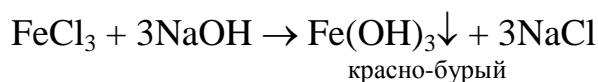




$\text{Fe}_2\text{O}_3$  – порошок красно-бурого цвета (железный сурик):

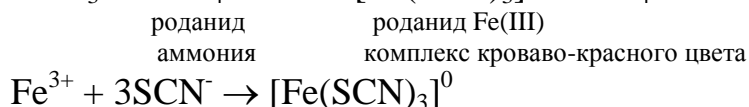
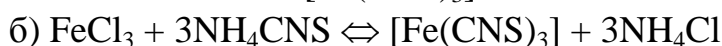
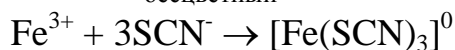
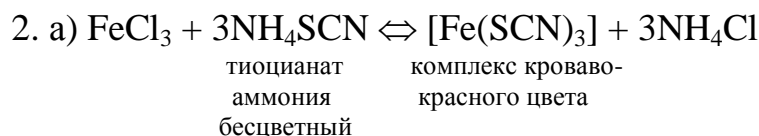
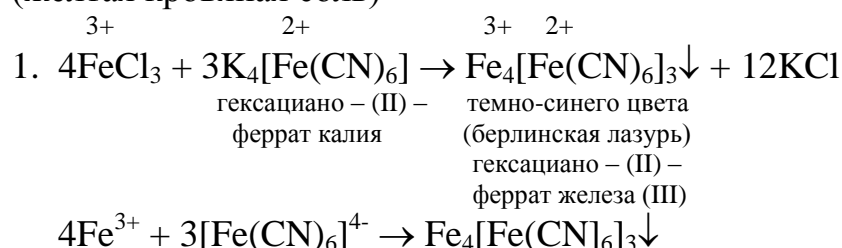


## 2. ТРИГИДРОКСИД ЖЕЛЕЗА $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ; твёрдое вещество красно-бурого цвета.

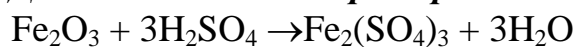


### КАЧЕСТВЕННАЯ РЕАКЦИЯ НА КАТИОН $\text{Fe}^{3+}$ .

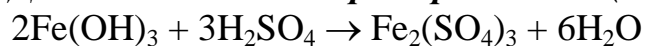
$2+$   
 $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$   
 ферроцианид калия  
 (желтая кровяная соль)



### Доказательство амфотерности $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .



### Доказательство амфотерности $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .



## VIII. Применение железа и его соединений.

1. Железо является незаменимым металлом, необходимым для жизнедеятельности организма. Он входит в состав гемоглобина, миоглобина, разных ферментов; обратимо связывает кислород и участвует в ряде окислительно-восстановительных реакций, играет важную роль в процессах кроветворения. Недостаток железа в организме приводит к развитию железодефицитных

анемий. Для профилактики и лечения железодефицитных анемий применяют лекарственные препараты двух- и трехосновного железа: железа лактат, гемостимулин, сироп алоэ с железом и т.д.

**СОЛИ  $Fe^{3+}$ :**

2. Хлорид железа (III)  $FeCl_3$  – безводная соль, получается в виде темно-зеленых чешуек при пропускании хлора под нагретым железом.
3. Кристаллогидрат  $FeCl_3 \cdot 6H_2O$  вещество темно-желтого цвета, гигроскопическое вещество, применяется в аналитической химии.
4. Железо – аммониевые квасцы  $NH_4Fe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$  – кристаллы бледно-лилового цвета, применяются в виде индикатора в аналитической химии.

## ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЙ НЕКОТОРЫХ ТИПОВ ЗАДАЧ.

### Задача 1.

Какие массы соли и воды требуются для приготовления 500г. 3% раствора?

Дано:

$$m = 500\text{г.}$$

$$\omega = 3\%$$

$$m(x) ?$$

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

Решение:

$$\omega = \frac{m_1}{m} \cdot 100\%$$

$$m(x) = \frac{m \cdot \omega}{100}; \quad m(x) = \frac{500\text{г} \cdot 3}{100} = 15\text{г.}$$

Чтобы рассчитать массу воды, нужно из общей массы раствора вычесть массу растворенного вещества  $m(\text{H}_2\text{O}) = m - m(x)$ ;

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 500\text{г.} - 15\text{г.} = 485\text{г.}$$

Ответ: для приготовления требуемого раствора следует взять 16г. соли и 485г. воды.

### Задача 2.

Какая масса 80% раствора серной кислоты потребуется для приготовления 200г. 10% раствора? Какая масса воды потребуется для этой цели?

Дано:

$$m_1 (10\% \text{ раствора}) = 200\text{г}$$

$$\omega_1 = 10\%$$

$$\omega_2 = 80\%$$

$$m_2 (80\% \text{ раствора})?$$

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

Решение:

Для того чтобы приготовить 10% раствор из 80% раствора, нужно последний разбавить водой. При этом, чем больше концентрация исходного раствора, тем меньшая масса его необходима для приготовления требуемого раствора.

Записываем обратную пропорцию:

$$\frac{\omega_1}{\omega_2} = \frac{m_2}{m_1}; \quad m_2 = \frac{m_1 \cdot \omega_1}{\omega_2},$$

$$m_2 = \frac{200\text{г} \cdot 10}{80} = 25\text{г.}$$

Вычитанием определяем массу воды:

$$m (\text{H}_2\text{O}) = 200\text{г} - 25\text{г} = 175\text{г.}$$

Ответ: для приготовления 10% раствора необходимо 25г 80% раствора серной кислоты и 175г воды.

### Задача 3.

Определите массовую долю соли в растворе (в процентах), если 5г соли растворено в 45г воды.

Дано:

$$m (\text{H}_2\text{O}) = 45\text{г}$$

$$m (\text{соль}) = 5\text{ г}$$

$$\omega ?$$

Решение:

Как уже известно, массовая доля растворенного вещества в растворе – это отношение массы соли к общей массе раствора, выраженное в процентах:



$$\omega = \frac{m(\text{соль})}{m(\text{раствор})} \cdot 100\%$$

Масса соли вам известна, а масса раствора – нет, но ее можно легко найти, так как дана масса воды, а раствор состоит из воды и растворенной соли:

$$m(\text{раствор}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{соль});$$

$$m(\text{раствор}) = 45\text{г} + 5\text{г} = 50\text{г}.$$

Подставляем в формулу числовые значения:

$$\omega = \frac{5\text{г}}{50\text{г}} \cdot 100 = 10\%.$$

*Ответ:* массовая доля соли в растворе 10%.

#### Задача 4.

В каком массовом соотношении следует смешивать 40% и 15% растворы, чтобы получить 35% раствор?

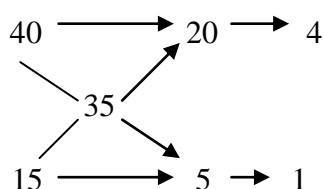
*Дано:*

$$\begin{aligned} \omega_1 &= 40\% \\ \omega_2 &= 15\% \\ \omega &= 35\% \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} m_1 & \\ \text{---} & ? \\ m_2 & \end{aligned}$$

*Решение:*

Составляем диагональную схему.



В центре пишем требуемую массовую долю (35). У левого конца каждой диагонали пишем исходные массовые доли (40; 15). Затем по диагонали производим вычитание (вычитают всегда из большей величины меньшую):

$$\begin{aligned} 35 - 15 &= 20 & m_1 & 4 \\ 40 - 35 &= 5 & \text{---} & = \text{---} \\ & & m_2 & 1 \end{aligned}$$

Результат вычитания проставляем у правого конца соответствующей диагонали. Получилось, что требуется смешать 5 массовых частей 15% и 20 массовых частей 40% растворов, т.е. в соотношении 1: 4. Если в смешивании участвует вода, то массовая доля растворенного вещества в ней, естественно, равняется 0.

*Ответ:* для получения 35% раствора необходимо смешать 4 части 40% раствора и 1 часть 15% раствора.

#### Задача 5.

Какое количество нитрата натрия надо взять, чтобы приготовить 200 мл раствора с концентрацией 0,1 моль/л?

*Дано:*

$$\begin{aligned} V(\text{раствор}) &= \\ 200\text{мл} &= 0,2\text{л} \\ C &= 0,1 \text{ моль/л} \\ v(\text{NaNO}_3) &? \end{aligned}$$

*Решение:*

Задача легко решается по приведенной ниже формуле:

$$C = \frac{v}{V}; v = CV$$

$$v(\text{NaNO}_3) = 0,1 \text{ моль/л} \times 0,2\text{л} = 0,02 \text{ моль}.$$

Ответ:  $\nu(\text{NaNO}_3) = 0,02$  моль.

### Задача 6.

Какое количество вещества алюминия содержится в образце этого металла массой 10,8г?

Решение:

Молярная масса алюминия составляет:

$$M(\text{Al}) = 27 \text{ г/моль.}$$

По уравнению определяем количество алюминия в образце:

$$\nu(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})}; \quad \nu(\text{Al}) = \frac{10,8}{27} \text{ моль} = 0,4 \text{ моль*}.$$

### Задача 7.

Вычислите массовую долю углерода в карбиде кальция  $\text{CaC}_2$ .

Решение:

Молярные массы веществ равны:  $M(\text{C}) = 12\text{г/моль}$ ,  $M(\text{CaC}_2) = 64\text{г/моль}$ . Выбираем для расчетов образец карбида кальция количеством вещества 1 моль, т.е.  $n(\text{CaC}_2) = 1$  моль. Тогда масса карбида равна:

$$m(\text{CaC}_2) = \nu(\text{CaC}_2) \cdot M(\text{CaC}_2); \quad m(\text{CaC}_2) = 1 \cdot 64\text{г} = 64\text{г}.$$

Из формулы карбида кальция  $\text{CaC}_2$  следует, что количество вещества атомного углерода в два раза больше количества  $\text{CaC}_2$ , т.е.

$$\nu(\text{C}) = 2n(\text{CaC}_2); \quad \nu(\text{C}) = 2 \text{ моль.}$$

Определяем массу углерода:

$$m(\text{C}) = \nu(\text{C}) \cdot M(\text{C}); \quad m(\text{C}) = 2 \cdot 12\text{г} = 24\text{г}.$$

Находим массовую долю углерода в карбиде:

$$\omega(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{m(\text{CaC}_2)}; \quad \omega(\text{C}) = \frac{24}{64} = 0,375, \text{ или } 37,5\%.$$

### Задача 8.

Массовые доли серы и кислорода в оксиде серы равны соответственно 40 и 60%. Определите простейшую формулу этого оксида.

Решение:

Для решения выбираем массу оксида, равную 100г, т.е.  $m(\text{оксида}) = 100\text{г}$ . Тогда массы серы и кислорода будут равны:

$$m(\text{S}) = m(\text{оксида}) \times \omega(\text{S}); \quad m(\text{S}) = 100 \cdot 0,4\text{г} = 40\text{г};$$

$$m(\text{O}) = m(\text{оксида}) \times \omega(\text{O}); \quad m(\text{O}) = 100 \cdot 0,6\text{г} = 60\text{г}.$$

Количества вещества атомных серы и кислорода составляет:

$$\nu(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{M(\text{S})}; \quad \nu(\text{S}) = \frac{40}{32} \text{ моль} = 1,25 \text{ моль};$$

$$\nu(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})}; \quad \nu(\text{O}) = \frac{60}{16} \text{ моль} = 3,75 \text{ моль}.$$

Находим отношение количества веществ серы и кислорода:

$$v(S) : v(O) = 1,25 : 3,75.$$

Разделив правую часть равенства на меньшее число (1,25), получаем:

$$v(S) : v(O) = 1:3,$$

т.е. простейшая формула соединения  $SO_3$ .

### Задача 9.

Какую массу будет иметь азот объемом 30л при нормальных условиях?

*Решение:*

Молярный объем газа при нормальных условиях  $V_m = 22,4$  л/моль. В соответствии с формулой рассчитываем количество вещества молекулярного азота:

$$v(N_2) = \frac{V_{H(N_2)}}{V_m}; \quad v(N_2) = \frac{30}{22,4} \text{ моль} = 1,34 \text{ моль}.$$

Определяем массу азота:

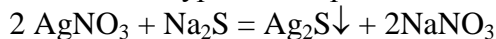
$$m(N_2) = M(N_2) \cdot v(N_2); \quad m(N_2) = 28 \cdot 1,34 \text{ г} = 37,52 \text{ г}.$$

### Задача 10.

К раствору, содержащему нитрат серебра массой 25,5г, прилили раствор, содержащий сульфид натрия массой 7,8г. Какая масса осадка образуется при этом?

*Решение:*

Записываем уравнение реакции:



Определяем количества веществ нитрата серебра и сульфида натрия:

$$v(\text{AgNO}_3) = \frac{m(\text{AgNO}_3)}{M(\text{AgNO}_3)}; \quad v(\text{AgNO}_3) = \frac{25,5}{170} \text{ моль} = 0,15 \text{ моль};$$

$$v(\text{Na}_2\text{S}) = \frac{m(\text{Na}_2\text{S})}{M(\text{Na}_2\text{S})}; \quad v(\text{Na}_2\text{S}) = \frac{7,8}{78} \text{ моль} = 0,1 \text{ моль}.$$

Из уравнения реакции следует: для реакции с нитратом серебра количеством вещества 2 моль требуется 1 моль сульфида натрия. Следовательно,

$$\frac{v'(\text{AgNO}_3)}{v'(\text{Na}_2\text{S})} = 2.$$

Если  $v'(\text{AgNO}_3) = v(\text{AgNO}_3)$ ;  $v'(\text{AgNO}_3) = 0,15$  моль, то

$$v'(\text{Na}_2\text{S}) = \frac{v'(\text{AgNO}_3)}{2}; \quad v'(\text{Na}_2\text{S}) = \frac{0,15}{2} \text{ моль} = 0,075 \text{ моль}.$$

Определяем массу сульфида серебра:

$$m(\text{Ag}_2\text{S}) = v(\text{Ag}_2\text{S}) \cdot M(\text{Ag}_2\text{S}); \quad m(\text{Ag}_2\text{S}) = 0,075 \cdot 248 \text{ г} = 18,6 \text{ г}.$$

## ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ.

1. Формула нитрата калия:
  - а)  $\text{KNO}_3$
  - б)  $\text{KNO}_2$
  - в)  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
  - г)  $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$
2. Формула ортофосфорной кислоты;
  - а)  $\text{HPO}_2$
  - б)  $\text{H}_3\text{PO}_4$
  - в)  $\text{H}_3\text{PO}_3$
  - г)  $\text{HPO}_3$
3. Формула оксида мышьяка (III):
  - а)  $\text{As}_2\text{O}_5$
  - б)  $\text{As}_2\text{O}_3$
  - в)  $\text{P}_2\text{O}_5$
  - г)  $\text{P}_2\text{O}_3$
4. Название гидрокарбонат натрия соответствует формуле:
  - а)  $\text{NaHCO}_3$
  - б)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$
  - в)  $\text{NaNO}_3$
  - г)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$
5. Физиологический раствор - это:
  - а) хлорид магния
  - б) сульфат цинка
  - в) гидроксид натрия
  - г) 0,9 % раствор хлорида натрия
6. Название  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :
  - а) серная кислота
  - б) сернистая кислота
  - в) сероводородная кислота
7. В медицине используется соединение:
  - а)  $\text{K}_2\text{O}$
  - б)  $\text{KOH}$
  - в)  $\text{NaHCO}_3$
  - г)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$
8. Элементы I группы главной подгруппы называют:
  - а) щелочные металлы
  - б) щелочноземельные металлы
  - в) галогены
  - г) инертные газы
9. Поваренная соль это:
  - а) хлорид натрия

- б) карбонат натрия
  - в) гидрокарбонат натрия
  - г) оксид натрия
10. Ионы натрия окрашивают пламя в цвет:
- а) красный
  - б) зеленый
  - в) желтый
  - г) фиолетовый
11. Ионы калия окрашивают пламя в цвет:
- а) красный
  - б) зеленый
  - в) желтый
  - г) фиолетовый
12. Ионы кальция окрашивают пламя в цвет:
- а) красный
  - б) зеленый
  - в) желтый
  - г) фиолетовый
13. Названию хлорид кальция соответствует формула:
- а)  $\text{CaCl}_2$
  - б)  $\text{KCl}$
  - в)  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$
  - г)  $\text{CaO}$
14. В растворах кислот лакмус становится:
- а) малиновым
  - б) красным
  - в) фиолетовым
  - г) желтым
15. В растворах щелочей фенолфталеин становится:
- а) малиновым
  - б) красным
  - в) синим
  - г) фиолетовым
16. В растворах кислот метилоранж становится:
- а) красным
  - б) желтым
  - в) бесцветным
  - г) малиновым
17. В растворах щелочей метилоранж становится:
- а) красным
  - б) желтым
  - в) бесцветным

- г) малиновым
18. Гидроксид алюминия проявляет свойства:
- а) амфотерные
  - б) кислотные
  - в) основные
19. Степень окисления хрома в  $K_2CrO_4$ :
- а) + 2
  - б) + 3
  - в) + 6
  - г) 0
20. Формула бихромата калия:
- а)  $K_2CrO_4$
  - б)  $H_2CrO_4$
  - в)  $K_2Cr_2O_7$
  - г)  $Cr_2O_3$
21. Формула перманганата калия:
- а)  $KMnO_4$
  - б)  $K_2MnO_4$
  - в)  $MnO_2$
  - г)  $KMnO_4$
22. В медицине в качестве наружного антисептического средства используют раствор:
- а)  $KMnO_4$
  - б)  $MnSO_4$
  - в)  $KCl$
  - г)  $Na_2SO_4$
23. Степени окисления железа в  $FeSO_4$ :
- а) + 2
  - б) + 3
  - в) 0
  - г) + 6
24. Для лечения анемий в медицине используют соединения:
- а) хрома
  - б) марганца
  - в) алюминия
  - г) железа
25. Название  $FeSO_4$ :
- а) сульфат железа (II)
  - б) сульфат железа (III)
  - в) сульфит железа (II)
  - г) сульфит железа (III)

## ЛИТЕРАТУРА:

1. Тамаров М.А. “Неорганическая химия”, Москва, Медицина, 1974г.
2. Хомченко Г.П. “Химия для поступающих в ВУЗы”, Москва, Высшая школа, 2004г.
3. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В., Попков В.А. “Химия для школьников старших классов и поступающих в ВУЗы”, Москва, Дрофа, 2000г.
4. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В. Попков В.А. “Начала химии. Современный курс для поступающих в ВУЗы”, Москва, 1 Федеративная книготорговая компания, 2002г.
5. Лидин Р.А., Молочко В.А. “Химия для абитуриентов. От средней школы к ВУЗу”, Москва, Химия, 1994г.
6. Егоров А.С. и другие “Химия. Пособие – репетитор”, Ростов–на–Дону, Феникс, 2003г.
7. Ремсен Э.Н. “Начало современной химии”, Ленинград, 1989г.
8. Кузьменко Н.Е., Н.Е., Еремин В.В., Попков “Химия. Ответы на вопросы. Теория и примеры решения задач. Для абитуриентов и учащихся 11 классов”, Москва, 1 Федеративная книготорговая компания, 1997г.
9. Чернобильская Г.М., Чертков И.Н. “Химия”, Москва, Медицина, 1991г.
10. “Популярная библиотека химических элементов” под редакцией академика И.В. Петрякова – Соколова, Москва, Издательство “Наука”, 1983г.
11. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. “Задачи по химии для поступающих в ВУЗы”, Москва, Высшая школа, 2004г.

# ОГЛАВЛЕНИЕ

стр.

1. Галогены. Хлор и его соединения.....	4
2. Сера и ее соединения.....	9
3. Кислород и его соединения.....	16
4. Азот и его соединения.....	19
5. Фосфор и его соединения.....	29
6. Углерод и его соединения.....	33
7. Кремний и его соединения.....	39
8. Водород и его соединения.....	44
9. Общие свойства металлов.....	49
10.Щелочные металлы Na, K их соединения.....	52
11.Кальций и его соединения.....	55
12.Алюминий и его соединения.....	59
13.Цинк и его соединения.....	63
14.Хром и его соединения.....	67
15.Марганец и его соединения.....	72
16.Железо и его соединения.....	75
17.Примеры решений некоторых типов задач.....	80
18.Тестовые задания.....	84
19.Литература.....	87