

БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

О. И. Сечко

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

СХЕМЫ, ТЕСТЫ, ЗАДАЧИ

*Рекомендовано
Учебно-методическим объединением
по естественно-научному образованию
в качестве пособия для слушателей
подготовительных факультетов и отделений
учреждений высшего образования*

Учебное электронное издание

Минск, БГУ, 2023

ISBN 978-985-881-611-7

© Сечко О. И., 2023

© БГУ, 2023

УДК 546(075)
ББК 24.1я727

Р е ц е н з е н т ы:

кафедра химии факультета довузовской подготовки
Витебского государственного
ордена Дружбы народов медицинского университета
(заведующий кафедрой *Л. Е. Тригорлова*);
учитель высшей категории *Л. Ф. Казак*

Сечко, О. И. Неорганическая химия : схемы, тесты, задачи [Электронный ресурс] : пособие / О. И. Сечко. – Минск : БГУ, 2023. – 1 электрон. опт. диск (CD-ROM). – ISBN 978-985-881-611-7.

В систематизированном виде представлены основные темы курса неорганической химии (химии элементов). Приведены тесты и задачи для самостоятельного закрепления материала.

Для слушателей подготовительных факультетов и отделений учреждений высшего образования.

Минимальные системные требования:

PC, Pentium 4 или выше;
RAM 1 Гб; Windows XP/7/10;
Adobe Acrobat.

Оригинал-макет подготовлен в программе Adobe InDesign.

Редактор *Е. В. Демидова*.
Дизайн обложки *Т. Ю. Таран*. Технический редактор *В. П. Явуз*.
Компьютерная верстка *В. П. Явуз*.

Подписано к использованию 29.12.2023. Объем 9,5 МБ.

Белорусский государственный университет.
Управление редакционно-издательской работы.
Пр. Независимости, 4, 220030, Минск.
Телефон (017) 259-70-70.
email: urir@bsu.by
<http://elib.bsu.by/>

СОДЕРЖАНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ	4
-------------------	---

НЕМЕТАЛЛЫ

1. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА НЕМЕТАЛЛОВ. ВОДОРОД. ГАЛОГЕНЫ.....	6
2. ЭЛЕМЕНТЫ VIA ГРУППЫ.....	27
3. ЭЛЕМЕНТЫ VA ГРУППЫ.....	44
4. ЭЛЕМЕНТЫ IVA ГРУППЫ	59

МЕТАЛЛЫ

5. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА МЕТАЛЛОВ. МЕТАЛЛЫ ГРУПП А	74
6. МЕТАЛЛЫ ГРУПП В.....	96
ПРИЛОЖЕНИЯ.....	111
СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ	113

ПРЕДИСЛОВИЕ

Абитуриенты, подготовленные к сдаче вступительных испытаний (централизованному тестированию) для поступления в высшие учебные учреждения, должны владеть основными теоретическими положениями химии как одной из важнейших естественных наук, уметь применять полученные знания для характеристики элементов (металлов и неметаллов) групп А и В Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева (далее – Периодическая система), раскрывать зависимость свойств простых веществ и соединений от их состава и строения, выполнять типовые расчёты и решать составленные на их основе задачи, а также знать свойства наиболее важных веществ, которые применяются в промышленности, сельском хозяйстве и используются в быту.

Предлагаемое пособие является сокращённым изданием, соответствующим курсу химии элементов. Теоретический материал пособия не заменяет содержание школьного курса химии, изложенного в соответствующих учебниках, однако позволяет использовать его для организации самостоятельной познавательной деятельности абитуриентов с целью обобщения и закрепления изученного материала.

В каждой теме представлено краткое описание изучаемых понятий, приведены примеры химических формул и уравнений химических реакций. Предлагаются вопросы и задания для самоконтроля, тесты, расчетные задачи. Используя материалы пособия, абитуриенты имеют возможность самостоятельно обобщить, углубить и расширить знания в области химии, а также подготовиться к успешной сдаче вступительных испытаний.



НЕМЕТАЛЛЫ

1. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА НЕМЕТАЛЛОВ.

ВОДОРОД. ГАЛОГЕНЫ

Неметаллы. Водород. Химические и физические свойства. Взаимодействие с кислородом, оксидами металлов, органическими веществами. Применение водорода как экологически чистого топлива и сырья для химической промышленности. Хлор. Физические и химические свойства. Реакции с неорганическими и органическими веществами. Получение хлора в промышленности. Соединения хлора. Применение хлора и его соединений. Галогены. Общая характеристика галогенов. Соединения галогенов в природе, их применение.

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА НЕМЕТАЛЛОВ

Положение неметаллов в Периодической системе.

Строение атомов неметаллов

В Периодической системе неметаллы расположены в IIIA–VIIIA группах. В IA группе находится водород (H).

Элементы VIIIA группы называют инертными (благородными) газами, элементы VIIA группы – галогенами, элементы VIA группы – халькогенами.

У атома водорода (H) на внешнем электронном слое находится один электрон. У атома гелия (He) на внешнем электронном слое находятся два электрона, следовательно, электронный слой полностью заполнен, как и у других элементов VIIIA группы. Атом бора (B) на внешнем электронном слое содержит три электрона и принадлежит к IIIA группе. У атомов других неметаллов на внешнем электронном слое содержится от четырех до восьми электронов.

Электронная конфигурация атомов неметаллов

Атом	Номер элемента	Основное состояние	Возбужденное состояние
Si	14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3$
P	15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^1$
S	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^1$ валентность (IV) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^2$ валентность (VI)
Cl	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 3d^1$ валентность (III) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^2$ валентность (V) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3d^3 3d^3$ валентность (VII)
Ar	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	—

Атомы водорода, имеющего строение электронной оболочки $1s^1$, и гелия, имеющего строение электронной оболочки $1s^2$, относятся к s -элементам, все остальные атомы неметаллов – к p -элементам. Электронная конфигурация внешнего электронного слоя атомов p -элементов в основном состоянии: ns^2np^{1-6} , где n – номер периода. У атомов неметаллов на внешнем энергетическом уровне (электронном слое) содержится от четырёх до восьми электронов (за исключением водорода, бора и гелия).

Степени окисления атомов неметаллов

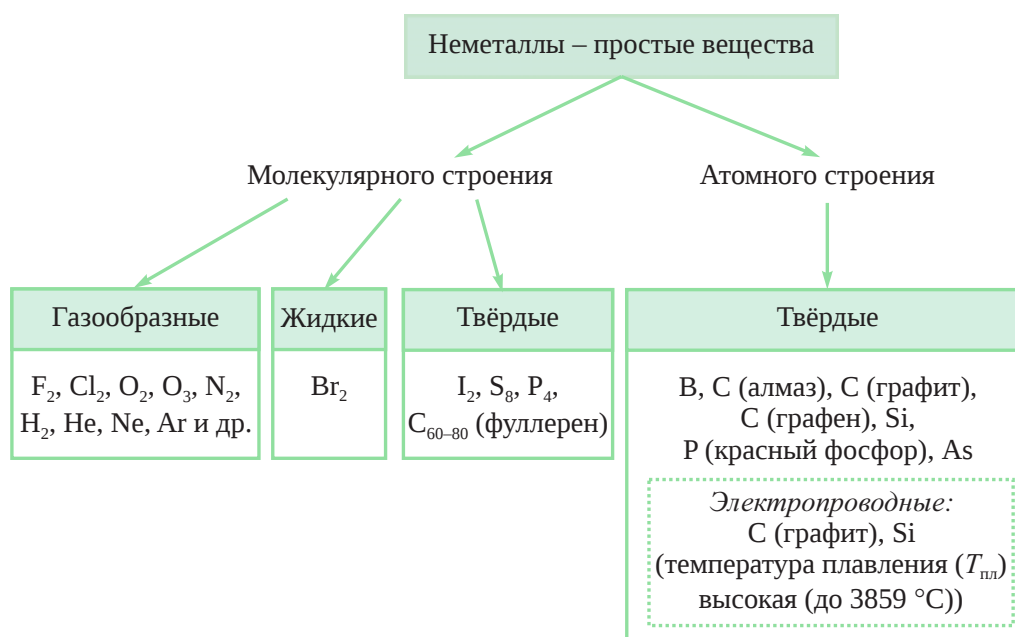
Атомы неметаллов в соединениях с водородом и металлами проявляют отрицательные степени окисления: от -1 до -4 , кроме SiH_4 (например, KCl^{-1} , H_2S^{-2} , N^{-3}H_3 , CO_2^{-2}); с кислородом – положительные, кроме OF_2 , O_2F_2 .

В соединениях с более электроотрицательными неметаллами для атомов неметаллов возможны положительные степени окисления (например, S^{+4}O_2 , N^{+4}O_2), за исключением атомов фтора (F), который проявляет одну степень окисления, равную -1 .

Простые вещества

Некоторые элементы-неметаллы образуют несколько аллотропных модификаций (например, C – алмаз, графит, карбин, фуллерен; O – озон, кислород; P – фосфор белый, красный, черный и т. д.).

Физические свойства простых веществ, образуемых неметаллами, отличаются большим разнообразием. При обычных условиях простые вещества-неметаллы могут существовать в твёрдом, жидком и газообразном состоянии.



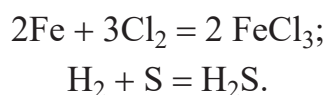
Для некоторых простых веществ-неметаллов характерно наличие нескольких аллотропных модификаций, различающихся по своим физическим свойствам (например, аллотропные модификации углерода – графит, алмаз, карбин, фуллерены).

Простые вещества-неметаллы существенно различаются между собой по химической активности. Например, элементы VIIIA группы, такие как гелий (He), неон (Ne), аргон (Ar), образуют практически инертные вещества.

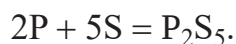
Наиболее химически активными неметаллами являются галогены и кислород. Сера, фосфор, а особенно углерод и кремний, как правило, вступают в химические реакции только при повышенных температурах.

Неметаллы как простые вещества способны вступать в окислительно-восстановительные реакции. В простых веществах-неметаллах степень окисления равна нулю. В химических реакциях неметаллы, кроме фтора, могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

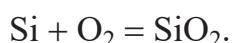
Окислительные свойства неметаллов проявляются при их взаимодействии с металлами и водородом. В образующихся соединениях неметаллы проявляют отрицательные степени окисления:



Неметаллы выступают в роли окислителей при взаимодействии с неметаллами, имеющими более низкую электроотрицательность, например сера окисляет фосфор:



Восстановительные свойства неметаллов проявляются в реакциях с простыми веществами – сильными окислителями, например с кислородом:



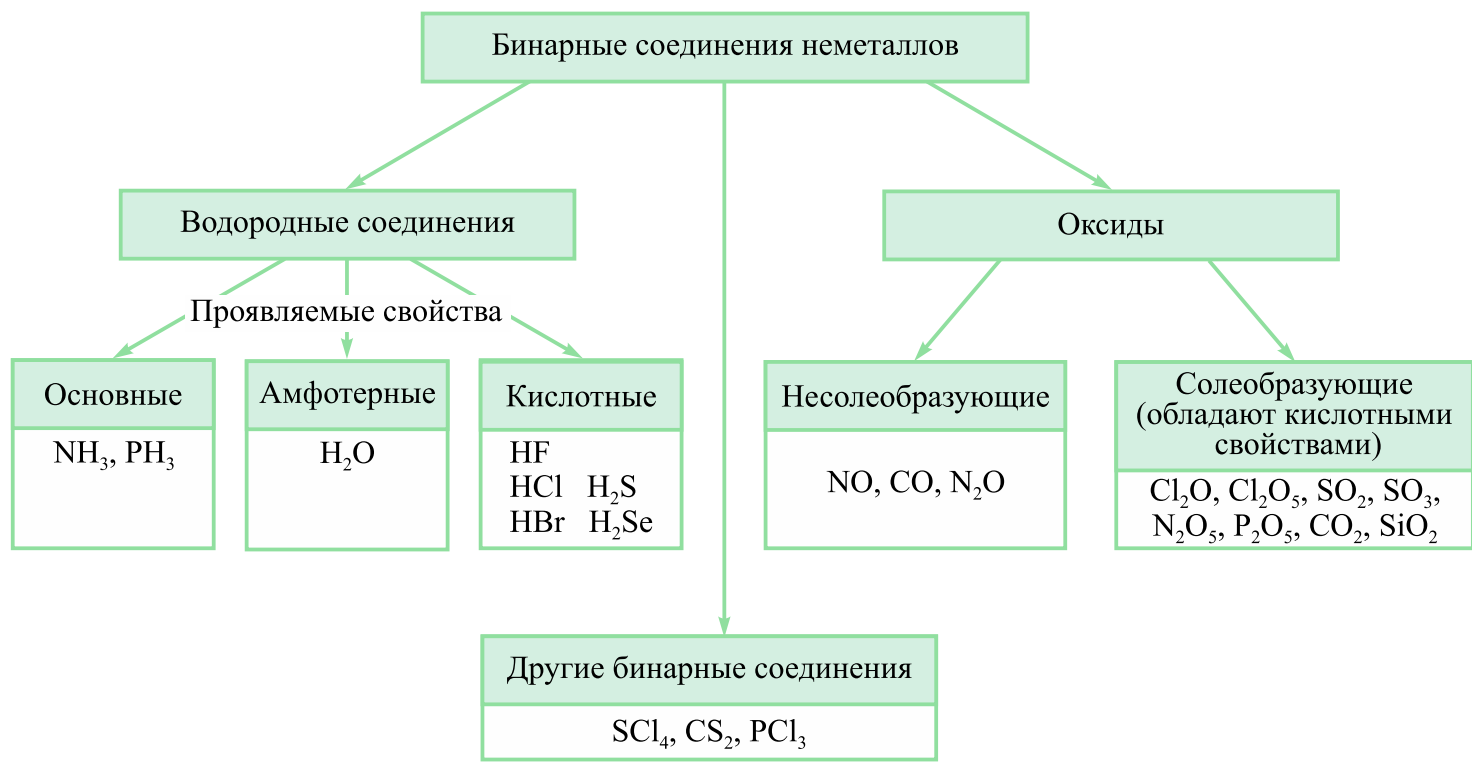
В химических реакциях с простыми веществами неметаллы являются как окислителями (по отношению к металлам, водороду и другим, менее электроотрицательным неметаллам), так и восстановителями (по отношению к более электроотрицательным неметаллам). В реакциях со сложными веществами они также проявляют двойственные свойства.

Гидраты кислотных оксидов – кислородсодержащие кислоты: HClO_4 , HClO_3 , H_2SO_3 , H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 , H_2CO_3 , H_2SiO_3 .

За счёт ионов водорода кислоты взаимодействуют с металлами, основными и амфотерными оксидами, основаниями, солями, образованными более слабыми кислотами. Особыми окислительными свойствами обладают концентрированная серная кислота (за счёт S^{+6}) и азотная кислота (за счёт N^{+5}).

Двух- и трехосновные кислоты неметаллов могут образовывать средние (K_2SO_4 , Na_3PO_4) и кислые (KHSO_4 , NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4) соли.

Неметаллы и их соединения играют огромную роль в природе, технике, промышленности, сельском хозяйстве, повседневной жизни людей.



ВОДОРОД

Водород – химический элемент-неметалл, который находится в IА группе. Электронная конфигурация атома водорода $1s^1$. В природе водород представлен тремя изотопами: протий, дейтерий, тритий (H, D, T) – с массовыми числами 1, 2, 3 соответственно. Радиоактивный нуклид водорода тритий (^3H), обозначаемый символом T, в природе встречается в следовых количествах.

Электроотрицательность водорода почти самая низкая среди неметаллов. Водород в большинстве соединений с неметаллами (за исключением кремния и некоторых других неметаллов) проявляет степень окисления +1. При взаимодействии с металлами водород проявляет окислительные свойства, образуя гидриды (KH , MgH_2 , NaH , AlH_3), степень окисления водорода равна –1.

Простое вещество водород имеет молекулярное строение H_2 . Молекула водорода состоит из двух атомов, связанных между собой ковалентной неполярной связью. Как простое вещество, водород – газ без цвета и запаха, в 14,5 раза легче воздуха. В смеси с воздухом взрывоопасен. Силы межмолекулярного взаимодействия в газообразном водороде незначительны, что обуславливает его низкие температуры кипения ($-252,6^\circ\text{C}$) и плавления ($-259,2^\circ\text{C}$).

Простое вещество водород при взаимодействии с другими веществами может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

В реакциях с простыми веществами водород может выступать как восстановитель с образованием летучих соединений неметаллов. Реакции водорода с наиболее активными неметаллами протекают очень интенсивно, сопровождаются горением или даже взрывом (например, с кислородом при нагревании и с хлором при освещении). В реакции с металлами водород проявляет окислительные свойства, образуя твёрдые соединения с ионной связью – гидриды. При взаимодействии со сложными веществами водород проявляет восстановительные свойства.

Водород может восстановить из оксидов только те металлы, которые в электрохимическом ряду напряжений находятся после цинка.

Водород получают в лабораториях действием кислот на металлы. В промышленности есть несколько способов получения водорода: конверсией метана с водяным паром, разложением метана, электролизом воды и растворов щелочей.

В промышленности водород используют как восстановитель некоторых металлов, для получения соляной кислоты и др. В перспективе водород рассматривается как ценнейшее экологически чистое топливо для автомобилей.

В О Д О Р О Д

Химический элемент

Электронная конфигурация атома водорода $1s^1$.
Химический элемент водород представлен тремя нуклидами: протий, дейтерий, тритий (^1H , ^2D , ^3T).
 $A_r(\text{H}) = 1,0079$.

Простое вещество

Имеет молекулярное строение H_2 .
Физические свойства: газ без цвета и запаха в 14,5 раза легче воздуха.
Химические свойства:
1) в реакциях с простыми веществами водород может выступать как восстановитель с образованием летучих соединений неметаллов:
$$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl};$$
$$\text{H}_2 + \text{S} \leftrightarrow \text{H}_2\text{S};$$
$$3\text{H}_2 + \text{N}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3;$$

2) со сложными веществами для водорода характерны восстановительные свойства:
$$\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O};$$
$$\text{CH}_3\text{CHO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH};$$
$$\text{CH}_3\text{NO}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{NH}_2 + 2\text{H}_2\text{O};$$

3) с металлами проявляет окислительные свойства, образуя твёрдые соединения с ионной связью – гидриды:
$$\text{H}_2 + 2\text{Na} = 2\text{NaH};$$
$$\text{Ca} + \text{H}_2 = \text{CaH}_2.$$

Кислородные соединения

Вода (H_2O);
пероксид водорода (H_2O_2)

Получение

1. В лаборатории – действием кислот на металлы:
$$\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2.$$

2. В промышленности:
• конверсией метана с водяным паром:
$$\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + 3\text{H}_2;$$

• разложением метана:
$$\text{CH}_4 = \text{C} + 2\text{H}_2;$$

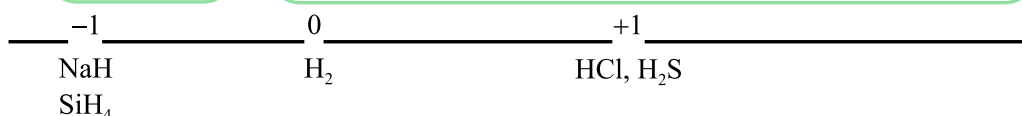
• электролизом воды и растворов щелочей:
$$2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{эл. ток}} 2\text{NaOH} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2.$$

Применение

В промышленности водород используется как восстановитель некоторых металлов, для получения соляной кислоты и др. В перспективе водород рассматривается как ценнейшее экологически чистое топливо для автомобилей.

Нахождение в природе

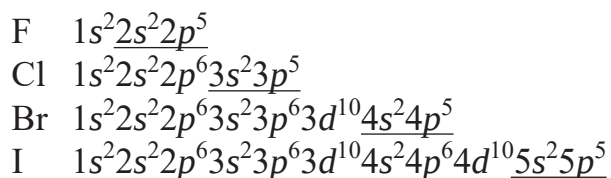
В свободном виде в атмосфере не встречается, в основном находится в составе воды и органических веществ.



ЭЛЕМЕНТЫ VIIA ГРУППЫ. ГАЛОГЕНЫ

К галогенам относятся элементы VIIA группы Периодической системы: фтор (F), хлор (Cl), бром (Br), иод (I) и редко встречающийся в природе астат (At) – типичные неметаллы.

Атомы галогенов на внешнем энергетическом уровне имеют по семь электронов, чем и объясняется сходство их свойств:

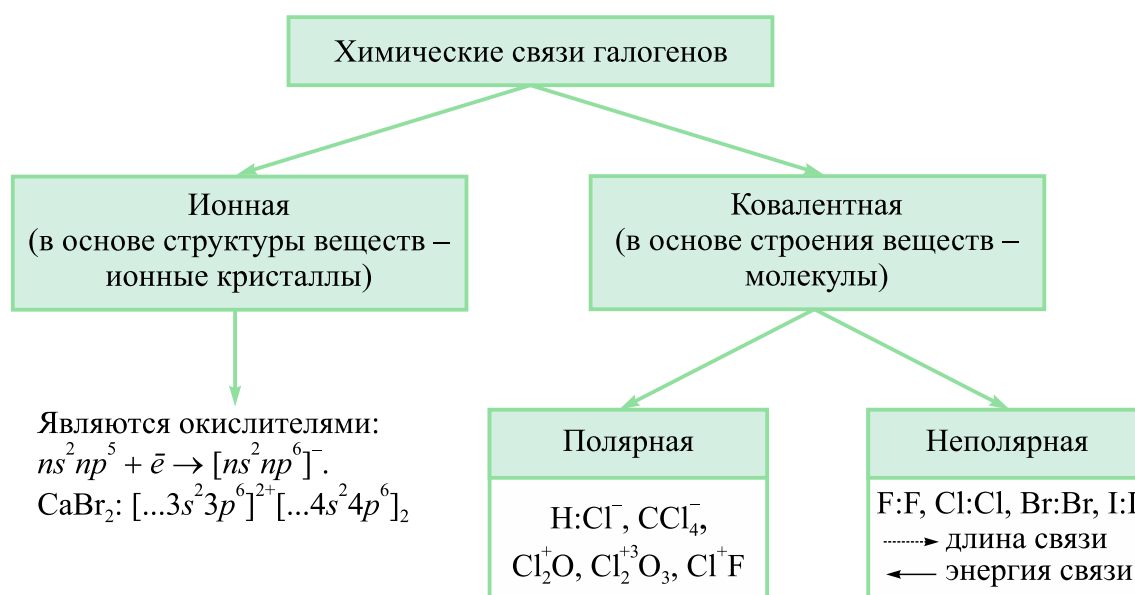


Радиус атомов галогенов увеличивается с возрастанием зарядов ядер атомов, а следовательно, неметаллические свойства в группе возрастают снизу вверх.

С ионами металлов галогены связываются с помощью ионной связи (например, MgCl_2). Ионные соединения в основе строения имеют ионную кристаллическую решётку. Степень окисления галогенов равна 1. Такую же степень окисления галогены проявляют в соединениях с водородом – галогеноводородах, образованных с помощью ковалентной полярной связи (например, HF, HCl, HBr, HI).

Атомы галогенов в соединениях с более электроотрицательными элементами (кислородом, фтором) проявляют положительные степени окисления: +1, +3, +5, +7.

Ковалентной неполярной связью атомы галогенов связаны в молекулы: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 .



Галогены – простые вещества. Силы межмолекулярного взаимодействия увеличиваются с ростом относительной молекулярной массы веществ, поэтому у галогенов с её увеличением повышается температура кипения простых веществ.

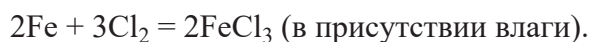
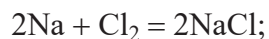
Физические свойства галогенов

Относительная молекулярная масса Плотность, температура кипения, плавления	F₂ (фтор)	Ядовитый, трудно сжижающийся (при температуре –188 °С) газ светло-жёлтого цвета.	Неметалличность
	Cl₂ (хлор)	Жёлто-зелёный удушливый газ с резким запахом. Легко сжижается при температуре –34 °С. Тяжелее воздуха в 2,5 раза. Растворяется в воде с образованием хлорной воды.	
	Br₂ (бром)	Тяжёлая красно-бурая жидкость, при температуре +58 °С кипит, бурно испаряясь. Пары брома ядовиты. В твёрдое состояние жидкость переходит при температуре –7 °С.	
	I₂ (иод)	Твёрдое кристаллическое вещество чёрно-фиолетового цвета. Хорошо растворяется в спирте и практически не растворяется в воде. При нагревании до 184 °С образует фиолетовые пары.	

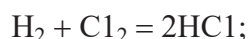
Хлор

Реакции с простыми веществами

1. Хлор взаимодействует практически со всеми металлами (например, с Na, Ca, Mg, Al, Fe). В этих реакциях хлор проявляет себя как окислитель, восстанавливается до Cl^{-1} и образует соли – хлориды:



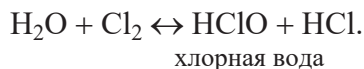
2. Взаимодействует с неметаллами:



3. С кислородом хлор не взаимодействует. Кислородные соединения хлора образуются косвенным путём.

Реакции со сложными веществами

1. Хлор взаимодействует с водой:



При освещении HClO легко распадается с образованием атомарного кислорода, за счёт которого хлорная вода обладает сильным окислительным действием.

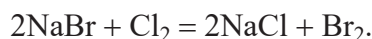
2. Вступает в реакцию с нагретыми щелочами:



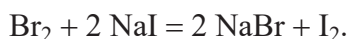
3. Реагирует с холодной щелочью:



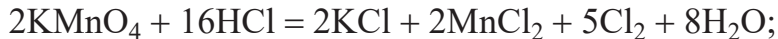
Более активные галогены вытесняют из растворов солей менее активные: вышестоящий элемент вытесняет последующий из растворов галогеноводородных кислот и их солей. Так, хлор вытесняет бром и иод из растворов бромидов и иодидов:



Бром вытесняет иод:



В лаборатории хлор получают из хлороводородной кислоты путём окисления его перманганатом калия или оксидом марганца(IV):

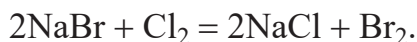


В промышленности получение хлора производится в результате электролиза раствора или расплава хлоридов щелочных металлов:

эл. ток



Бром и иод получают вытеснением их из солей хлором:

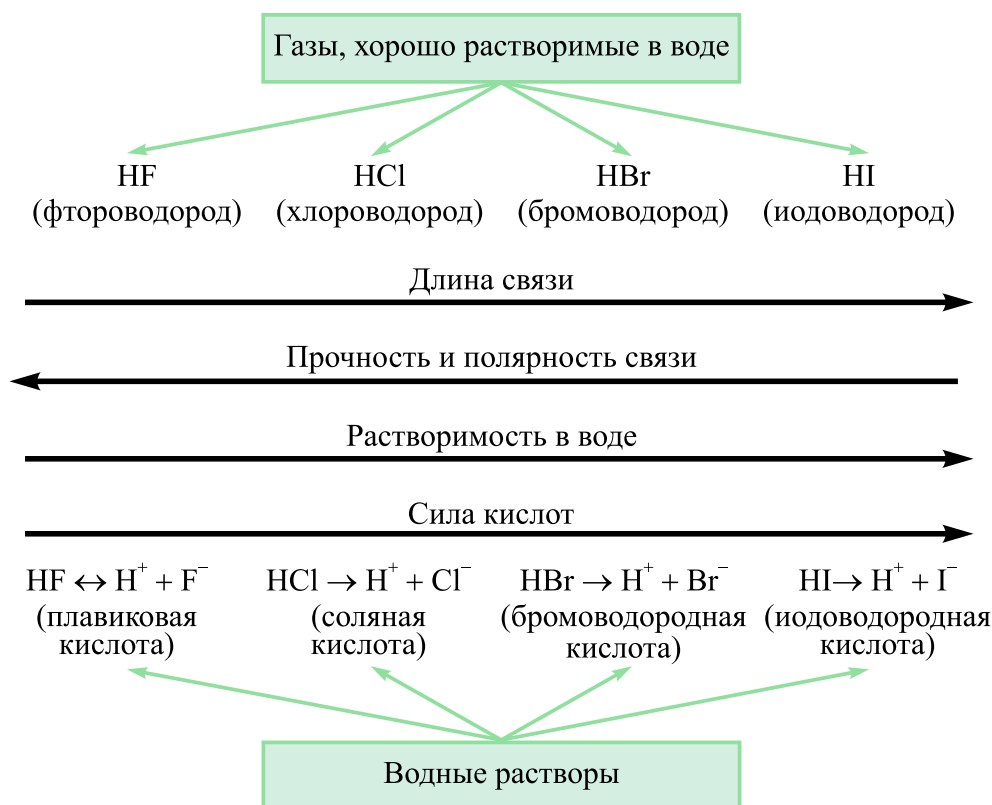


Фтор используют как окислитель ракетного топлива, для получения фторорганических соединений. Хлор применяют для отбеливания тканей и бумаги, обеззараживания питьевой воды, получения соляной кислоты, растворителей, хлорной извести. Бром и иод используются в фармацевтической и химической промышленности.

Галогеноводороды. Галогеноводородные кислоты

Молекулы галогеноводородов образованы ковалентной полярной связью и являются диполями. Степени окисления галогенов равны -1 . Галогеноводороды хорошо растворяются в воде с образованием кислот. Например, HCl – бесцветный газ с резким запахом, удушливый, в 1 объеме воды растворяется до 300 объемов хлороводорода.

Водородные соединения галогенов



Галогеноводородные кислоты образуют соли – галогениды: фториды, хлориды, бромиды, иодиды. Хлориды, бромиды и иодиды многих металлов хорошо растворимы в воде.

Молекула хлороводорода HCl образована с помощью ковалентной полярной связи, степень окисления хлора равна -1 .

HCl – бесцветный газ с резким запахом, удушливый. Хорошо растворим в воде.

Раствор хлороводорода в воде – соляная (хлороводородная) кислота.

Соляная кислота – сильный электролит:

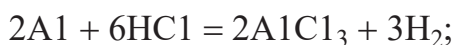


Химические свойства соляной кислоты – это свойства образующих её ионов.

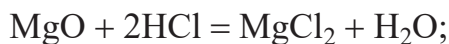
1. Изменяет окраску индикаторов: лакмус – красный, метилоранж – малиновый, универсальный индикатор – красный.

2. Взаимодействует:

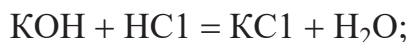
- с металлами:



- основными оксидами:



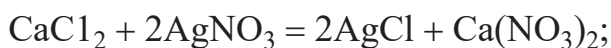
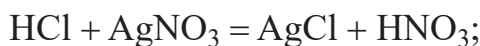
- основаниями (реакция нейтрализации):



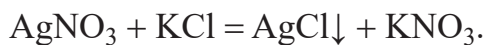
- солями, образованными более слабыми кислотами:



3. Качественная реакция на хлорид-ион:



Для определения в растворе хлорид-, бромид- и иодид-ионов используют реакцию с нитратом серебра(I) (AgNO_3). В результате взаимодействия хлоридов (и соляной кислоты) с этим реактивом выпадает белый творожистый осадок хлорида серебра(I):

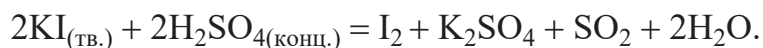


В реакциях нитрата серебра(I) с растворами бромоводородной кислоты и её солей, иодоводородной кислоты и её солей также образуются осадки, которые различаются оттенками: $\text{AgBr}\downarrow$ – светло-жёлтый, $\text{AgI}\downarrow$ – жёлтый.

В лаборатории вытесняют летучие хлороводород и фтороводород действием нелетучей концентрированной серной кислоты на твёрдые хлориды и фториды:

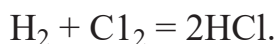


Однако бромоводород и иодоводород таким образом получить нельзя, так как бромид- и иодид-анионы обладают более выраженными восстановительными свойствами:



Для этих целей применяют нелетучую фосфорную кислоту.

В промышленности хлороводород получают синтетическим способом:



Соляная кислота применяется для получения её солей, травления металлов, а также используется в медицине. Например, NaCl – поваренная соль, сырьё

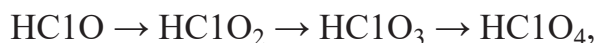
для получения хлора, гидроксида натрия; KCl – удобрение; BaCl_2 – яд, инсектицид; AlCl_3 – катализатор при органических синтезах; AgCl – применяют в фотографии.

Кислородсодержащие соединения галогенов

Фтор с кислородом не образует оксиды. Соединения кислорода с фтором, в которых кислород имеет положительную степень окисления (O^{+2}F_2 , O_2F_2), называются фторид кислорода и дифторид кислорода соответственно.

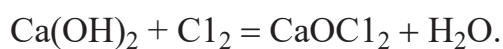
Хлор в кислородных соединениях проявляет степени окисления +1, +3, +5, +7 и очень редко – степени окисления, равные +4, +6.

Сила и устойчивость кислородсодержащих кислот возрастает в ряду

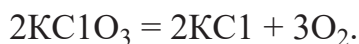


а окислительные свойства, наоборот, убывают. Наиболее выраженными окислительными свойствами обладает HClO .

Кислородсодержащие соединения хлора (степень окисления +1): хлорноватистая кислота (HClO) – очень неустойчива, существует только в разбавленных растворах. Сильный окислитель, при хранении разлагается. Соли хлорноватистой кислоты называются гипохлоритами. Смешанная кальциевая соль соляной и хлорноватистой кислот называется хлорной известью (CaOCl_2). Получают её реакцией хлора с гашёной известью:



Кислородсодержащие соединения хлора (степень окисления +3): хлорноватая кислота (HClO_3), при высоких концентрациях неустойчива. Сильный окислитель, в смеси с соляной кислотой растворяет золото. Соль хлорноватой кислоты (KClO_3) называется бертолетовой солью, при нагревании в присутствии катализатора разлагается:



Данное свойство соли применяется при изготовлении взрывчатых смесей, в производстве спичек.

Кислородсодержащие соединения хлора (степень окисления +7): хлорная кислота (HClO_4) – бесцветная жидкость. Очень неустойчива, взрывается при небольшом нагревании.

Кислородсодержащие соединения иода и брома (степени окисления +1, +3, +5, +7): большинство данных соединений неустойчивы, легко разлагаются при нагревании, являются окислителями. Все галогены и большая часть их соединений ядовиты.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Из формул CaJ_2 , Br_2O_3 , KOH , NH_4Cl , HNO_3 , KClO_3 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, HClO_3 выберите вещества, образованные только неметаллами.

2. Укажите, в каких соединениях галогены находятся в восстановленной форме.

3. Как изменяется сила галогеноводородных кислот в ряду $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$?

4. Водородные соединения галогенов проявляют восстановительные свойства. Как изменяется восстановительная способность галогенов в водородных соединениях с возрастанием зарядов ядер их атомов?

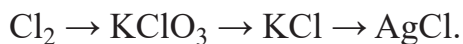
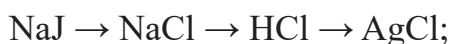
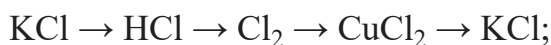
5. Определите, с какими из следующих веществ соляная кислота будет проявлять окислительные свойства: Zn , NaOH , Cu , Fe , K_2CO_3 , AgNO_3 , Al ? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

6. Составьте уравнения химических реакций получения хлора. Укажите окислитель и восстановитель.

7. Составьте формулы веществ и уравнения возможных реакций между ними, используя ионы: H^+ , Ba^{2+} , Br^+ , OH^- , Cl^- , SO_4^{2-} , Ca^{2+} , J^+ , NO_3^- , Ag^+ , F^+ .

8. Какие из предложенных галогенсодержащих солей подвергаются при нагревании разложению: CaCl_2 , $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$, NaCl , KClO_3 , CuOHCl , HgJ_2 , K_3BrO_4 , NH_4Cl , BaCl_2 , NH_4Br ? Составьте уравнения соответствующих реакций.

9. Осуществите химические превращения:



10. Определите массовую долю соляной кислоты в растворе, полученном при растворении хлороводорода объёмом 20 дм^3 в воде объёмом 200 см^3 .

ТЕСТ

Часть I

1. Символы химических элементов неметаллов указаны в ряду:

а) N, P, Sn, C; в) Ar, S, I, Si;

б) Ca, F, O, K; г) Al, N, F, O.

2. Укажите название простого вещества-неметалла, имеющего атомную кристаллическую решётку:

а) водород;

в) азот;

б) кремний;

г) фтор.

а) алмаз; в) графит;
б) фосфор красный; г) озон.

б) фосфор красный; г) озон.

а) ковалентная полярная; в) водородная;
б) металлическая; г) ковалентная неполярная;

a) $1s^2 2s^1$; в) $1s^2 2s^2 2p^5$;
б) $1s^2 2s^2 2p^2$; г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

а) оксид кальция; в) оксид фосфора(V);
б) калий; г) фтор.

а) NaH , H_2O , H_2 ; в) NaH , H_2 , HBr ;
б) H_2 , NH_3 , HCl ; г) HF , H_2 , KH .

а) получают взаимодействием кислот с металлами;
б) легче кислорода в 32 раза;
в) самый легкий газ;
г) входит в состав органических веществ.

а) массой; в) зарядом частицы;
б) числом протонов; г) зарядом ядра.

a) $1s^2 1s^3$; в) $1s^1 1s^1$;
б) $1s^1, 1s^2$; г) $1s^2 1s^1$.

а) $\text{HCl} + \text{Zn} \rightarrow$ и $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe} \rightarrow$; в) $\text{Na} + \text{HCl} \rightarrow$ и $\text{NaOH} + \text{Al} \rightarrow$;
б) $\text{CH}_4 \rightarrow$ и $\text{H}_2\text{O} + \text{Ca} \rightarrow$; г) $\text{KOH} + \text{ZnO} \rightarrow$ и $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow$.

a) 1, 3, 5; в) 2, 4, 5;
б) 1, 4, 5; г) 2, 4, 5.

13. Укажите формулы простого и сложного веществ, с которыми при определенных условиях реагирует водород:

- | | |
|--------------------------|--------------------------|
| а) Na и O ₂ ; | в) LiH и Ca; |
| б) S и CH ₄ ; | г) O ₂ и CuO. |

14. Формулы соединений, в которых водород проявляет степень окисления –1, записаны в ряду:

- | | |
|---|---------------------------|
| а) NaH, H ₂ O ₂ ; | в) LiH, H ₂ ; |
| б) SiH ₄ , KN; | г) H ₂ O, CaH. |

15. В отличие от гидрид-иона катион водорода:

- а) не содержит электронов;
- б) проявляет восстановительные свойства;
- в) содержит два электрона;
- г) имеет завершённый внешний уровень.

16. Окислительные свойства водород проявляет в реакциях:

- | | |
|------------------------|-------------------------|
| а) с натрием и хлором; | в) литием и кальцием; |
| б) серой и углеродом; | г) кислородом и калием. |

17. Водород является продуктом обеих реакций, схемы которых:

- а) $\text{HCl} + \text{ZnO} \rightarrow$ и $\text{HCl} + \text{Fe} \rightarrow \dots$;
- б) $\text{CH}_4 \xrightarrow{t} \dots$ и $\text{H}_2\text{O} + \text{Ca} \rightarrow \dots$;
- в) $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow$ и $\text{NaOH} + \text{Al} \rightarrow \dots$;
- г) $\text{KOH} + \text{Zn} \rightarrow$ и $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \dots$.

18. Масса воды D₂O, содержащей водород массой 8 г, равна (г):

- | | |
|--------|--------|
| а) 18; | в) 36; |
| б) 22; | г) 40. |

19. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атома хлора в основном состоянии:

- | | |
|--|--|
| а) ... 3s ² 3p ⁴ ; | б) ... 3s ² 3p ⁶ ; |
| в) ... 3s ² 3p ⁵ ; | г) ... 3s ¹ 3p ⁶ . |

20. В молекуле фтора химическая связь:

- | | |
|---------------|--------------------------|
| а) одинарная; | в) ковалентная полярная; |
| б) двойная; | г) тройная. |

21. В соединениях хлор не проявляет степень окисления:

- | | |
|--------|--------|
| а) –1; | в) +1; |
| б) –2; | г) +5. |

22. Относительная плотность хлора по водороду равна:

- | | |
|----------|----------|
| а) 71; | в) 35,5; |
| б) 14,2; | г) 17. |

23. Ряд, в котором все вещества взаимодействуют с хлороводородной кислотой:

- а) магний, гидроксид калия, серебро;
- б) цинк, оксид кальция, серная кислота;
- в) оксид алюминия, железо, бром;
- г) гидроксид натрия, алюминий, нитрат серебра.

24. Электронная конфигурация иона брома:

- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$;
- б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$;
- в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$;
- г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$.

25. Как изменяется степень окисления хлора в реакции, схема которой $Al + Cl_2 \rightarrow$:

- а) от 0 до +1;
- б) от -1 до +1;
- в) от -1 до 0;
- г) от 0 до -1.

26. Если относительная плотность паров иода по воздуху равна 8,75, то формула иода:

- а) I ;
- б) I_2 ;
- в) I_4 ;
- г) I_8 .

27. Хлороводород в лаборатории получают при помощи химической реакции, схема которой:

- а) $Cl_2 + H_2 \rightarrow$;
- б) $NaCl_{(тв.)} + H_2SO_{4(конц.)} \rightarrow$;
- в) $Cl_2 + H_2O \rightarrow$;
- г) $HClO \rightarrow$.

28. Укажите ряд веществ, которые взаимодействуют с хлороводородной кислотой с образованием солей:

- а) азотная кислота, гидроксид натрия, карбонат кальция;
- б) медь, гидроксид кальция, оксид цинка;
- в) перманганат калия, гидроксид алюминия, железо;
- г) серебро, карбонат калия, сульфид натрия;

29. Аниону хлора соответствует распределение электронов в атоме по энергетическим уровням:

- а) 2, 8, 18, 7;
- б) 2, 8, 7;
- в) 2, 8, 8;
- г) 2, 8, 18, 8.

30. В молекулах в ряду $F_2 \rightarrow Cl_2 \rightarrow Br_2 \rightarrow I_2$:

- а) уменьшается энергия связи между атомами;
- б) уменьшается длина связи в молекулах;
- в) усиливаются окислительные свойства веществ;
- г) уменьшается относительная плотность по водороду.

31. Фтор может реагировать с веществами пары:

- а) CaSO_4 , SO_2 ; в) NaOH , CaCO_3 ;
б) H_2O , NaBr ; г) BaSO_4 , HNO_3 .

32. Водород и хлор взаимодействуют с веществом, формула которого:

- a) H₂O; в) NH₃;
б) Na; г) C₂H₆.

33. Атомы хлора проявляют и восстановительные, и окислительные свойства в реакциях с веществами, формулы которых:

- a) HI, Mg; б) Al, HBr;
б) KOH, H₂O; г) HNO₃, S.

34. Хлороводородная кислота проявляет восстановительные свойства по отношению к веществам, формулы которых:

- а) Mn, CuO; б) AgNO₃, FeCl₃; в) KMnO₄, KClO₃; г) Zn, Al.

35. Раствор хлороводорода в воде проявляет кислотные свойства по отношению к веществам ряда:

- а) серебро, гидроксид натрия;
б) оксид серы(VI), оксид кальция;
в) гидроксид бария, медь;
г) оксид алюминия, гидроксид цинка.

36. Соляная кислота проявляет окислительные свойства в реакциях с веществами, формулы которых указаны в ряду:

- a) HI, Hg; в) S, N₂;
б) Ca, Zn; г) KOH, NaCl.

37. При добавлении по каплям избытка соляной кислоты к раствору гидроксида калия pH раствора:

- а) увеличивается;
б) сначала уменьшается, затем увеличивается;
в) уменьшается;
г) не изменяется.

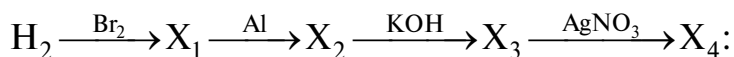
38. Обнаружить присутствие в растворе ионов фтора и хлора возможно, приливая растворы:

- а) AgNO_3 , AgNO_3 ;
б) CaCl_2 , AlBr_3 ;
в) AgNO_3 , CaCl_2 ;
г) CaCl_2 , AgNO_3 .

39. При пропускании хлороводорода последовательно через растворы лакмуса и нитрата серебра(I) признаками реакций будут:

- а) выделение газа, изменение окраски раствора;
- б) изменение окраски лакмуса, выделение газа;
- в) выпадение осадка, выделение газа;
- г) изменение окраски лакмуса, выпадение белого осадка.

40. Молярная масса (г/моль) бромсодержащего вещества X_4 , образующегося в результате схемы превращений



- а) 56,5;
- б) 143,5;
- в) 80;
- г) 188.

41. Укажите верные утверждения: 1) атомы неметаллов образуют только кислотные оксиды; 2) атомы неметаллов образуют только бинарные соединения; 3) степень окисления фтора всегда 0, -1; 4) для всех неметаллов степень окисления равна номеру группы; 5) в водородных соединениях степень окисления неметаллов может быть положительной и отрицательной:

- а) 1, 2;
- б) 1, 3;
- в) 3, 5;
- г) 1, 4.

42. Выберите правильные утверждения относительно неметаллов: 1) в простых веществах атомы связаны ковалентной связью; 2) большинство неметаллов являются s-элементами; 3) все неметаллы – газообразные вещества; 4) неметаллы могут проявлять степени окисления от -4 до +7; 5) высшие оксиды неметаллов обладают кислотными свойствами:

- а) 3, 4, 5;
- б) 1, 2, 5;
- в) 2, 3, 4;
- г) 1, 4, 5.

43. Исходные концентрации водорода и хлора, участвующих в реакции, равны 0,54 моль/дм³ и 0,74 моль/дм³ соответственно. Через 30 с после начала реакции концентрация водорода снизилась до 0,15 моль/дм³. Средняя скорость (моль/дм³ · с) данной реакции и концентрация хлора через 30 с равны:

- а) 0,013 и 0,35;
- б) 0,005 и 0,20;
- в) 0,025 и 0,25;
- г) 0,033 и 0,67.

44. Смесь, состоящую из 22,4 дм³ хлора (н. у.) и 44,8 дм³ водорода (н. у.), взорвали. Определите газообразное вещество и его количество (в дм³, н. у.), которое останется после пропускания образовавшейся смеси газов через воду:

- а) хлор, 22,4 дм³;
- б) водород, 11,2 дм³;
- в) хлороводород, 22,4 дм³;
- г) водород, 22,4 дм³.

45. Укажите ряд веществ, при взаимодействии с которыми возможно последовательно осуществить следующие превращения:



- а) H_2 , Cu , NaOH , H_2SO_4 , H_2 ;
 б) H_2O , CuSO_4 , CaO , NaOH , Fe ;
 в) HI , CuO , H_2O , CO_2 , Ag ;
 г) H_2 , CuO , KOH , H_2SO_4 , Fe .

46. Растворы хлорида и иодида натрия распознаются благодаря образованию осадков соответствующей окраски. Выберите утверждения в определенном порядке: реактив, осадок: 1) AgNO_3 ; 2) BaCl_2 ; 3) жёлтый; 4) синий; 5) белый:

- a) 1, 1, 3, 4; в) 2, 1, 3, 5;
б) 1, 1, 5, 3; г) 1, 2, 5, 3.

Ответы: 1 – б; 2 – б; 3 – г; 4 – г; 5 – в; 6 – г; 7 – г; 8 – б; 9 – в; 10 – б; 11 – г; 12 – б;
 13 – г; 14 – б; 15 – а; 16 – в; 17 – б; 18 – г; 19 – в; 20 – а; 21 – б; 22 – в; 23 – г; 24 – в; 25 –
 г; 26 – б; 27 – б; 28 – в; 29 – в; 30 – а; 31 – б; 32 – б; 33 – б; 34 – в; 35 – г; 36 – б; 37 – в;
 38 – г; 39 – г; 40 – г; 41 – в; 42 – г; 43 – а; 44 – г; 45 – г; 46 – б.

Часть II

1. Укажите соответствие между формулой вещества и названиями веществ, с которыми оно взаимодействует. Ответ запишите в виде сочетания букв и цифр, соблюдая последовательность первого столбца (например, а1, б2, в2, г5):

- | | |
|--------------------|---|
| а) NaCl | 1) цинк, вода, нитрат серебра |
| б) Cl ₂ | 2) серная кислота (конц.), нитрат серебра, фтор |
| в) HCl | 3) водород, гидроксид натрия, иодид калия |
| г) F ₂ | 4) цинк, гидроксид натрия, перманганат калия |
| | 5) хлор, нитрат серебра, сульфат алюминия |
| | 6) хлорид кальция, хлорид натрия, иодид калия |

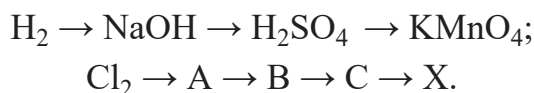
2. Укажите последовательность букв, соответствующих полному правильному ответу:

- а) к галогенам относятся: хлор, бром, сера;
- б) реакция хлора с водой относится к реакциям диспропорционирования;
- в) реакция соляной кислоты с перманганатом калия применяется для получения хлора в лаборатории;
- г) вода горит во фторе;
- д) хлороводородная кислота проявляет окислительные свойства в реакциях с металлами;
- е) соляная кислота вытесняет серную кислоту из сульфатов.

3. Укажите формулу продукта реакции и сумму коэффициентов перед формулами веществ немолекулярного строения в уравнении реакции:



4. Определите молярную массу (г/моль) простого вещества X в схеме превращений



5. Установите соответствие между формулой частицы и её характеристикой:

а) Cl_2	1) электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
б) Cl^-	2) полярная молекула
в) ClO_4^-	3) обладает только окислительными свойствами
г) HCl	4) степень окисления хлора +5
	5) может быть как окислителем, так и восстановителем

6. Плавиковая кислота отличается от соляной кислоты:

- а) меньшей летучестью;
- б) степенью диссоциации;
- в) способностью диссоциировать с образованием ионов водорода;
- г) реакцией с нитратом серебра;
- д) способностью вступать в реакцию нейтрализации;
- е) способом получения.

Ответы: 1 – а2, б3, в4, г6; 2 – б, в, г, д; 3 – Cl_2 , 6; 4 – 71; 5 – а5, б1, в3, г2; 6 – б, г.

ЗАДАЧИ

1. Рассчитайте массовую долю хлороводородной кислоты, которая образуется при растворении хлороводорода объёмом 18 дм^3 в десятикратно меньшем объёме воды.

Ответ: 1,6 %.

2. На нейтрализацию хлороводородной кислоты массой 200 г с массовой долей растворённого вещества 0,2 затрачено 40 г раствора гидроксида натрия с массовой долей вещества 0,05. Определите значение pH в растворе (<7 или >7).

Ответ: $\text{pH} < 7$.

3. Смесь меди и железа массой 24 г полностью прореагировала с хлором. Для этой цели понадобился хлор объёмом $11,2 \text{ дм}^3$. Чему равны массы металлов в смеси?

Ответ: $m(\text{Cu}) = 12,8 \text{ г}$, $m(\text{Fe}) = 11,2 \text{ г}$.

4. При термическом разложении бертолетовой соли собранного газа хватило на сжигание метана, объём которого $44,8 \text{ дм}^3$ (н. у.). Какая масса соли была подвергнута разложению, если известно, что разложилось 70 % соли?

Ответ: 466,6 г.

5. При обработке избытком хлорной воды смеси FeBr_3 и CuBr_2 масса сухого остатка, полученного после выпаривания раствора и прокаливании, уменьшилась в 1,2 раза по сравнению с массой исходной смеси солей. Вычислите массовые доли веществ в конечной смеси.

Ответ: 50,8 % FeCl_3 и 49,2 % CuCl_2 .

6. Смесь водорода и хлора объёмом 70 дм^3 (н.у.) взорвали. После реакции остался газ, которым можно восстановить медь из оксида меди(II) массой 71,4 г. Определите объём смеси газов после взрыва и объём каждого газа в смеси до реакции.

Ответ: 70 дм^3 , $25 \text{ дм}^3 \text{ Cl}_2$; $45 \text{ дм}^3 \text{ H}_2$.

7. В соляной кислоте массой 200 г с массовой долей хлороводорода 0,1 растворили цинк массой 60 г. Чему равна массовая доля соли в растворе, полученном после реакции?

Ответ: 0,172.

8. При взаимодействии с магнием раствора одного из галогеноводородов, масса которого в растворе равна 202 г, образовалась соль массой 460 г. Определите формулу галогеноводорода.

Ответ: HBr .

9. Определите объём воды (мл), который следует добавить к раствору хлороводорода объёмом 100 мл (рН раствора равен 1), чтобы изменить рН на единицу.

Ответ: 900.

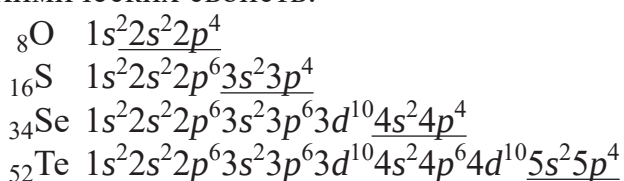
2. ЭЛЕМЕНТЫ VIA ГРУППЫ

Кислород. Химические и физические свойства. Аллотропия. Применение кислорода. Круговорот кислорода в природе. Подгруппа кислорода. Общая характеристика элементов главной подгруппы VI группы. Сера, ее физические и химические свойства. Соединения серы: сероводород, оксиды серы. Серная кислота, её свойства, химические основы производства.

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА

Кислород (O), сера (S), селен (Se), теллур (Te) являются элементами VIA группы Периодической системы и имеют общее название – халькогены. К VIA группе относится также радиоактивный элемент полоний (Po).

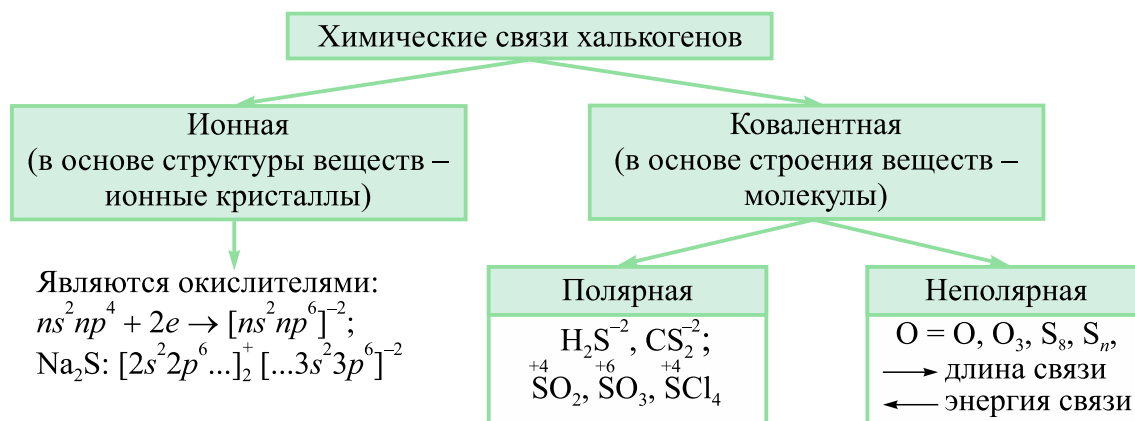
Атомы элементов VIA группы Периодической системы на внешнем энергетическом уровне имеют по шесть электронов, чем и объясняется сходство их химических свойств:



Радиус атомов элементов увеличивается с возрастанием зарядов ядер атомов, следовательно, убывают электроотрицательность элементов и неметаллические свойства простых веществ.

С ионами металлов элементы VIA группы связаны ионной связью (например, $\text{Mg}^{+2}\text{S}^{-2}$). Ионные соединения – твёрдые кристаллические вещества, так как в основе строения имеют ионную кристаллическую решетку.

Ковалентной неполярной связью связаны атомы элементов в следующих молекулах: O_3 , O_2 , S_8 (крист.); S_n (пластич.).



Степень окисления -2 атомы элементов проявляют в соединениях с металлами и водородом (например, вода (H_2O), сероводород (H_2S), сероуглерод (CS_2), селеноводород (H_2Se)).

Атомы элементов VIA группы могут проявлять степени окисления $+2$, $+4$, $+6$, а кислород $+1$, $+2$. В большинстве соединений кислород проявляет степень окисления -2 . В пероксидах кислород имеет степень окисления, равную -1 . С фтором степени окисления кислорода равны $+1$ (OF_2) или $+2$ (O_2F_2). Степень окисления -2 сера проявляет в соединениях с металлами, водородом, углеродом. Атомы серы, селена и теллура в своих соединениях с более электроотрицательными элементами проявляют степени окисления $+2$, $+4$ и $+6$.

Физические свойства халькогенов

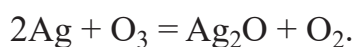
Кислород (аллотропные модификации)	
O_3	Озон.
O_2	Газ без цвета и запаха. В воздухе содержится 21 % кислорода по объёму.
Сера (аллотропные модификации)	
S_8 (крист.)	При обычных условиях сера – хрупкое кристаллическое вещество жёлтого цвета. В воде не растворяется.
S_n (пластич.)	Коричневая пластическая масса, нерастворимая в воде.
Селен	
Se_8	Твёрдое вещество красного цвета.
Se_n	Твёрдое вещество серого цвета. Полупроводник.

КИСЛОРОД И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Кислород – газ без цвета и запаха. В воздухе содержится 21 % кислорода по объёму. Кислород в природе существует в виде двух аллотропных модификаций: кислорода и озона. Аллотропия кислорода и озона обусловлена различным числом атомов кислорода в молекулах веществ O_2 и O_3 .

В большинстве химических реакций кислород является окислителем. Продуктом окисления простых и сложных веществ могут быть оксиды, пероксиды, простые вещества – неметаллы.

Озон является более сильным окислителем, чем кислород. Многие малоактивные металлы (например, серебро, ртуть) он окисляет уже при обычных условиях:



С хлором кислород не взаимодействует.

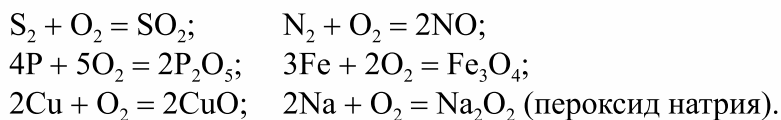
КИСЛОРОД

Простое вещество

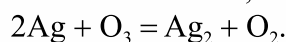
Как простое вещество, кислород в большинстве химических реакций является окислителем. В результате окисления простых и сложных веществ могут быть образованы основные, кислотные, несолеобразующие оксиды, пероксиды, неметаллы – простые вещества.

Химические свойства

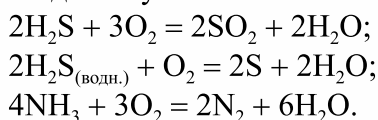
1. Кислород взаимодействует с простыми веществами:



2. Озон – более сильный окислитель, чем кислород:



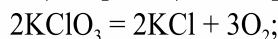
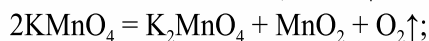
3. Кислород взаимодействует со сложными веществами:



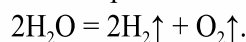
Получение

1. В лаборатории:

- разложением сложных веществ (KMnO_4 , KClO_3 , KNO_3 , H_2O_2):



- разложением воды электрическим током:



В данных химических реакциях кислород окисляется до простого вещества.

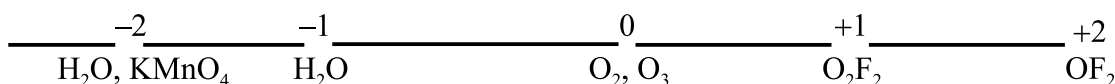
2. В промышленности: ректификация воздуха.

Применение

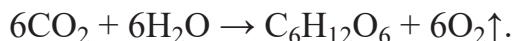
Кислород необходим в промышленности, поскольку участвует в процессах окисления, горения; в процессе дыхания. Озон используется для озонирования воздуха и питьевой воды, обезвреживания промышленных сточных вод, как дезинфицирующее средство в медицине, окислитель ракетного топлива, а также применяется в качестве отбеливающего средства.

Нахождение в природе

Кислород является самым распространённым элементом на Земле. В виде простого вещества (примерно 21 % по объёму) – составная часть атмосферы. Кислород входит в состав воды, многочисленных минералов и руд, многих органических соединений.



В природе кислород образуется в процессе фотосинтеза. Поглощая солнечную энергию, растения синтезируют глюкозу из углекислого газа и воды, выделяя при этом свободный кислород:



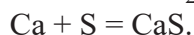
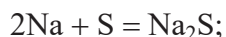
Озон получают действием электрического разряда на кислород в специальном приборе – озонаторе.

СЕРА И ЕЕ СОЕДИНЕНИЯ

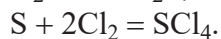
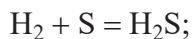
Сера образует несколько аллотропных модификаций: кристаллическая (S_8) – моноклинная и ромбическая – и пластическая (S_n). Наиболее устойчивы при обычных условиях ромбическая сера и моноклинная сера.

Реакции с простыми веществами

1. Взаимодействует с металлами: Na, Ca, Mg, Al, Fe и др. Проявляет себя как окислитель, восстанавливаясь до S^{-2} , и образует соли – сульфиды:



2. С неметаллами проявляет как окислительные (с менее электроотрицательными неметаллами), так и восстановительные свойства (с более электроотрицательными неметаллами):

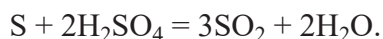


Реакции со сложными веществами

1. Взаимодействует со щелочами при нагревании:



2. Растворяется в концентрированной серной кислоте:



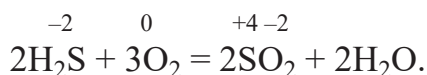
Сера применяется для получения серной кислоты, в производстве спичек, для вулканизации каучуков, при лечении кожных заболеваний. Для промышленных целей используют природную серу, которая широко встречается в свободном состоянии (самородная сера).

Водородные соединения серы

Сероводород (H_2S) – бесцветный газ с неприятным запахом тухлых яиц, удушливый, плохо растворим в воде.

Сероводород и сульфиды – хорошие восстановители.

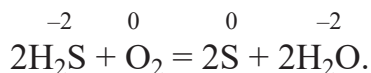
Газообразный сероводород горит на воздухе, окисляясь до воды и оксида серы(IV):



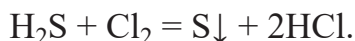
Раствор сероводорода в воде – сероводородная кислота. Она является слабым электролитом, диссоциирует преимущественно по первой ступени:



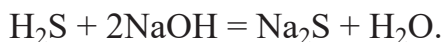
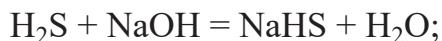
Сероводородная вода мутнеет на воздухе, так как окисляется кислородом до простого вещества – серы, которая образует взвесь:



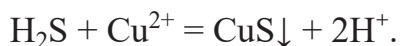
Как сильные восстановители, сероводород и сероводородная кислота легко окисляются галогенами:



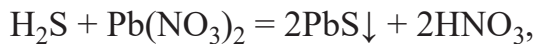
Сероводород взаимодействует с основаниями с образованием кислых и средних солей – гидросульфидов и сульфидов:

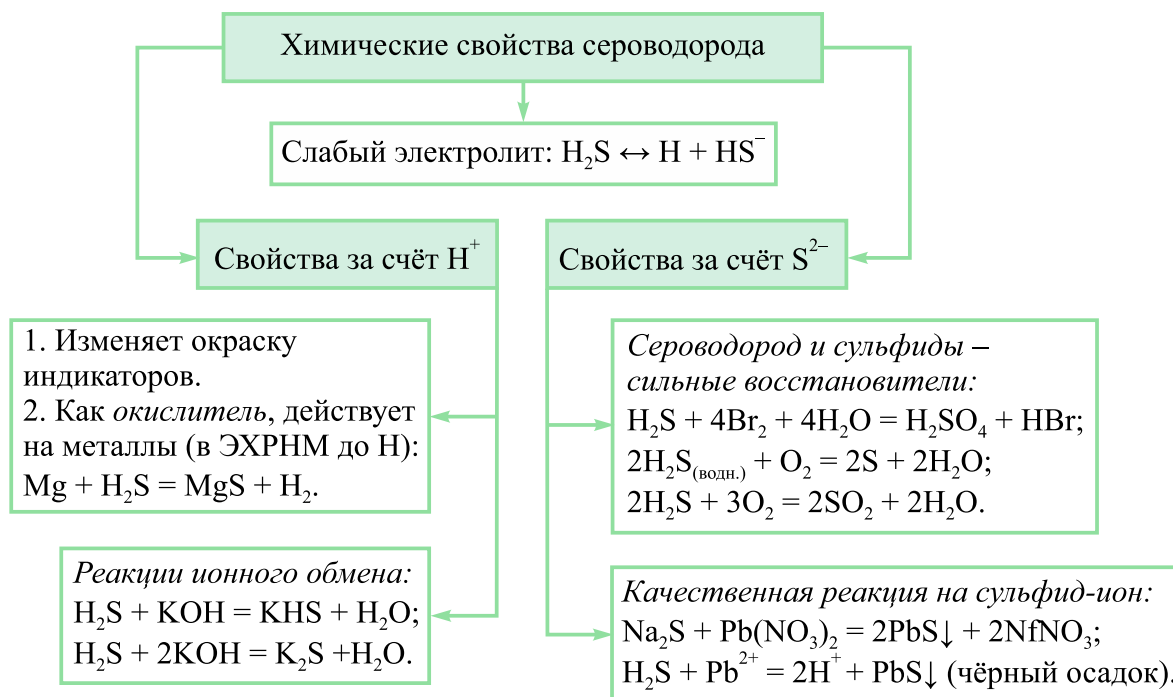


При пропускании сероводорода через растворы солей тяжёлых металлов образовавшиеся сульфиды выпадают в осадок:



Многие сульфиды окрашены (например, CuS , PbS , NiS имеют чёрный цвет, CdS – жёлтый, ZnS – белый, MnS – розовый цвет). На различной растворимости сульфидов и их окраске основаны качественные реакции на сульфид-ион:





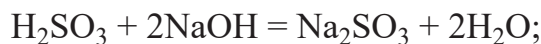
Оксиды серы

Оксид серы(IV) (SO_2) (сернистый газ или сернистый ангидрид) получают сжиганием серы и сероводорода, обжигом пирита, взаимодействием концентрированной серной кислоты с медью. С водой вступает в обратимую реакцию с получением сернистой кислоты, которая существует только в водных растворах:



Сернистая кислота образует два ряда солей:

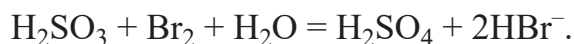
• сульфиты:



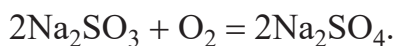
• гидросульфиты:



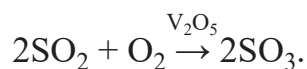
Сернистая кислота и её соли – сильные восстановители:



Сульфиты на воздухе и в атмосфере при взаимодействии с кислородом превращаются в сульфаты:



Сернистый газ в присутствии катализатора окисляется в серный ангидрид:



Данная реакция используется в промышленности как одна из стадий при производстве серной кислоты.

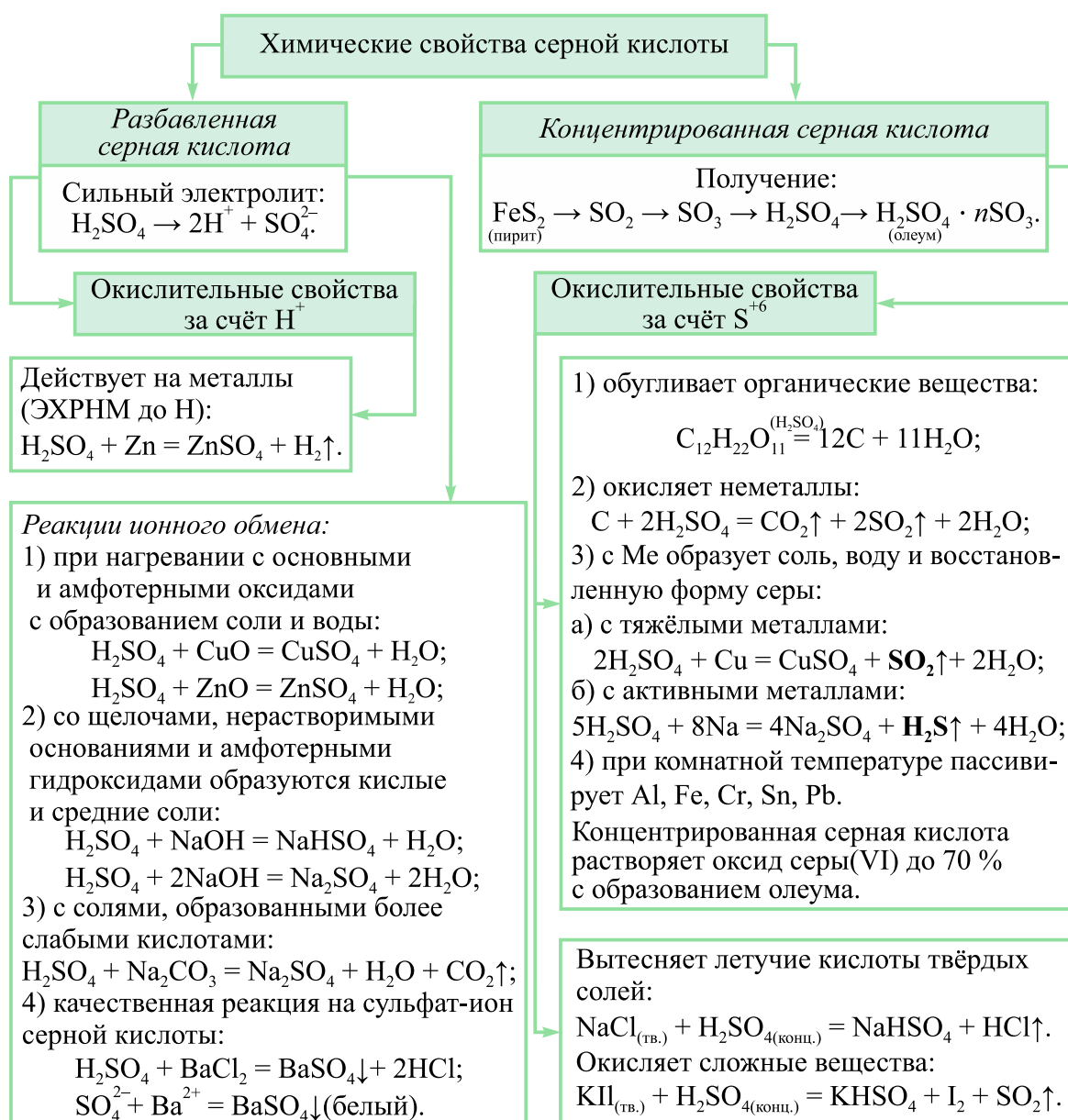
Промежуточное значение степени окисления серы в оксиде серы(IV) и сернистой кислоте предполагает их способность проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

Оксид серы(VI) (SO_3) (или серный ангидрид) при обычных условиях – бесцветная ядовитая жидкость, которая при температуре ниже 17°C превращается в белое кристаллическое вещество. Это типичный кислотный оксид, который взаимодействует с водой, образуя серную кислоту:

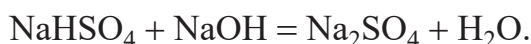


Серная кислота. Сульфаты

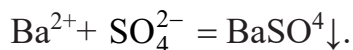
Концентрированная серная кислота – тяжёлая (плотность равна $1,83 \text{ г/см}^3$) маслянистая жидкость, гигроскопичная, бесцветная, не имеет запаха. В концентрированной серной кислоте может раствориться дополнительное количество SO_3 с образованием олеума.



Сульфаты и гидросульфаты взаимно превращаемы:



Качественная реакция на сульфат-ион:



-2	-1	0	+4	+6
+ H ₂ S	FeS ₂	S	SO ₂	H ₂ SO ₄
			Na ₂ SO ₃ NaHSO ₃	Na ₂ SO ₄ NaHSO ₄

В качестве сырья для производства серной кислоты в промышленности используют сульфидные руды, серу, сероводород из сырой нефти, побочные продукты производства цемента.

Наиболее распространено производство серной кислоты из сульфидной руды – пирита (FeS₂), который также называют железным или серным колчеданом. Суммарно химические реакции, лежащие в основе производства серной кислоты, можно выразить



Серная кислота используется для производства удобрений, полимеров, лекарственных, взрывчатых веществ, моющих средств и др. Соли серной кислоты широко применяются в строительстве (гипс, алебастр), сельском хозяйстве (удобрение – сульфат аммония), медицине (слабительное, гипотензивное средство – сульфат магния).

В природе сера встречается как в самородном виде, так и в виде сульфидов железа, меди и др.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Из формул BCl₃, KOH, NH₄Cl, HNO₃, SiF₄, Al(NO₃)₃, H₂SeO₃ выберите вещества, в состав которых входят элементы VIA группы.

2. Составьте уравнения химических реакций, в которых можно получить: оксид магния, оксид азота(IV), оксид фосфора(III), пероксид калия, пероксид водорода.

3. В подводных лодках для регенерации воздуха применяют пероксиды и надпероксиды щелочных металлов. Составьте уравнение химической реакции пероксида калия углекислым газом.

4. Вода может гореть во фторе с образованием кислорода. Составьте уравнение химической реакции, укажите окислитель и восстановитель.

5. Составьте уравнения химических реакций, при помощи которых можно осуществить следующие химические превращения:



6. Охарактеризуйте химические свойства разбавленной серной кислоты. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

7. Составьте формулы веществ и уравнения возможных реакций между ними, используя ионы: Ba^{2+} , OH^- , SO_4^{2-} , Ca^{2+} , SO_3^{2-} , H^+ .

8. Укажите соединения, в которых атом серы имеет степень окисления +6: сероводород, серная кислота, сернистый газ, гидросульфат калия, сульфит натрия.

9. Какие из металлов: Na, Cu, Fe, Ng, Al, Zn, Sn, Ag – при обычных условиях взаимодействуют с серной кислотой с образованием: а) сероводорода, б) сернистого газа, в) не взаимодействуют?

10. Какие из предложенных солей подвергаются при нагревании разложению или обжигу: CaSO_3 , CuS, CaSO_4 , NaHSO_3 , KHSO_3 , $(\text{CuOH})_2\text{SO}_3$, $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, K_2SO_4 , NH_4HSO_3 , BaS, NH_4HSO_4 ? Составьте уравнения соответствующих реакций.

ТЕСТ

Часть I

1. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атомов неметаллов VIA группы:

- | | |
|----------------------|----------------------|
| а) $\dots s^2 p^4$; | в) $\dots s^2 p^1$; |
| б) $\dots s^2$; | г) $\dots s^2 p^3$. |

2. Неметаллические свойства элементов в VIA группе с возрастанием заряда ядра атома:

- | | |
|-------------------|---|
| а) возрастают; | в) сначала возрастают, а затем убывают; |
| б) не изменяются; | г) убывают. |

3. Аллотропные модификации кислорода:

- | | |
|---------------------|-----------------------|
| а) графит и алмаз; | в) кислород и карбин; |
| б) кислород и озон; | г) озон и фуллерен. |

4. Кислород в лабораторных условиях можно получить из каждого вещества ряда:

- | | |
|--|---|
| а) HgO , CaO , Na_2O ; | в) KMnO_4 , NO , HClO ; |
| б) KClO_3 , H_2O_2 , H_2O ; | г) H_2SO_4 , CuO , Al_2O_3 . |

5. Степень окисления кислорода равна –2 во всех соединениях ряда:

- | | |
|--|---|
| а) O_2 , H_2O , HClO ; | в) O_3 , Al_2O_3 , CuO ; |
| б) H_2SO_4 , HNO_3 , HIO_4 ; | г) HClO_3 , H_2O_2 , CO_2 . |

6. Атому кислорода, иону серы S^{2-} соответствуют электронные конфигурации внешнего электронного уровня:

- а) $...2s^2p^4$; $...2s^22p^6$; в) $...3s^2p^4$, $...3s^23p^6$;
б) $...2s^22p^4$; $...3s^23p^6$; г) $...3s^2p^6$; $...2s^22p^4$.

7. Сера взаимодействует со всеми веществами ряда:

- а) H_2O , Mg , $NaOH$; в) Mg , O_2 , H_2 ;
б) HCl , O_2 , H_2S ; г) Au , HCl , Na .

8. Концентрированная серная кислота реагирует с веществами: 1) хлоридом натрия, 2) серебром, 3) золотом, 4) гидросульфатом натрия:

- а) 1, 2; в) 3, 4;
б) 2, 4; г) 1, 4.

9. Водный раствор лакмуса окрашивается в красный цвет при добавлении вещества:

- а) $NaCl$; в) NH_3 ;
б) SO_3 ; г) CaO .

10. Раствор серной кислоты проявляет кислотные свойства по отношению к веществам ряда:

- а) ртуть, гидроксид натрия;
б) оксид серы(VI), оксид кальция;
в) гидроксид цинка, медь;
г) оксид натрия, гидроксид кальция.

11. Относительная плотность сернистого ангидрида по воздуху:

- а) 3,2;
б) 2,07;
в) 2,2;
г) 3,1.

12. С разбавленной серной кислотой взаимодействуют все вещества ряда:

- а) Cu , $NaOH$, ZnO ;
б) CaO , NO , Mg ;
в) HCl , Ag , CuO ;
г) Al , KOH , FeO .

13. Кислотный характер оксида серы(IV) можно доказать при взаимодействии оксида со всеми веществами ряда:

- а) H_2O , O_2 , HCl ;
б) NO , HI , CuO ;
в) H_2O , $NaOH$, CaO ;
г) H_2S , H_2O , O_2 .

равна:

- a) 40; в) 120;
б) 64; г) 98.

одно из соединений серы(IV). Его формула:

- a) K_2S ; б) SO_3 ;
б) SO_2 ; г) K_2SO_3 .

16. Определите схему, которая отражает процесс окисления:

- a) $\text{S}^{-2} \rightarrow \text{SO}_3^{2-}$; б) $\text{S}^0 \rightarrow \text{S}^{2-}$;
в) $\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{S}^{2-}$; г) $\text{S}^{+4} \rightarrow \text{S}^{2-}$.

в реакциях с веществами, формулы которых указаны в ряду:

- a) HI, Au; б) SO₃, N₂;
б) H₂S, KI; г) KOH, NaCl.

веществ, формулы которых:

- а) Ag, CH₄;
б) Na₂SO₃, HCl;
в) H₂S, NH₃ (без присутствия катализатора);
г) C₂H₆, CS₂.

формулы которых указаны в ряду:

- а) KCl , AgNO_3 ; в) NaI , CaCl_2 ;
б) Ba(OH)_2 , BaCl_2 ; г) PbI_2 , AlI_3 .

натрия, 2) глюкозой, 3) сульфатом калия, 4) гидросульфатом натрия:

- a) 1, 2, 3; в) 1, 3, 4;
б) 2, 3, 4; г) 1, 3, 4.

вещества:

- a) NaCl; в) NH₃;
б) SO₂; г) CaO.

22. Относительная плотность сернистого ангидрида по водороду:

- [illegible]

23. Разбавленная серная кислота проявляет окислительные свойства в реакциях с веществами, формулы которых указаны в ряду:

- | | |
|---------------------------------|--|
| а) HCl , Cu ; | в) H_2S , N_2 ; |
| б) Al , Zn ; | г) NaOH , KCl . |

24. Признаки реакций при пропускании сероводорода последовательно через растворы лакмуса и нитрата свинца:

- а) выделение газа, изменение окраски раствора;
- б) изменение окраски лакмуса, выпадение белого осадка;
- в) выпадение осадка, выделение газа;
- г) изменение окраски лакмуса, выпадение черного осадка;

25. Сера не является окислителем в реакции, схема которой:

- | | |
|--|--|
| а) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu} \rightarrow$; | в) $\text{Na} + \text{S} \rightarrow$; |
| б) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$; | г) $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow$. |

26. Сера проявляет окислительные свойства в реакциях с:

- | | |
|----------------------------|------------------------|
| а) водородом и хлором; | в) фтором и кальцием; |
| б) кислородом и углеродом; | г) углеродом и калием. |

27. Верная последовательность коэффициентов в уравнении химической реакции $\text{C} + \text{S} + \text{KNO}_3 = \text{CO}_2 + \text{N}_2 + \text{K}_2\text{S}$ следующая:

- | | |
|----------------------|----------------------|
| а) 2, 1, 2, 3, 2, 1; | в) 3, 2, 1, 3, 1, 1; |
| б) 2, 2, 3, 1, 1, 3; | г) 3, 1, 2, 3, 1, 1; |

28. В зависимости от условий сероводород можно окислить до:

- | | |
|------------------------------------|--|
| а) S , SO_2 ; | в) SO_3 , S ; |
| б) SO_2 , SO_3 ; | г) K_2SO_3 , SO_3 . |

29. При пропускании сероводорода через водный раствор гидроксида натрия возможны последовательные превращения по схеме:

- | | |
|---|---|
| а) $\text{NaOH} \rightarrow \text{NaHS} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$; | б) $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{NaHS}$; |
| в) $\text{NaOH} \rightarrow \text{NaHS} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}$; | г) $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{NaHS}$. |

30. Продуктами реакции оксида серы(IV) с сероводородом могут быть:

- | | |
|---|--|
| а) H_2SO_3 , H_2O ; | в) S , SO_3 , H_2O ; |
| б) S , H_2O ; | г) SO_2 , H_2O . |

31. Кислотный характер водородных соединений атомов элементов VIA группы с возрастанием зарядов атомных ядер:

- а) возрастает;
- б) убывает;
- в) не изменяется;
- г) сначала убывает, затем возрастает.

а) ковалентными полярными;
б) ковалентными неполярными;
в) ионной и ковалентной полярной;
г) ковалентной неполярной и ионной.

а) H_2S ; б) S ; в) H_2SO_4 ; г) SO_2 ; д) H_2SO_3 ; е) FeS .

а) медь и сульфид цинка; в) сера и медь;
б) гидроксид натрия и ртуть; г) оксид меди и углерод.

а) H_2 , O_2 , NaOH ; в) O_2 , H_2SO_4 , Na_2CO_3 ;
б) O_2 , O_3 , NaOH ; г) H_2 , O_2 , NaNO_3 .

а) SO_3 в воде;
б) серной кислоты;
в) SO_3 в концентрированной серной кислоте;
г) SO_3 в разбавленной серной кислоте.

а) кислород; в) селен;
б) сера; г) теллур.

a) H₂SO₄; в) NaCl;
б) KOH; г) SO₂.

a) SO₃; в) Na₂SO₄;
б) S; г) K₂S.

а) $2\text{SO}_3 \leftrightarrow 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$;
 б) $\text{PbS} + 3\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{PbO} + 2\text{SO}_2$;
 в) $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \leftrightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 г) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$?

41. Осадки можно получить в результате реакции хлорида бария со всеми веществами ряда:

- а) H_2SO_4 , K_2SO_4 , Na_2CO_3 ;
- б) HNO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, SO_3 ;
- в) CaCO_3 , H_2S , CuO ;
- г) KNO_3 , K_3PO_4 , SiO_2 .

42. Укажите ряд формул веществ, при взаимодействии с которыми возможно последовательно осуществить превращения: $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$:

- а) H_2O , O_2 , NaOH ;
- б) O_2 , O_3 , NaOH ;
- в) O_2 , H_2SO_4 , Na_2CO_3 ;
- г) H_2SO_4 , O_2 , NaNO_3

43. Укажите ряд формул веществ, среди которых с одним веществом не взаимодействует без нагревания концентрированная серная кислота, а с двумя другими веществами не взаимодействует водород:

- а) Fe ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$, O_2 ;
- б) Mg , CO_2 , Cl_2 ;
- в) Al ; KCl , AgNO_3 ;
- г) Cr ; CaCl_2 , C .

44. Как концентрированная, так и разбавленная серная кислота реагируют с веществами: 1) хлоридом натрия, 2) серебром, 3) гидрокарбонатом калия, 4) гидроксидом кальция:

- а) 1, 3;
- б) 2, 4;
- в) 3, 4;
- г) 1, 4.

45. В состав одной из железных руд входит соединение, которое содержит 36,36 % серы. Формула соединения:

- а) Fe_2S ;
- б) FeS_2 ;
- в) FeS ;
- г) FeSO_4 .

Ответы: 1 – а; 2 – г; 3 – б; 4 – б; 5 – б; 6 – б; 7 – в; 8 – а; 9 – б; 10 – г; 11 – в; 12 – г; 13 – в; 14 – б; 15 – г; 16 – а; 17 – б; 18 – г; 19 – б; 20 – а; 21 – б; 22 – а; 23 – б; 24 – г; 25 – г; 26 – г; 27 – г; 28 – а; 29 – б; 30 – б; 31 – а; 32 – а; 33 – в; 34 – г; 35 – а; 36 – в; 37 – в; 38 – б; 39 – а; 40 – г; 41 – а; 42 – б; 43 – в; 44 – в; 45 – в; 46 – б.

Часть II

1. Установите соответствие между формулами веществ и степенью окисления серы в них:

а) CaS , FeS_2	1) +2, -2
б) CuSO_4 , K_2SO_3	2) -2, -1
в) SO_2 , H_2S	3) +6, +6
г) SO_3 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$	4) +6, +4
	5) +4, -2

2. Укажите соответствие между формулой вещества и его тривиальным названием:

а) $\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$	1) доломит
б) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$	2) английская (горькая) соль
в) $\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot \text{CuSO}_4$	3) глауберова соль
г) $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$	4) гипс жжённый
	5) малахит

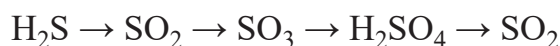
3. Укажите последовательность букв, соответствующих полному правильному ответу:

- а) к халькогенам относятся сера, селен, теллур;
- б) реакция серного ангидрида с сероводородом относится к реакциям конпропорционирования;
- в) реакция соляной кислоты с сульфатом калия применяется для получения серы в лаборатории;
- г) разбавленная серная кислота в химических реакциях всегда является окислителем;
- д) раствор сернистого ангидрида в концентрированной серной кислоте называется олеумом;
- е) сульфаты меди и железа образуют кристаллогидраты – купоросы.

4. Укажите последовательность букв, соответствующих полному правильному ответу:

- а) разбавленная серная кислота взаимодействует с железом;
- б) концентрированная серная кислота взаимодействует с железом без нагревания;
- в) некоторые соли серной кислоты подвергаются гидролизу;
- г) в окислительно-восстановительных реакциях серная кислота всегда является окислителем;
- д) первая стадия получения серной кислоты – окисление оксида серы(IV);
- е) олеум получают из разбавленной серной кислоты.

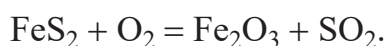
5. Для осуществления химических превращений по схеме



необходима следующая последовательность реактивов:

- | | |
|-------------------|-------------------------------|
| а) O_2 ; | г) Na ; |
| б) S ; | д) H_2O ; |
| в) HCl ; | е) Na_2SO_4 ; |

6. Расставьте коэффициенты, применяя метод электронного баланса. Укажите сумму коэффициентов и число электронов, переданных от восстановителя окислителю в уравнении реакции



Ответы: 1 – а2, б4, в3, г3; 2 – а4, б3, в5, г2; 3 – а, б, г, е; 4 – а, в, г, е; 5 – а, а, д, б; 6 – 25, 44.

ЗАДАЧИ

1. Раствор серной кислоты объёмом $0,5 \text{ дм}^3$ имеет молярную концентрацию $0,02 \text{ моль/дм}^3$ (пл. $1,1 \text{ г/см}^3$). Чему равна массовая доля кислоты в этом растворе? Какая масса раствора гидроксида натрия ($w = 0,15$) понадобится для нейтрализации всей кислоты?

Ответ: 0,18 %; 5,3 г.

2. К раствору смеси сульфида, сульфата и хлорида натрия, содержащему 25 г солей, добавили избыток хлорида меди(II) до образования осадка, масса которого оказалась равна 9,6 г. С хлоридом бария исходная смесь солей образует осадок, масса которого 9,32 г. Определите массы солей в исходной смеси.

Ответ: 7,8 г Na_2S ; 5,68 г Na_2SO_4 ; 11,52 г NaCl .

3. Какая масса оксида серы(VI) должна прореагировать с гидроксидом натрия в растворе массой 80 г с массовой долей щелочи 10 %, чтобы в полученном растворе массовые доли кислой и средней солей были равны.

Ответ: 10,97 г.

4. К раствору сульфата меди(II) массой 160 г с массовой долей растворённой соли 0,2 прибавили медный купорос массой 50 г. Определите массовую долю сульфата меди(II) в новом растворе.

Ответ: 0,3.

5. Какую массу раствора серной кислоты с массовой долей кислоты 0,5 можно получить из олеума массой 300 г с массовой долей SO_3 0,2?

Ответ: 627 г.

6. Из пирита массой 1 кг получен раствор серной кислоты массой 0,77 кг с массовой долей растворенной кислоты 0,5. Какой процент от теоретически возможного это составляет?

Ответ: 76 %.

7. Какой объём воздуха (объёмная доля кислорода 20 %) необходим для получения из пирита олеума массой 1 кг с массовой долей SO_3 , равной 0,2?

Ответ: 140 м³.

8. К раствору серной кислоты массой 200 г с массовой долей кислоты 9,8 % прибавили 200 г кристаллической соды. Рассчитайте массовую долю веществ в растворе по окончании реакции.

Ответ: $w(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 7,25 \%$, $w(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 13,5 \%$.

9. Вычислите массовую долю SO_3 в олеуме, если массовая доля серы в нем равна 0,341.

Ответ: 19,7 %.

10. Смесь карбоната кальция и гидрокарбоната кальция массой 66 г обработали избытком серной кислоты. При этом выпал осадок массой 32,2 г. Вычислите массу гидрокарбоната кальция в смеси.

Ответ: 241 г.

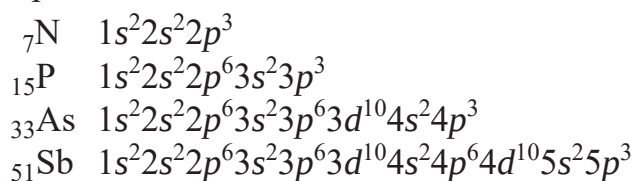
3. ЭЛЕМЕНТЫ VA ГРУППЫ

Общая характеристика элементов главной подгруппы V группы. Азот. Физические и химические свойства. Соединения азота: аммиак, соли аммония, оксиды азота, азотная кислота, соли азотной кислоты (физические и химические свойства). Производство аммиака. Применение аммиака, азотной кислоты и её солей. Фосфор, его аллотропные формы, физические и химические свойства. Оксиды фосфора(V), фосфорная кислота и её соли. Фосфорные удобрения.

АЗОТ И ФОСФОР. ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА

Положение элементов VA группы в Периодической системе. Строение атомов.

Элементами VA группы Периодической системы являются азот, фосфор мышьяк, сурьма, висмут. Они относятся к элементам подгруппы азота. На внешнем энергетическом уровне атомы данных элементов имеют по пять электронов, чем и объясняется сходство их химических свойств:



Радиус атомов элементов увеличивается с возрастанием зарядов их атомных ядер. У атомов элементов три неспаренных электрона на внешнем энергетическом уровне.

С ионами металлов они образуют ионную связь (например, Mg_3^{+2} , N_2^{-3}). Ионные соединения в основе строения имеют ионную кристаллическую решётку. Такую же степень окисления (-3) атомы азота проявляют в соединениях с водородом, например в аммиаке, образованном при помощи ковалентной полярной связи (NH_3).

Атомы азота могут проявлять степени окисления +1, +2, +3, +4, +5.

Ковалентной неполярной связью связаны атомы элементов VA группы в молекулы (например, N_2 , P_4). Атомы элемента фосфора образуют три аллотропные модификации. Белый фосфор (P_4) имеет молекулярное строение. Молекулы белого фосфора четырехатомны, образуют непрочную молекулярную решётку. Красный и чёрный фосфор имеют немолекулярное, атомное строение.

Простые вещества

Физические свойства простых веществ

N_2
(азот)

Газ без цвета и запаха. В воздухе содержится 78 % азота по объёму.

P_4
(белый фосфор)

Имеет молекулярное строение, летучий, легко воспламеняется на воздухе, ядовит.

P_{∞}
(красный фосфор)

Имеет атомное строение. Порошок тёмно-красного цвета; при нагревании без доступа воздуха превращается в белый фосфор.

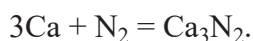
As_{∞}
(серый мышьяк)

Имеет металлический блеск, электропроводный, хрупкий.

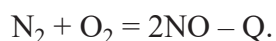
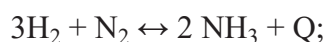
Химические свойства азота

Реакции с простыми веществами

1. Взаимодействует с активными металлами: Na, Ca, Mg. Проявляется как окислитель, восстанавливаясь до N^{-3} , образует соединения – нитриды:

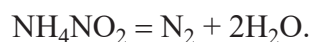


2. Реагирует с неметаллами:



Реакции со сложными веществами

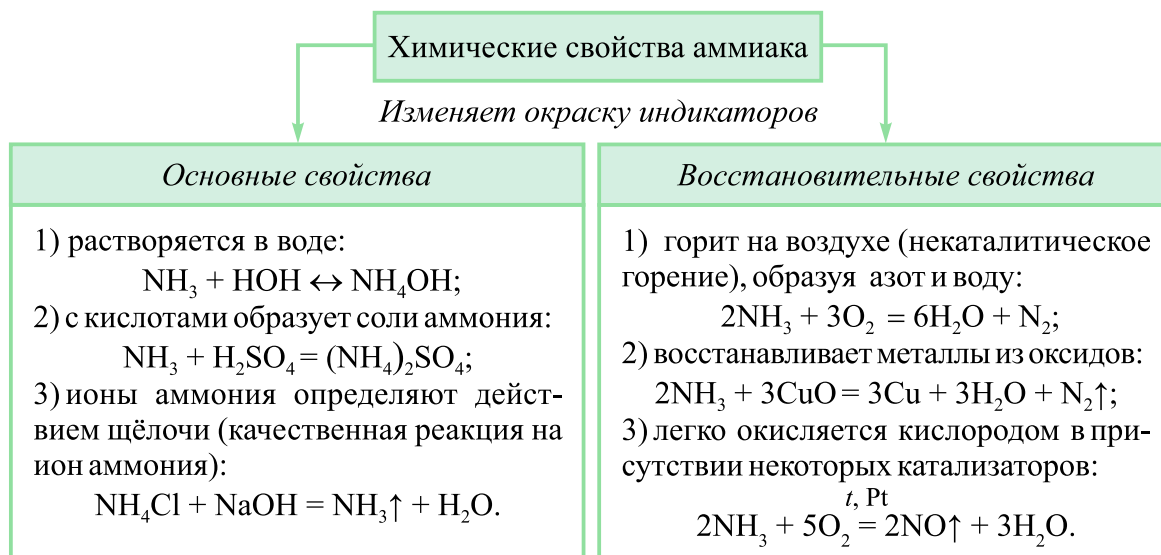
Со сложными веществами азот практически не взаимодействует. В лаборатории получают разложением нитрита аммония при нагревании:



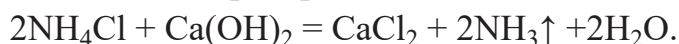
Для промышленных целей азот получают ректификацией воздуха.

Водородные соединения азота

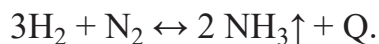
Аммиак (NH_3) – газ с резким запахом, легко сжижается, растворим в воде. Молекула аммиака имеет форму тригональной пирамиды, полярная, может образовывать водородные связи ($T_{\text{кип}} = -33,35^\circ\text{C}$). Молекула имеет неподелённую электронную пару и является ее донором с образованием иона аммония (NH_4^+).



Получение аммиака в лаборатории:



Синтез аммиака в промышленности:



Аммиак применяют как удобрение, используют для получения азотной кислоты, а также в медицине. Аммиачную воду используют в быту.

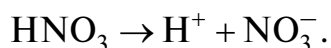
Оксиды азота

Оксиды азота разделяют на несолеобразующие (N_2O , NO) и солеобразующие, или кислотные (N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5), в которых азот проявляет степени окисления, равные +1, +2, +3, +4, +5. Оксиду азота(III) (N_2O_3) соответствует азотистая кислота (HNO_2), оксиду азота(V) (N_2O_5) – азотная кислота (HNO_3). В молекуле азотной кислоты атом азота образует четыре химических ковалентные связи с атомами кислорода. Валентность азота равна IV, степень окисления равна +5.

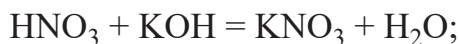
Азотная кислота

Азотная кислота обладает ярко выраженной окислительной способностью: действует на неметаллы и металлы, на сложные и органические вещества. Образование продуктов восстановления азота зависит от концентрации кислоты и силы восстановителя.

Азотная кислота диссоциирует как сильный электролит:



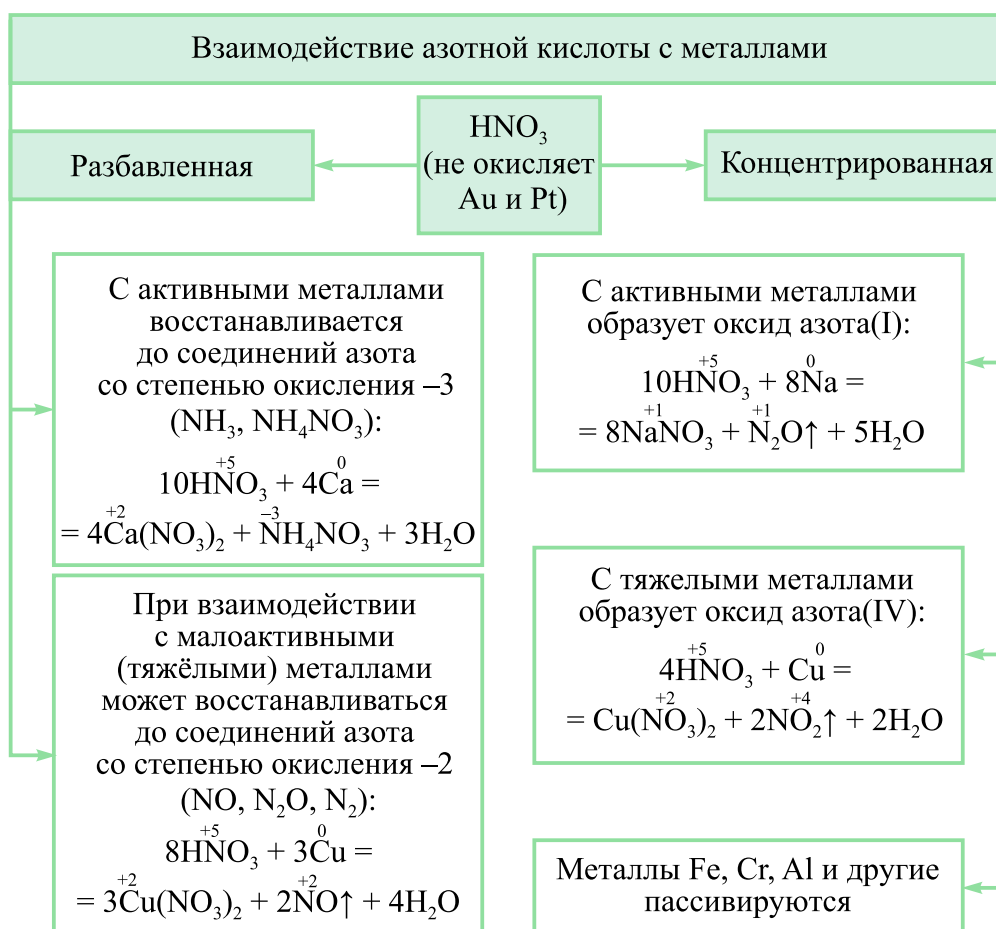
Азотная кислота взаимодействует с основными оксидами, основаниями (реакция нейтрализации), солями, образованными более слабыми кислотами, т. е. проявляет общекислотные свойства за счёт ионов H^+ :



На свету азотная кислота разлагается на оксид азота(IV), кислород и воду:



В реакциях с металлами, неметаллами, сложными веществами она является окислителем за счёт N^{+5} : в реакциях металлов с азотной кислотой образуются соль (нитрат металла), вода и восстановленная форма азота. Образование продуктов восстановления азота зависит от концентрации кислоты и силы восстановителя. Азотная концентрированная кислота не действует на золото, платину. При нормальных условиях некоторые металлы (железо, алюминий, хром) пассивируются, т. е. покрываются оксидной плёнкой, которая разрушается кислотой при нагревании.



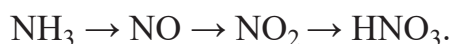
При взаимодействии с неметаллами азот из азотной кислоты восстанавливается до соединения азота со степенью окисления +2:



Азотную кислоту получают в лаборатории действием на кристаллические нитраты натрия или калия концентрированной серной кислотой:



В промышленности азотную кислоту производят по схеме



Соли азотной кислоты

Нитрат аммония разлагается при нагревании ($\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$). Продукты разложения нитратов металлов зависят от положения металла в электрохимическом ряду напряжений металлов.

Ме от Li до Mg	Ме от Mg до Hg	Ме от Hg до Au
$2\text{KNO}_3 = 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2\uparrow$	$2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 =$ $= 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$	$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 =$ $= \text{Hg} + 2\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$

Азотную кислоту применяют при производстве удобрений, лекарственных средств и взрывчатых веществ.

Фосфор и его соединения

Фосфор образует несколько аллотропных модификаций. Наиболее устойчив красный фосфор, который имеет атомное строение. Порошок тёмно-красного цвета при нагревании без доступа воздуха превращается в белый фосфор. Белый фосфор летучий, легко воспламеняется на воздухе, ядовит.

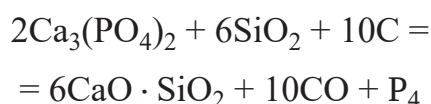
Реакции фосфора с простыми веществами

1. Взаимодействует с металлами:
 $3\text{Mg} + 2\text{P} = \text{Mg}_3\text{P}_2.$
2. Реагирует с неметаллами – кислородом и хлором:
 $\text{P}_4 + 5 \text{O}_{2(\text{изб.})} = \text{P}_4\text{O}_{10} + \text{Q};$
 $\text{P}_4 + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5 + \text{Q};$
 $2\text{P} + 5\text{Cl}_2 = 2\text{PCl}_5.$

Реакции фосфора со сложными веществами

Окисляется серной и азотной концентрированными кислотами:
 $2\text{P} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 =$
 $= 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O};$
 $3\text{P} + 5\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 $\rightarrow 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}\uparrow.$

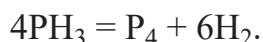
Получение из природного фосфорита:



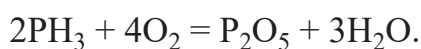
Водородные соединения фосфора

Фосфин (PH_3) – бесцветный газ с резким запахом, тяжелее воздуха, нерастворим в воде.

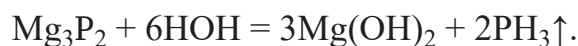
Разлагается на воздухе:



Горит в кислороде:



Фосфин получают водным или кислотным гидролизом фосфидов:



Кислородные соединения фосфора

Оксид фосфора(V) (P_2O_5) – белое твёрдое вещество, сильно гигроскопичное, кислотный оксид	Ортофосфорная кислота (H_3PO_4)
P_2O_5 взаимодействует: 1) с водой с образованием метафосфорной, ортофосфорной и дифосфорной кислот (HPO_3, H_3PO_4, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$); 2) растворами щелочей: $\text{P}_2\text{O}_5 + 6\text{KOH} = 2\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O};$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 4\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O};$ (гидроорто-фосфат “флия”) $\text{P}_2\text{O}_5 + 2\text{KOH} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KH}_2\text{PO}_4;$ (дигидроорто-фосфат кали’) 3) основными оксидами: $3\text{CaO} + \text{P}_2\text{O}_5 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2.$	1) диссоциирует ступенчато: $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-;$ $\text{H}_2\text{PO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-};$ $\text{HPO}_4^{2-} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-};$ 2) образует кислые соли с разной степенью замещённости водорода: $\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O};$ $2\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{K}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O};$ $3\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O};$ 3) качественная реакция на фосфат-ион: $\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow + 3\text{KNO}_3;$ $\text{PO}_4^{-3} + 3\text{Ag}^+ = \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow_{(\text{жёлтый})};$ 4) соли фосфорной кислоты взаимно превращаемы $\text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{KOH} = \text{K}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}.$

В лаборатории фосфорную кислоту получают действием на ортофосфат кальция концентрированной серной кислотой:



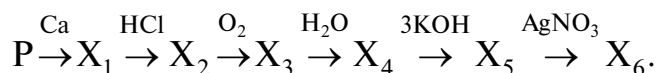
Красный фосфор используют для производства спичек. Фосфаты, гидрофосфаты, дигидрофосфаты применяются в сельском хозяйстве в качестве удобрений.

Фосфорное удобрение, двойной суперфосфат, получают в реакции:

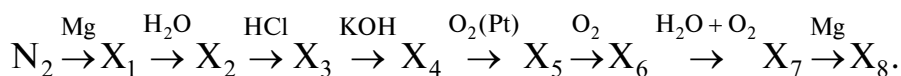


ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Приведите формулы трех азотных удобрений. Назовите их.
2. Составьте уравнения реакций разбавленной серной кислоты с алюминием, гидроксидом калия, карбонатом натрия; концентрированной серной кислоты с серебром.
3. Допишите уравнение реакции окисления аммиака $\text{NH}_3 + \text{O}_2 = \dots$. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель.
4. Составьте формулы одной кислой и одной средней солей ортофосфорной кислоты.
5. Определите массовую долю кислоты в растворе, полученном при растворении хлороводорода объемом 20 дм^3 в воде 200 см^3 .
6. Охарактеризуйте свойства высшего оксида элемента, имеющего электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня $\dots 4s^2 4p^3$.
7. Составьте уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



8. Составьте графические формулы солей, которые может образовать фосфорная кислота в реакции с гидроксидом натрия.
9. Расположите соединения в порядке возрастания степени окисления азота: хлорид аммония, азотная кислота, оксид азота(IV).
10. Составьте уравнения химических реакций, лежащих в основе производства азотной кислоты.
11. Составьте уравнения химических реакций, характеризующих отношение азотной (разбавленной и концентрированной) кислоты к меди, цинку, алюминию.
12. Составьте уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



TEST

Часть I

1. Электронная конфигурация атома азота:

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$; в) $1s^2 2s^2 2p^6$;
б) $1s^2 2s^2 2p^3$; г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

2. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атомов неметаллов VA группы;

- a) ... $s^2 p^2$; в) ... $s^2 p^1$;
б) ... s^2 ; г) ... $s^2 p^3$.

3. Какое из физических свойств не характерно для азота:

- а) газ; в) немного легче воздуха;
б) хорошо растворим в воде; г) не имеет запаха.

4. Электронная конфигурация иона азота в степени окисления –3:

- a) $1s^2 2s^2 2p^3$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6$; г) $1s^2$.

5. В молекуле азота следующие связи:

- а) ковалентные полярные 2σ -связи и 1π -связь;
б) водородная и ковалентная полярная;
в) ковалентные неполярные 1σ -связь и 2π -связи;
г) ионная и ковалентная полярная.

6. Электронная конфигурация атома фосфора в возбуждённом состоянии:

- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^1$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^4 3d^0$.

7. Массовая доля азота в нитрате аммония равна:

- a) 0,30; в) 0,25;
б) 0,35; г) 0,42.

8. Относительная плотность аммиака по кислороду равна:

- a) 0,17; в) 0,35;
б) 0,34; г) 0,53.

9. Промышленный способ получения азота:

- а) $\text{NH}_4\text{NO}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
 б) $2\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$;
 в) ректификация воздуха;
 г) $2\text{NH}_3 = \text{N}_2 + 3\text{H}_2$.

10. Степени окисления атомов элементов в NH_4NO_3 равны:

- а) $+3, +1, +5, -2$; в) $-3, +1, +3, -2$;
б) $-3, +1, +3, +2$; г) $-3, +1, +5, -2$.

11. Относительная плотность паров фосфора по воздуху равна 2,138, следовательно, формула молекулы фосфора:

- a) P₄; в) P₈;
б) P₂; г) P₆.

12. Аммиаку характерны химические свойства:

- а) окисляется кислородом, окисляет оксиды металлов;
б) взаимодействует с металлами, водой;
в) окисляется оксидами металлов, кислородом;
г) взаимодействует с кислотами, водородом.

13. Валентность и степень окисления азота в азотной кислоте равны:

- a) III, +5; в) V, +5;
б) IV, +5; г) IV, +4.

14. Ионная кристаллическая решётка лежит в основе строения веществ, формулы которых:

- а) Mg_3N_2 , NH_4OH ; в) PCl_3 , Na_3P ;
б) NH_3 , AlN ; г) NaNO_3 , Na_3N .

15. Фосфор проявляет степень окисления -3 в следующем соединении:

- a) $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$; в) Mg_3P_2 ;
б) H_3PO_3 ; г) P_2O_5 .

16. Названию соли «гидрофосфат аммония» соответствует формула:

- a) $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$; в) NH_4PO_3 ;
б) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$; г) $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$.

17. Азот может быть и окислителем, и восстановителем в каждом веществе пары, формулы которых:

- a) N₂, N₂O; б) HNO₃, NO;
б) NH₃, N₂; г) NO₂, KNO₃.

18. Продуктами взаимодействия концентрированной азотной кислоты с металлами являются:

- а) оксид металла и водород;
б) соль азотной кислоты и водород;
в) соль азотной кислоты, вода, продукты восстановления N^{+5} ;
г) оксид металла, водород, продукты восстановления N^{+5} .

19. Разложение нитрата калия и нитрата меди(II) сходно выделением ... и отличается тем, что при разложении нитрата меди(II) не образуется ...:

- а) кислорода, оксид меди(II);
б) оксида азота(IV), соль;
в) кислорода, соль;
г) оксида азота(II), оксид меди(II).

20. Азотистая кислота и её соли в химических реакциях проявляют свойства:

- а) только окислительные;
б) только восстановительные;
в) и окислительные, и восстановительные;
г) ни окислительные, ни восстановительные.

21. Бурый газ образуется при взаимодействии концентрированной азотной кислоты без нагревания с:

- а) Cu; б) Na; в) Mg; г) Al.

22. Растворением в воде оксидов P_2O_5 , N_2O_5 , N_2O_3 можно получить соответствующие кислоты:

- а) H_3PO_3 , HNO_3 , HNO_2 ; в) HPO_3 , H_3NO_3 , HNO_2 ;
б) H_3PO_4 , HNO_2 , HNO_3 ; г) H_3PO_4 , HNO_3 , HNO_2 .

23. Массовая доля азота в фосфате аммония равна:

- a) 0,28; в) 0,125;
б) 0,35; г) 0,42.

24. Чистый металл образуется в реакции разложения соли:

- a) KNO₃; в) NH₄NO₃;
б) Au(NO)₃; г) NaNO₃.

25. Оксид азота(IV) выделяется в реакции разложения соли:

- a) KNO₃; в) NH₄NO₃;
б) Cu(NO₃)₂; г) NaNO₃.

26. Взаимодействуют с разбавленной азотной кислотой все вещества в ряду:

- а) гидроксид натрия, оксид калия, золото;
б) оксид кремния(IV), карбонат натрия, медь;
в) алюминий, гидроксид калия, оксид кальция;
г) платина, медь, фосфат кальция.

27. Молярная масса вещества X в схеме $P \rightarrow P_2O_5 \xrightarrow{H_2O} X$ равна:

- а) 106 г; в) 96 г;
б) 98 г/моль; г) 98.

28. В растворе нитрата железа(III) массой 200 г с массовой долей растворённого вещества 0,242 число нитрат-ионов равно:

- a) $6,02 \cdot 10^{23}$; в) $3,612 \cdot 10^{23}$;
б) $12,04 \cdot 10^{24}$; г) $1,204 \cdot 10^{23}$.

29. Азотную кислоту в промышленности получают по схеме:

- а) $\text{N}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3$;
 б) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3$;
 в) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3$;
 г) $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{HNO}_3$.

30. Дигидрофосфат калия получается в реакции, схема которой:

- а) $2\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \dots$; в) $3\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \dots$;
б) $\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \dots$; г) $4\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \dots$.

31. Продуктами реакции взаимодействия натрия с концентрированной азотной кислотой являются:

- а) NaNO_3 , NO , H_2O ; в) NaNO_3 , H_2 ;
б) NaOH , N_2O , H_2O ; г) NaNO_3 , N_2O , H_2O .

32. Объем кислорода (дм^3), необходимый для окисления фосфора P_4 количеством 2 моль:

- a) 22,4; в) 44,8;
б) 224; г) 448.

33. Реакция получения вещества X в схеме превращений $\text{N}_2 \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{NO}_2$ относится к реакциям:

- а) окислительно-восстановительным, соединения;
б) окислительно-восстановительным, разложения;
в) без изменения степени окисления, гомогенным;
г) окислительно-восстановительным, гомогенным.

34. Формула водородного соединения одного из элементов III периода, содержащего 8,8 % водорода по массе:

- a) Si H₄; б) H₂S;
б) PH₃; г) HCl.

35. Фосфорную кислоту в промышленности получают по схеме:

- а) $\text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$; б) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$;
в) $\text{PH}_3 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$; г) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$.

36. Сумма коэффициентов в левой части уравнения окислительно-восстановительной реакции $\text{Mg} + \text{HNO}_3 = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ равна:

- a) 12; в) 22;
б) 20; г) 14.

37. Нитраты тяжёлых металлов (Cu, Fe, Sn...) разлагаются с образованием продуктов:

- а) нитрит металла, кислород;
- б) оксид металла, кислород, оксид азота(IV);
- в) нитрит металла, оксид азота(II), кислород;
- г) металл, оксид азота(IV), кислород.

38. Растворы азотной кислоты, карбоната натрия, фосфата натрия можно распознать при помощи реактивов:

- а) медь, нитрат серебра, хлороводородная кислота;
- б) лакмус, серная кислота, хлорид бария;
- в) фенолфталеин, гидроксид калия, хлорид бария;
- г) лакмус и медь, соляная кислота, нитрат серебра.

39. Смесь газов аммиака и водорода имеют плотность 0,442 г/дм³ (н. у.). Объём аммиака (в дм³) в такой смеси массой 16,88 г равен:

- а) 10;
- б) 20;
- в) 30;
- г) 40.

40. Укажите ряд формул веществ, при взаимодействии с которым возможно последовательно осуществить следующие превращения: $\text{Mg}_3\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2$:

- а) HCl, H₂SO₄, H₂O, O₂, O₃;
- б) H₂O, HCl, KOH, O₂, H₂O;
- в) H₂O, H₂SO₄, NaOH, O₂, O₂;
- г) H₂SO₄, H₂SO₄, O₂, O₂, H₂O.

41. Соль состава Ca(HXO₃)₂ образуется при взаимодействии водного раствора гидроксида кальция с избытком оксида, формула которого:

- а) CO;
- б) Na₂O;
- в) N₂O₅;
- г) CO₂.

42. Для осуществления превращений по схеме $\text{N}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{KNO}_3 \rightarrow \text{HNO}_3$ необходимы реактивы:

- а) O₂, H₂O, KOH, H₂SO₄;
- б) O₂, NH₃, H₂SO₄, KOH;
- в) O₂, O₂, KOH, H₂SO₄;
- г) O₂, H₂O, O₂, KOH.

43. При добавлении по каплям избытка азотной кислоты к раствору гидроксида калия pH раствора:

- а) увеличивается;
- б) сначала уменьшается, затем увеличивается;
- в) уменьшается;
- г) не изменяется.

44. Соль азотной кислоты образуется в результате реакции между веществами: 1) $\text{HNO}_3(\text{p-p})$ и $\text{K}_2\text{CO}_3(\text{p-p})$; 2) NO_2 и $\text{KOH}(\text{p-p})$; 3) Na_2SO_4 и $\text{HNO}_3(\text{p-p})$; 4) HNO_3 и $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{p-p})$:

- | | |
|-------------|-------------|
| а) 1, 3, 4; | в) 1, 2, 4; |
| б) 1, 2, 3; | г) 2, 3, 4. |

45. При взаимодействии оксида, в состав которого входит элемент Э, с гидроксидом натрия образовалась соль $\text{Na}_3\text{ЭO}_4$. Определите формулу оксида:

- | | |
|------------------------------|-----------------------------|
| а) Al_2O_3 ; | в) P_5O_5 ; |
| б) Cu_2O ; | г) NO_2 . |

Ответы: 1 – б; 2 – г; 3 – б; 4 – б; 5 – в; 6 – в; 7 – б; 8 – г; 9 – в; 10 – г; 11 – б; 12 – в; 13 – б; 14 – г; 15 – в; 16 – г; 17 – а; 18 – в; 19 – в; 20 – в; 21 – а; 22 – г; 23 – а; 24 – б; 25 – б; 26 – в; 27 – б; 28 – в; 29 – в; 30 – б; 31 – г; 32 – б; 33 – г; 34 – б; 35 – г; 36 – г; 37 – б; 38 – г; 39 – б; 40 – в; 41 – в; 42 – в; 43 – в; 44 – в; 45 – в.

Часть II

1. Установите соответствие между формулами веществ и валентностью азота в них:

- | | |
|------------------------------|--------|
| а) NH_4HSO_4 | 1) I |
| б) NO_2 | 2) IV |
| в) HNO_3 | 3) III |
| г) N_2O | 4) V |

2. Укажите соответствие между формулой вещества и продуктами его разложения при нагревании:

- | | |
|-------------------------------|---|
| а) NH_4NO_2 | 1) соль и кислород |
| б) NaNO_3 | 2) оксид азота(I) и вода |
| в) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ | 3) оксид азота(IV), металл, кислород |
| г) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ | 4) азот и вода |
| | 5) оксид азота(IV), оксид металла, кислород |

3. Укажите последовательность букв, соответствующих полному правильному ответу:

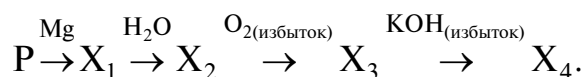
- а) разбавленная азотная кислота взаимодействует с железом;
- б) концентрированная азотная кислота взаимодействует с железом без нагревания;
- в) все соли азотной кислоты растворимы в воде;
- г) раствор аммиака в воде имеет кислотный характер;
- д) соединения фосфора всегда являются окислителями;
- е) фосфорная кислота может образовать три вида солей.

4. Для осуществления химических превращений по схеме $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2$ необходима следующая последовательность реактивов:

- | | |
|---------------------------------------|------------------------------|
| а) O_2 ; | г) $\text{O}_2(\text{Pt})$; |
| б) Ca ; | д) Cu ; |
| в) $\text{H}_2\text{O}, \text{O}_2$; | д) NaCl . |

5. Хлорид аммония, нитрат меди, азотную кислоту, фосфат натрия можно распознать при помощи одного реактива. Укажите формулу реактива.

6. Определите молярную массу (г/моль) фосфорсодержащего вещества X_4 , образующегося в результате схемы превращений:



Ответы: 1 – а2, б3, в3, г1; 2 – а4, б1, в3, г5; 3 – а, в, е; 4 – г, а, в, д; 5 – NaOH ; 6 – 212.

ЗАДАЧИ

1. Какой объём аммиака должен поглотиться раствором азотной кислоты массой 96,75 г с массовой долей кислоты 0,46, чтобы массовые доли кислоты и соли стали равными?

Ответ: 6,97 дм³.

2. К раствору, содержащему 22,4 г гидроксида калия, прибавили раствор, содержащий 29,4 г фосфорной кислоты. Определите, какие соли и в каком количестве при этом образовались.

Ответ: K_2HPO_4 – 0,1 моль; KH_2PO_4 – 0,2 моль.

3. Смешали два газа: аммиак объёмом 40 дм³ и кислород таким же объёмом (н. у.). Смесь пропустили над разогретой платиной. Определите объёмные доли газов в смеси после реакции (в процентах).

Ответ: 20 % NH_3 и 80 % NO .

4. Смесь равных химических количеств нитратов натрия и аммония прокалили до постоянной массы и получили твёрдый остаток массой 2,76 г. Определите массу исходной смеси.

Ответ: 6,6 г.

5. При термическом разложении нитрата меди(II) масса твёрдого остатка составила 22 % от массы исходного вещества. Какая доля исходного вещества разложилась (в процентах)?

Ответ: 51,7 %.

6. В растворе фосфорной кислоты массой 120 г с массовой долей кислоты 0,2 растворили оксид фосфора(V) массой 100 г. Вычислите массовую долю кислоты в полученном растворе (в процентах).

Ответ: 34,57 %.

7. Фосфор в промышленности получают из фосфата кальция при реакции с песком и коксом. Составьте уравнение химической реакции и рассчитайте выход фосфора (в процентах) от теоретически возможного, если из 200 кг фосфата кальция при последующих превращениях получено 120 кг фосфорной кислоты.

Ответ: 97,4 %.

8. При нагревании смеси нитрата свинца(II), карбоната кальция и нитрата калия получено 51,34 г смеси твердых оксидов и выделилось 17,92 дм³ (н. у.) газов, в которой объёмная доля углекислого газа равна 25 %. Найдите массу исходной смеси.

Ответ: 109,9 г.

9. Достаточно ли азотной кислоты, содержащейся в растворе массой 200 г с массовой долей кислоты 0,1, для нейтрализации гидроксида натрия, полученного растворением в воде натрия массой 2,3 г?

Ответ: достаточно.

4. ЭЛЕМЕНТЫ IVA ГРУППЫ

Общая характеристика элементов IVA группы Периодической системы. Углерод, его аллотропные формы. Оксид углерода(II) и углерода(IV), их химические свойства. Угольная кислота. Карбонаты и гидрокарбонаты, их свойства. Качественная реакция на карбонат-ион.

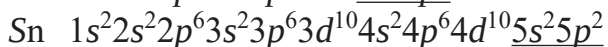
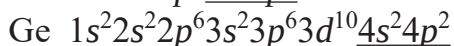
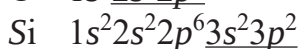
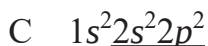
Оксид кремния(IV) и кремниевая кислота. Силикаты.

УГЛЕРОД И КРЕМНИЙ. ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА.

Положение в Периодической системе.

Строение атомов.

Элементы IVA группы Периодической системы: углерод, кремний, германий, олово, свинец. На внешнем энергетическом уровне атомы имеют по четыре электрона, чем и объясняется сходство их химических свойств:



Радиус атомов элементов увеличивается с возрастанием зарядов атомных ядер, следовательно, убывает электроотрицательность элементов, а также неметаллические свойства веществ и возрастают металлические свойства. К неметаллам относятся только углерод и кремний. Германий – полуметалл, имеет атомную решетку, подобную алмазу. Олово и свинец относятся к металлам.

Углерод и кремний образуют ионные соединения: $\text{Al}_4^{+3}\text{C}_3^{-4}$ и др. Ионные соединения в основе строения имеют ионную кристаллическую решетку. Такую же степень окисления –4 атомы углерода проявляют в соединении с водородом – метане, образованном при помощи ковалентной полярной связи: H_4C . В силане (SiH_4) кремний проявляет степень окисления +4, так как его электроотрицательность меньше, чем у водорода.

Атомы элементов IVA группы в химических соединениях могут проявлять и положительные степени окисления: +2, +4.

Ковалентной неполярной связью связаны атомы углерода в простые вещества и образуют четыре аллотропных модификации: алмаз, графит, карбин, фуллерены. Ковалентной неполярной связью связаны атомы кремния в простое вещество с атомной кристаллической решёткой.

Физические свойства углерода и кремния

Углерод (аллотропные модификации)

C₆₀₋₈₀
(фуллерены)

Молекулярная структура. Темно-серые, черные вещества, аморфные, нерастворимые в воде и растворах кислот.

Алмаз

Атомная структура. Тетраэдрическое расположение 4-х σ-связей. Твердый, прозрачный, тугоплавкий.

Графит

Треугольное расположение связей. Темно-серый, слоистый, электропроводен.

Карбин

Линейные цепочки. Черный порошок, полупроводник.

Кремний

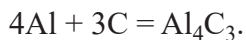
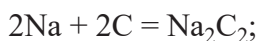
Si_∞

Тетраэдрическое расположение 4-х σ-связей. Тугоплавкий (1428 °C), темно-серый. Имеет металлический блеск, хрупкий, полупроводник.

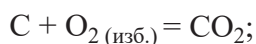
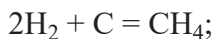
УГЛЕРОД И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Реакции углерода с простыми веществами

1. Окисляет активные металлы: Na, Ca, Mg, Al и др., образуя дикарбиды и карбиды:



2. С неметаллами:



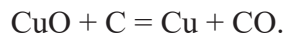
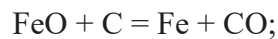
3. С железом образует сплавы: чугуны, сталь.

Реакции углерода со сложными веществами

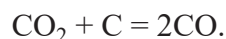
1. Взаимодействует с концентрированной серной кислотой:



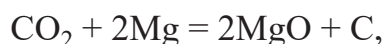
2. Восстанавливает металлы из оксидов:



3. Взаимодействует с углекислым газом:



Углерод можно получить, восстанавливая его из оксида магнием:



в промышленности – в составе каменного и древесного угля.

Углерод используется при производстве железа, применяется для получения пороха, при вулканизации каучуков, в качестве топлива. Для промышленных целей применяют углерод, который широко встречается в свободном состоянии (каменный уголь, графит, алмазы). В медицинской и пищевой промышленности используется углеродный сорбент – активированный уголь.

Водородные соединения

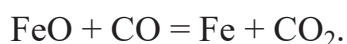
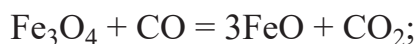
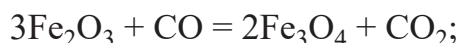
- CH_4 – бесцветный газ без запаха, легче воздуха. Плохо растворим в воде.
- Горит на воздухе: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
- При неполном сгорании образуется сажа (C), угарный газ (CO).
- При нагревании разлагается на простые вещества: $\text{CH}_4 = \text{C} + 2\text{H}_2$.
- Соединения углерода с водородом являются основой огромного мира органических веществ.

Кислородсодержащие соединения

Оксиды углерода

CO – угарный газ, несолеобразующий оксид (валентность C(II), степень окисления –2)	CO ₂ – углекислый газ, кислотный оксид (валентность C(IV), степень окисления +4)
1) восстанавливает металлы из оксидов: $3\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} = 2\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CO}_2;$ $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CO} = 3\text{FeO} + \text{CO}_2;$ $\text{FeO} + \text{CO} = \text{Fe} + \text{CO}_2;$ 2) горит в кислороде: $\text{CO} + \text{O}_2 = \text{CO}_2;$ 3) получают восстановлением углерода (степень окисления +4) из CO₂ углем: $\text{C} + \text{CO}_2 = 2\text{CO},$ при неполном сгорании метана, угля, органических веществ.	1) с водой образует слабую угольную кислоту: $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3;$ 2) образует соли: карбонаты и гидрокарбонаты: $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{CO}_2 + \text{NaOH} = \text{NaHCO}_3;$ 3) окисляет активные металлы: $\text{CO}_2 + 2\text{Mg} = 2\text{MgO} + \text{C};$ 4) качественная реакция – помутнение известковой воды: $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O};$ 5) получают в лаборатории действием кислот на карбонаты: $2\text{HCl} + \text{CaCO}_3 = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}.$

Оксид углерода(II) называют угарным газом за его способность соединяться с гемоглобином крови с образованием токсичных веществ в больших количествах, приводящих человека к сильным отравлениям и смерти. Он является хорошим восстановителем, восстанавливает металлы из оксидов. Данное свойство используется в металлургии при производстве чугуна (восстановление железа из оксидов):



Получают CO восстановлением углерода +4 из CO₂ углем:



Оксид углерода(IV) применяется для тушения пожаров, получения газированных напитков, как сухой лед.

Угольная кислота и соли угольной кислоты

Угольная кислота	Карбонаты и гидрокарбонаты
1) угольная кислота H₂CO₃ может существовать только в разбавленных растворах как слабый электролит: $\text{H}_2\text{CO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-;$ 2) незначительно действует на активные металлы, основные оксиды; 3) с основаниями образует кислые соли: $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{KOH} = \text{KHCO}_3 + \text{H}_2\text{O};$ 4) при избытке оснований образуются средние соли: $\text{H}_2\text{CO}_3 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O};$ 5) качественная реакция на карбонат-ион: $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow (\text{бесцв.});$ $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O};$	1) карбонаты и гидрокарбонаты взаимно превращаемы: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = 2\text{NaHCO}_3;$ $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O};$ 2) свойства обусловлены катионами металлов и карбонат-аниона, входящих в состав солей; 3) более сильные кислоты вытесняют угольную кислоту из ее солей: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$

Карбонаты используются в качестве строительных материалов, сырья для производства стекла, в быту.

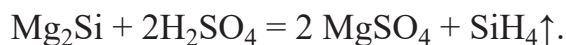
КРЕМНИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Химические свойства кремния:

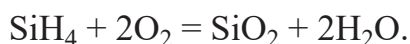
- 1) горит при нагревании выше 400 °C: $\text{Si} + \text{O}_2 = \text{SiO}_2$;
- 2) восстанавливает некоторые металлы из оксидов при нагревании:
$$3\text{Si} + 2\text{Fe}_2\text{O}_3 = 4\text{Fe} + 3\text{SiO}_2$$
;
- 3) растворяется в щелочах: $\text{Si} + 2\text{KOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{K}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\uparrow$;
- 4) окислительные свойства проявляются лишь по отношению к некоторым металлам: $2\text{Mg} + \text{Si} = \text{Mg}_2\text{Si}$ (силицид магния).

Водородное соединение кремния

Силициды разлагаются водой или кислотами, при этом образуется газообразное соединение кремния с водородом – силан:



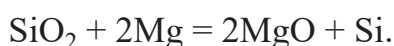
Силан на воздухе самовоспламеняется с образованием оксида кремния(IV) и воды:



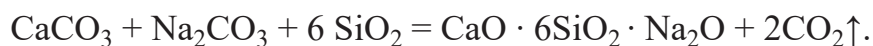
Кислородные соединения кремния

Оксид кремния(IV) (атомное строение)	Кремниевая кислота. Силикаты
1) оксид кремния(IV) SiO_2 (диоксид кремния, кремнезем, кварц) с водой не взаимодействует; 2) взаимодействует с растворами щелочей с образованием силикатов: $\text{SiO}_2 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O};$ 3) с твердыми щелочами и с основными оксидами при сплавлении, образует соли – силикаты: $3\text{SiO}_2 + \text{Al}_2\text{O}_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{SiO}_2;$$\text{SiO}_2 + \text{CaO} = \text{CaSiO}_3;$ 4) как ангидрид нелетучей кремниевой кислоты вытесняет CO_2 из карбонатов при нагревании: $\text{Na}_2\text{CO}_{3(\text{тв.})} + \text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow.$	1) оксиду кремния(IV) соответствует двухосновная нелетучая кремниевая кислота (H_2SiO_3). В воде H_2SiO_3 практически не растворяется; 2) при нагревании разлагается на воду и оксид $\text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{SiO}_2;$ 3) растворяется в щелочах: $\text{H}_2\text{SiO}_3 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\text{O};$ 4) слабее угольной кислоты, вытесняется ею из растворов солей: $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow;$ 5) кремниевая кислота получается при действии более сильных кислот на растворы силикатов: $\text{K}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow + 2\text{KCl}.$ (студенистый осадок)

Кремний получают, восстанавливая его из оксида магнием:



Силикаты получают в результате сплавления оксида кремния(IV) с карбонатами. Реакция лежит в основе получения стекла



Кремний находит применение в полупроводниковой технике и микроэлектронике, в металлургии в качестве добавки к сталям и в производстве сплавов.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Приведите примеры формул трех соединений углерода, используемых в быту.

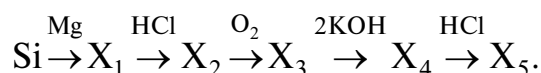
2. Составьте уравнения реакций углекислого газа с магнием, гидроксидом калия, раствором карбоната натрия.

3. Допишите уравнение реакции окисления бутена $\text{C}_4\text{H}_8 + \text{O}_2 = \dots$. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель.

4. Составьте формулы одной кислой и одной средней солей угольной кислоты.

5. Охарактеризуйте свойства высшего оксида элемента, имеющего электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня $\dots 3s^2 3p^2$.

6. Составьте уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:

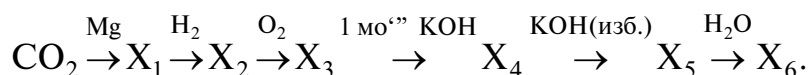


7. Составьте графические формулы аллотропных модификаций углерода.

8. Составьте уравнения химических реакций, лежащих в основе производства стекла.

9. Предложите план распознавания веществ: карбоната калия, карбоната кальция, гидрокарбоната кальция, угольной кислоты, силиката натрия. Составьте уравнения химических реакций в молекулярном и ионном виде..

10. Составьте уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



TEST

Часть I

1. Число неспаренных электронов в основном состоянии атомов углерода и кремния равно соответственно:

- a) 1,2; в) 2,4;
б) 2,2; г) 4,2.

2. Электронная конфигурация атома кремния:

- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; в) $1s^2 2s^2 2p^2$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$; г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

3. Электронная конфигурация атома углерода в возбужденном состоянии:

- a) $1s^2 2s^1 2p^6$; в) $1s^2 2s^1 2p^3$;
б) $1s^2 2s^2 2p^2$; г) $1s^2 2s 2p^4$.

4. Масса (г) атома кремния равна:

- a) $4,65 \cdot 10^{-23}$; б) 28;
в) $1,66 \cdot 10^{-23}$; г) $2,05 \cdot 10^{-22}$.

5. Названия веществ, в состав которых входят элементы IVA группы, записаны в ряду:

- а) сода, поваренная соль, песок;
б) мел, сода, поташ;
в) углекислый газ, сода, медный купорос;
г) известняк, мрамор, вода.

6. Кристаллическая решетка алмаза:

- а) молекулярная; в) ионная;
б) атомная; г) металлическая.

7. Молекула оксида углерода (IV) имеет форму:

- а) угловую; в) тетраэдрическую;
б) плоскую; г) линейную.

8. Укажите характеристику, не характерную угарному газу:

- а) ядовит;
б) восстановитель;
в) кислотный оксид;
г) валентность кислорода в молекуле равна III.

9. Формулы соединений, в которых валентность атома углерода равна IV:

- a) C₂H₂, CO; в) CO, CO₂;
б) SiC, CaC₂; г) C₇H₆, CO.

10. При взаимодействии углерода и кремния с кислородом образуются:
- а) два газа;
 - б) жидкость и твердое вещество;
 - в) газ и твердое вещество;
 - г) два твердых вещества.
11. Оксид углерода(IV) образован при помощи химической связи:
- а) ковалентной неполярной;
 - б) ионной;
 - в) водородной;
 - г) ковалентной полярной.
12. Аллотропные модификации углерода указаны в ряду:
- а) озон, графит, алмаз;
 - б) алмаз, графит, карбид;
 - в) карбин, фуллерен, алмаз;
 - г) карбин, графит, озон.
13. Углерод проявляет свойства восстановителя при взаимодействии с:
- а) H_2 ;
 - б) Na ;
 - в) Mg ;
 - г) CO_2 .
14. Смесь CO и CO_2 можно разделить, пропуская ее через водный раствор:
- а) поваренной соли;
 - б) гидроксида кальция;
 - в) соляной кислоты;
 - г) глюкозы.
15. Вещество, соответствующее названию «карбид кальция», имеет формулу:
- а) $CaCO_3$;
 - б) $CaSO_4$;
 - в) CaC_2 ;
 - г) $Ca(HCO_3)_2$.
16. Сульфат кальция образуется из карбоната кальция в реакции с:
- а) Na_2SO_4 ;
 - б) H_2SO_4 ;
 - в) HCl ;
 - г) $BaSO_4$.
17. Оксид углерода(IV) взаимодействует при н. у. с:
- а) HNO_3 ;
 - б) KOH ;
 - в) $CaSO_4$;
 - г) $Al(NO_3)_3$.
18. Укажите название материала, который образуется при сплавлении оксида кремния с содой и известняком:
- а) фарфор;
 - б) керамика;
 - в) стекло;
 - г) майолика.
19. Углерод проявляет свойства окислителя при взаимодействии с:
- а) HNO_3 ;
 - б) Na ;
 - в) CuO ;
 - г) CO_2 .
20. При прокаливании карбонат кальция разлагается на:
- а) CaO , O_2 ;
 - б) CaO , CO_2 ;
 - в) Ca , CO_2 ;
 - г) CaO , CO .

21. Гореть в углекислом газе может вещество, формула которого:
а) K_2CO_3 ; в) Mg ;
б) C_2H_2 ; г) K_2O_2 .
22. Сумма коэффициентов в реакции травления оксида кремния(IV) плавиковой кислотой равна:
а) 8; в) 10;
б) 16; г) 6.
23. Графиту не характерен набор следующих физических свойств:
а) мягкий, легко расслаивается;
б) очень твердый, желтого цвета;
в) темно-серый, непрозрачный;
г) электропроводный, мягкий.
24. Мрамору соответствует формула:
а) $CaCO_3$; в) K_2CO_3 ;
б) Na_2CO_3 ; г) $Ca(HCO_3)_2$.
25. Формуле CO_2 соответствуют все названия ряда:
а) сухой лед, угарный газ, углекислый газ;
б) углекислый газ, сухой лёд, оксид углерода(IV);
в) метан, углекислый газ, угарный газ;
г) силан, угарный газ, оксид углерода(IV).
26. Относительная плотность водородного соединения углерода C_2H_4 по кислороду равна:
а) 2,00; в) 0,875;
б) 0,621; г) 1,22.
27. Укажите формулы веществ, которые образуются при сплавлении карбоната натрия с оксидом кремния(IV):
а) Na_2O , Na_2CO_3 ; в) $Na_2O \cdot SiO_2$, CO_2 ;
б) $Na_2O \cdot SiO_2$, CO ; г) Na_2SiO_3 .
28. Оксид углерода(IV) можно получить при взаимодействии следующей пары веществ:
а) $C + O_2$, $H_2O + CO$; в) $HCl + CaCO_3$, $C + O_2$;
б) $CO + O_2$, $Na_2CO_3 + BaCl_2$; г) $Na_2CO_3 + HCl$, $CH_4 + H_2O$.
29. Карбонат кальция можно превратить в гидрокарбонат кальция при взаимодействии с:
а) $NaOH$; в) HCl ;
б) CO_2 , H_2O ; г) $NaHCO_3$.

30. Карбонат калия и сульфат натрия можно распознать при помощи реактивов:

- а) хлорида кальция и нитрата алюминия;
- б) соляной кислоты и хлорида бария;
- в) оксида углерода(IV) и соляной кислоты;
- г) гидроксида натрия и хлорида бария.

31. Карбид кальция образован при помощи химических связей:

- а) ионной, ковалентной неполярной;
- б) ковалентной полярной, ковалентной неполярной;
- в) водородной, ковалентной полярной;
- г) ионной, ковалентной полярной.

32. Кремний встречается в природе в виде:

- а) простого вещества и силиката натрия;
- б) водородного соединения и оксида;
- в) оксида и силиката алюминия;
- г) кремниевой кислоты и силицида магния.

33. Некоторое водородное соединение углерода имеет относительную плотность по H_2 , равную 29. Формула соединения:

- а) C_4H_{10} ;
- б) CH_4 ;
- в) C_6H_6 ;
- г) C_3H_6 .

34. При прокаливании гидрокарбонат натрия разлагается на:

- а) Na_2O , CO_2 , H_2O ;
- б) Na_2CO_3 , CO_2 , H_2O ;
- в) $NaOH$, CO_2 ;
- г) Na , CO_2 , CO .

35. Кремниевую кислоту можно получить только в реакции:

- а) $SiO_2 + H_2O$;
- б) $CaSiO_3 + H_2O$;
- в) $Na_2SiO_3 + NaOH$;
- г) $Na_2SiO_3 + HCl$.

36. Гидрокарбонат калия превращается в карбонат калия при:

- а) растворении в H_2O ;
- б) действии $Ca(OH)_2$;
- в) действии CO_2 ;
- г) действии HCl .

37. Оксид углерода(IV) вступает в реакцию с веществами:

- а) H_2O , C , $Cu(OH)_2$, Na_2SO_4 ;
- б) H_2CO_3 , CaO , H_2O , $BaCl_2$;
- в) C , CaO , H_2O , $NaOH$;
- г) $NaCl$, $CaCO_3$, HCl , $Ca(OH)_2$.

38. Ряд соединений углерода, которые проявляют восстановительные свойства:

- а) CO , CO_2 , $CaCO_3$;
- б) CH_4 , CO , C ;
- в) Na_2CO_3 , CO , C ;
- г) CO_2 , CH_4 , CCl_4 ;

39. Немолекулярное строение имеет:

- а) кристаллическая сода, песок;
- б) мел, метан;
- в) углекислый газ, мрамор;
- г) углекислый газ, угарный газ.

40. Число атомов углерода в образце массой 3 г равно:

- а) $1,3 \cdot 10^{-23}$;
- б) $1,5 \cdot 10^{23}$;
- в) $0,6 \cdot 10^{-22}$;
- г) $2,02 \cdot 10^{23}$.

41. Карбонат-ионы из раствора карбоната аммония можно осадить при помощи:

- а) NaOH;
- б) CO₂, H₂O;
- в) HCl;
- г) CaCl₂.

42. Мрамор и гранит можно распознать при помощи реактива:

- а) хлорида кальция;
- б) хлороводородной кислоты;
- в) оксида углерода(IV);
- г) гидроксида натрия.

43. Углерод встречается в природе в виде:

- а) простого вещества и карбоната натрия;
- б) водородного соединения и оксида углерода(IV);
- в) оксида углерода(IV) и карбида алюминия;
- г) угольной кислоты и силицида магния.

44. Ряд соединений углерода, которые проявляют только окислительные свойства:

- а) CF₄, CO₂, CaCO₃;
- б) CH₄, CO, C;
- в) Na₂CO₃, CO, C;
- г) CO₂, CH₄, CCl₄.

45. Определите, какие частицы содержатся в воде, насыщенной углекислым газом:

- а) CO₂, H₂O, H₃O⁺;
- б) CO₂, H₂O, H₃O⁺, CO₃²⁻;
- в) CO₂, H₂O, H₃O⁺, HCO₃⁻;
- г) HCO₃⁻, OH⁻, CO₂, H₂O.

Ответы: 1 – б; 2 – б; 3 – в; 4 – а; 5 – б; 6 – б; 7 – г; 8 – в; 9 – б; 10 – в; 11 – г; 12 – б; 13 – г; 14 – в; 15 – б; 16 – в; 17 – в; 18 – б; 19 – в; 20 – в; 21 – в; 22 – а; 23 – б; 24 – а; 25 – б; 26 – в; 27 – в; 28 – в; 29 – б; 30 – б; 31 – а; 32 – в; 33 – в; 34 – а; 35 – б; 36 – г; 37 – б; 38 – в; 39 – б; 40 – а; 41 – б; 42 – б; 43 – б; 44 – а; 45 – в.

Часть II

1. Установите соответствие между формулой вещества и степенью окисления углерода в ней:

а) CO_2	1) +1
б) CO	2) +2
в) C_2H_6	3) -3
г) CaC_2	4) +4
	5) -1

2. Укажите соответствие между формулой вещества и формулами продуктов его взаимодействия с водой. Ответ запишите в виде сочетания букв и цифр, соблюдая последовательность первого столбца. Например: а1, б2, в2, г3.

а) C	1) NaHCO_3
б) Na_2CO_3	2) CO и H_2
в) CO_2	3) CO_2
г) C_2H_4	4) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
	5) H_2CO_3

3. Укажите последовательность цифр, соответствующих полному правильному ответу.

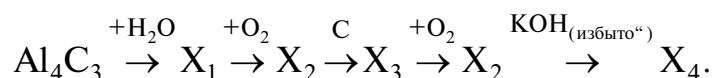
- а) оксид кремния имеет атомное строение;
- б) кремниевую кислоту можно получить взаимодействием оксида кремния с водой;
- в) в основе горного хрусталя находится оксид кремния;
- г) силикат натрия – это «жидкое стекло»;
- д) кремниевая кислота вытесняет угольную кислоту из растворов ее солей;
- е) кремниевая кислота вытесняет угольную кислоту из расплавов ее солей.

4. Для осуществления химических превращений по схеме $\text{C} \rightarrow \text{CO} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2$ необходима следующая последовательность реактивов:

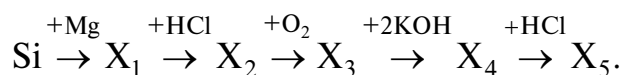
- | | |
|--|--------------------|
| а) O_2 ; | г) NaOH ; |
| б) Ca ; | д) Cu ; |
| в) H_2O , O_2 ; | е) HCl . |

Ответ запишите цифрами в порядке превращения. Один и тот же реагент можно использовать дважды.

5. Рассчитайте сумму молярных масс углеродсодержащих веществ X_1 , X_3 , X_4 , образующихся в результате схемы превращений:



6. Укажите формулы веществ X_2 и X_4 в схеме превращений:



Ответы: 1 – a_4 , b_2 , в_3 , г_5 ; 2 – a_2 , б_1 , в_5 , г_4 ; 3 – а, в, г, е; 4 – а, а, г, е; 5 – 182 ; 6 – SiH_4 , K_2SiO_3 .

ЗАДАЧИ

1. Смесь газов, состоящую из 80 дм^3 оксидов (н. у.) углерода(II) и углерода(IV) и 80 дм^3 (н. у.) кислорода, взорвали. После приведения смеси газов к нормальным условиям её объём стал 140 дм^3 . Определите объёмную долю углерод оксида в первоначальной смеси.

Ответ: 0,5.

2. Магнезит массой 2,28 г обработали соляной кислотой. Образовавшийся углекислый газ пропустили через раствор гидроксида натрия. Масса раствора увеличилась на 1,1 г. Вычислите массовую долю карбоната магния в магнезите.

Ответ: 92 %.

3. При обработке избытком хлороводородной кислоты 5,6 г смеси оксида, гидроксида и карбоната кальция выделилось $0,672 \text{ дм}^3$ газа (н. у.). Определите массу оксида кальция в исходной смеси, если для реакции потребовалось $46,35 \text{ см}^3$ раствора с массовой долей хлороводорода 10,5 %, плотность $1,05 \text{ г/см}^3$.

Ответ: 1,12 г.

4. Смесь карбоната магния и оксида кальция массой 9,8 г прокалили. После прокаливания масса остатка составила 7,6 г. Определите массовую долю оксида кальция в смеси.

Ответ: 73,68 %.

5. При прокаливании навески карбоната магния её масса уменьшилась на 44 %. Определите массовые доли веществ в твердом остатке после прокаливания.

Ответ: 28,57 %; 71,43 %.

6. Масса сосуда емкостью 112 дм^3 заполнена азотом (н. у.) и составляет 1,5 кг. Вычислите массу этого сосуда, если его заполнить углекислым газом.

Ответ: 1,580 кг.

7. Относительная плотность одного из оксидов углерода по кислороду равна 0,875, что в 1,57 раза меньше плотности второго оксида углерода по кислороду. Определите формулы оксидов.

Ответ: CO , CO_2 .

8. Относительная молекулярная масса оксида четырехвалентного элемента относится к массе его водородного соединения как $11:4$. Определите название элемента.

Ответ: углерод.

9. Масса углекислого газа, пропущенного через раствор гидроксида натрия, в 2 раза меньше массы щелочи. В каком молярном соотношении находятся соединения натрия в полученном растворе?

Ответ: $1:5$.

The background is a light green color with a repeating pattern of black line-art icons related to chemistry and science. These icons include test tubes, some containing liquid; a large Erlenmeyer flask; a Bunsen burner with a flame; a DNA double helix; a Bohr-style atomic model with a central nucleus and three elliptical electron orbits; and various molecular structures consisting of spheres connected by lines.

МЕТАЛЛЫ

5. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА МЕТАЛЛОВ. МЕТАЛЛЫ ГРУПП А

Металлы, их положение в Периодической системе. Особенности электронного строения атомов. Характерные физические и химические свойства. Понятие об электрохимическом ряде напряжения металлов. Применение металлов.

Характер изменения свойств металлов по группам и периодам Периодической системы. Закономерности изменения свойств оксидов и гидроксидов металлов на примере элементов IIA группы и элементов III периода.

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА МЕТАЛЛОВ

1. К металлам относятся элементы групп IA–IIIA, кроме бора, и всех групп В Периодической системы химических элементов.

2. У атомов металлов на внешнем энергетическом уровне (электронном слое) содержится от 1 до 4 электронов.

3. Металлы как простые вещества в основе строения имеют металлическую связь. Металлические кристаллы образованы атом-ионами и делокализованными (обобществленными) электронами внешнего энергетического уровня.

4. Ионы металлов в соединениях с водородом, кислородом и другими неметаллами имеют положительные заряды (степени окисления).

5. Металлы как простые вещества при нормальных условиях существуют в твердом и жидком (ртуть) состоянии.

6. В химических реакциях с простыми и сложными веществами металлы обычно выступают как восстановители.

7. Металлы в положительных степенях окисления в химических реакциях могут быть окислителями по отношению к атомам других металлов, водороду, оксиду углерода(II), углероду и др. Сравнительная активность атомов и ионов металлов отражается в электрохимическом ряду напряжений металлов, где металлы расположены по возрастанию величины их электродных потенциалов.

8. Металлы групп В характеризуются внутренней застройкой $3d$ -орбиталей. Большинство из них имеет характерный металлический блеск. Элементы и их соединения имеют ряд характерных свойств: переменное состояние окисления, способность к образованию комплексных ионов и окрашенных соединений.

9. Металлы характеризуются высокими температурами плавления (Fe – 1535 °C, Cr – 1857 °C, Cu – 1083 °C) и кипения. Данные свойства d -элементов: твердость, высокие температуры плавления и кипения – объясняются метал-

лическими связями. Прочность этой связи обусловлена способностью *d*-элементов предоставлять на образование химической связи электроны как с внешнего, так и с предшествующего ему энергетического уровня.

10. Металлы первого переходного ряда используют для образования связей одновременно *3d*- и *4s*-электроны. Атомы *d*-элементов четвертого периода имеют сравнительно малые радиусы, которые незначительно изменяются в ряду от элемента с атомным номером 21 к элементу с атомным номером 30.

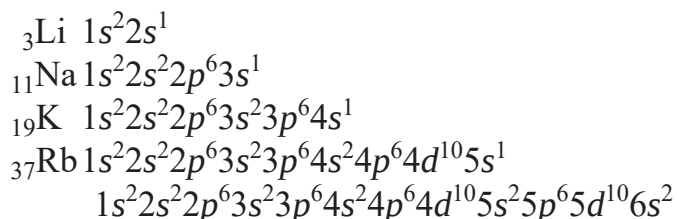
11. Оксиды и гидроксиды металлов групп А имеют основной и амфотерный характер. Соединения металлов В групп проявляют основные (FeO, CuO, CrO, MnO), амфотерные (Fe₂O₃, Cr₂O₃), кислотные (CrO₃, MnO₃, Mn₂O₇) свойства в зависимости от степени окисления металлов в соединениях.

12. Получение металлов из соединений сводится к восстановлению их ионов при помощи электрического тока (электролиз растворов и расплавов), водорода, оксиду углерода(II), металлотермии: $Me^{+n} + ne = Me^0$.

13. Металлы в природе встречаются в виде оксидных, сульфидных, карбонатных руд, а также силикатов, растворов соединений, в самородном виде.

МЕТАЛЛЫ IА ГРУППЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Химические элементы. Химическая связь



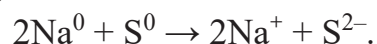
Все элементы IА и IIА групп Периодической системы относят к *s*-элементам. Они, кроме водорода и гелия, являются металлами. Металлы IА группы называют щелочными металлами, а металлы IIА группы, за исключением бериллия и магния, – щелочноземельными. Франций и радий – радиоактивные элементы.

Все *s*-элементы имеют 1 или 2 электрона на внешнем энергетическом уровне атома. Они обладают способностью легко отдавать эти электроны, образуя ионы с устойчивыми конфигурациями благородных газов.

Высокая восстановительная активность металлов IА и IIА групп проявляется в сравнительно низких значениях их электроотрицательности.

Металлическая связь – это химическая связь между атомами металлов. Металлические связи образуются нелокализованными *s*-электронами внешнего энергетического уровня. Металлы имеют различные виды металлических кристаллических решеток.

Ионной связью образуются соединения с неметаллами:



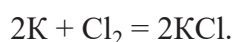
Простые вещества

Металлы IA группы очень мягкие, имеют небольшую плотность по сравнению с другими металлами.

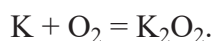
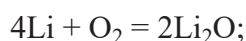
Простые вещества, образованные элементами группы IA, представляют собой серебристо-белые мягкие металлы. Наиболее твердым из них является литий. Все щелочные металлы относятся к легким (Li: 0,534 г/см³; K: 0,85 г/см³) и легкоплавким (Na: $T_{\text{кип}} = 98\text{ }^{\circ}\text{C}$) металлам.

Реакции щелочных металлов с простыми веществами

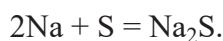
1. Щелочные металлы окисляются галогенами:



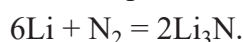
2. Горят на воздухе, образуя оксиды, пероксиды:



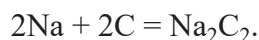
3. С серой образуют сульфиды:



4. Сгорают в азоте с образованием нитридов:



5. Литий и натрий реагируют с углеродом (древесный уголь), образуя ионные дикарбиды:

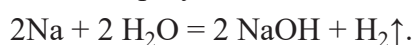


6. С водородом при повышенной температуре (300–700 °C):

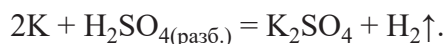
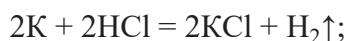


Реакции щелочных металлов со сложными веществами

1. Щелочные металлы с водой образуют щелочи:



2. Реагируют с разбавленными кислотами с выделением водорода:



3. Взаимодействуют с очень разбавленной азотной кислотой, образуя нитрат аммония:



4. С концентрированной азотной кислотой образуют оксид азота(I):



5. С концентрированной серной кислотой:



Бинарные соединения щелочных металлов

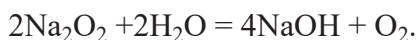
Бинарные соединения щелочных металлов являются твердыми веществами. При обычных условиях реагируют с водой, кислотами. Водные растворы имеют щелочной характер.

Название	Формула	Реакции с водой, кислотами, кислотными оксидами
Гидриды	$\text{KH};$ NaH	$\text{NaH} + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow;$ $\text{KH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\uparrow$
Дикарбиды	Na_2C_2	$\text{Na}_2\text{C}_2 + 2\text{HOH} = 2\text{NaOH} + \text{C}_2\text{H}_2$
Нитриды	Na_3N	$\text{Na}_3\text{N} + 3\text{HCl} = 3\text{NaCl} + \text{NH}_3\uparrow$
Оксиды (основные)	Na_2O	$\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH};$ $\text{Li}_2\text{O} + \text{SO}_3 = \text{Li}_2\text{SO}_4;$ $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Пероксиды	Na_2O_2	$2\text{K}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{KOH} + \text{O}_2;$ $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + 0,5\text{O}_2$

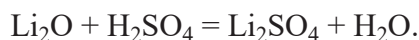
Кислородсодержащие соединения щелочных металлов

Оксиды

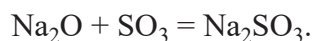
1. Оксиды, пероксиды реагируют с водой с образованием щелочей:



2. В реакциях с кислотами образуют соль и воду:



3. С кислотными оксидами образуют соль:



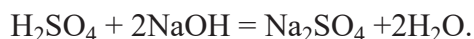
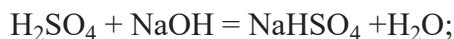
4. Сплавление с амфотерными оксидами приводит к образованию солей:



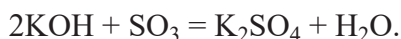
Гидроксиды. Соли

Гидроксиды – сильные основания, растворимые в воде, обладают всеми свойствами оснований. Например, гидроксид натрия (каустическая сода, каустик) взаимодействует с кислотами, кислотными оксидами, неметаллами (хлором, серой, кремнием), амфотерными оксидами и гидроксидами.

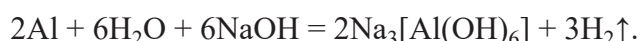
1. С кислотами образуют кислые и средние соли:



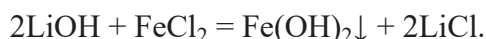
2. С кислотными оксидами образуют соль и воду:



3. Реагируют с некоторыми металлами:



4. Гидроксиды могут взаимодействовать с растворимыми солями:



5. С амфотерными оксидами:



6. Гидроксид лития разлагается при нагревании:



7. Нитраты металлов разлагаются при нагревании:



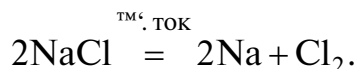
8. Гидрокарбонаты разлагаются при нагревании:



Карбонаты натрия и калия при нагревании до 1000 °С не разлагаются.

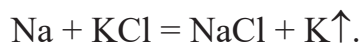
Практически все соли щелочных металлов растворимы в воде. Распознавание солей производится по изменению окраски пламени катионами металлов.

Металлы IА группы получают электролизом расплавов солей, чаще всего хлоридов:



Из карбонатов: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{C} = 2\text{Na} + 3\text{CO}_2$.

Калий получают восстановлением парами натрия при нагревании:

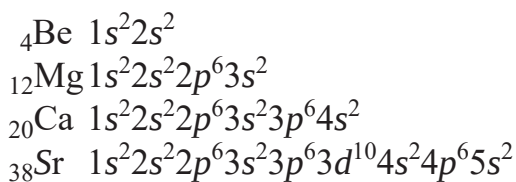


Металлы IА группы в природе встречаются только в виде соединений в составе минералов или в виде ионов в морской воде: сильвинит ($\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$); галит, каменная соль (NaCl); глауберова соль ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$).

Металлы IА и IIА групп получают электролизом расплавов солей, чаще всего хлоридов.

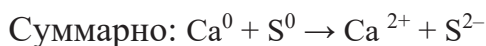
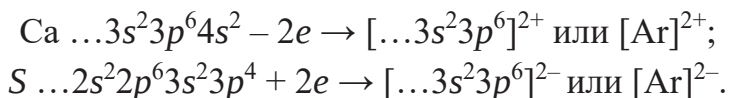
МЕТАЛЛЫ IIA ГРУППЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Химические элементы. Химические связи



Металлическая связь образуется нелокализованными s-электронами внешнего энергетического уровня.

Ионная связь:



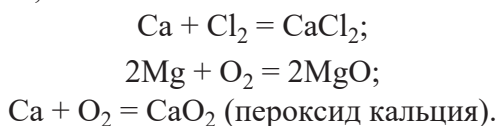
Простые вещества

Металлы IIA группы тверже и плотнее щелочных металлов. Низкие значения температур плавления, кипения и энтальпий плавления и кипения могут быть объяснены слабыми металлическими связями в кристаллических решетках этих металлов.

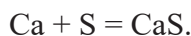
Металлы имеют различные виды металлических кристаллических решеток. Простые вещества, образованные элементами группы IIA, представляют собой серебристо-белые металлы. Наиболее твердым из них является стронций. Самый тугоплавкий – бериллий.

Взаимодействие щелочноземельных металлов с простыми веществами

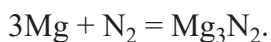
1. Как и все s-металлы, окисляются галогенами:



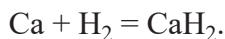
2. С серой образуют сульфиды:



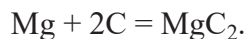
3. Сгорают в азоте с образованием нитридов:



4. Металлы IIA группы реагируют с водородом при температуре (300–700 °C), образуя гидриды:



5. Металлы IIA группы реагируют с углеродом (древесный уголь), образуя ионные дикарбиды:

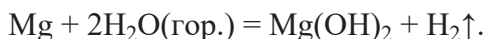


Взаимодействие щелочноземельных металлов со сложными веществами

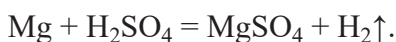
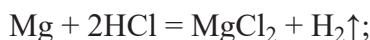
1. В реакциях с водой образуют гидроксиды (щелочи):



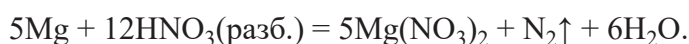
Реакционная способность у них по отношению к воде несколько меньшая, чем у щелочных металлов; с возрастанием порядкового номера элемента в группе она возрастает:



2. Реагируют с растворами кислот:



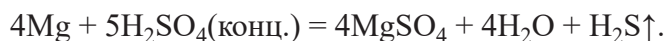
3. Взаимодействуют с разбавленной азотной кислотой:



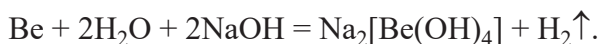
4. Взаимодействуют с концентрированной азотной кислотой:



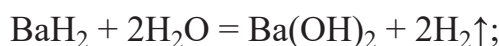
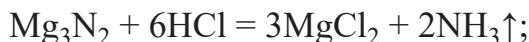
5. Взаимодействуют с концентрированной серной кислотой:



6. Бериллий проявляет амфотерные свойства. Реакция со щелочью:



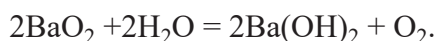
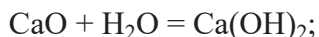
Гидриды, нитриды, фосфиды и карбиды реагируют с водой и кислотами:



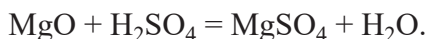
Соединения металлов

Оксиды

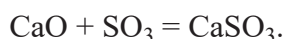
1. Оксиды, пероксиды реагируют с водой с образованием щелочей:



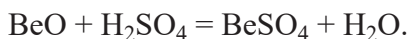
2. В реакциях с кислотами образуют соль и воду:



3. С кислотными оксидами образуют соль:



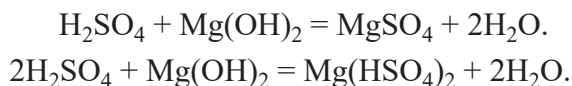
4. Оксид бериллия обладает амфотерными свойствами:



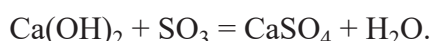
Гидроксиды. Соли

Гидроксиды – сильные основания, кроме Mg(OH)_2 , растворимые в воде, обладают свойствами щелочей.

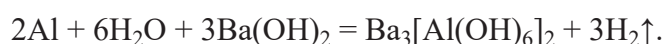
1. С кислотами образуют кислые и средние соли:



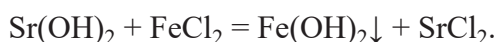
2. С кислотными оксидами образуют соль и воду:



3. Реагируют с некоторыми металлами:



4. Гидроксиды могут взаимодействовать с растворимыми солями:



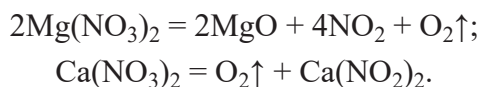
5. Взаимодействуют с амфотерными оксидами:



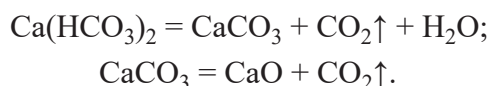
6. Гидроксиды бериллия, магния и кальция разлагаются при нагревании:



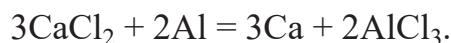
7. Нитраты металлов разлагаются при нагревании:



7. Гидрокарбонаты и карбонаты разлагаются при нагревании:



Металлы IIА группы получают электролизом расплавов солей, чаще всего хлоридов. Возможно восстановление металлов из карбонатов, хлоридов, оксидов (коксом, алюминием):



Применение соединений элементов IIА группы

Соединение	Тривиальное название	Применение
$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	Горькая, или английская соль	В медицине, слабительное и гипотензивное средство
CaO	Негашеная известь	Строительство
Ca(OH)_2	Гашеная известь	Строительство

Соединение	Тривиальное название	Применение
MgO	Жженая магнезия	Производство магнезия, наполнитель резины, производство огнеупоров
BaSO ₄	Сульфат бария	В медицине
CaSO ₄ · 2H ₂ O	Гипс	Строительство
CaSO ₄ · 0,5H ₂ O	Алебастр	Строительство
CaCO ₃	Мел, мрамор, известняк	Производство извести, цемента, стекла

Металлы IIА группы встречаются в природе в виде карбонатов (CaCO₃ · MgCO₃ – доломит, хлоридов MgCl₂ · KCl · 6H₂O – карналлит). Растворимые соли магния и кальция обеспечивают жесткость воды.



АЛЮМИНИЙ

Химический элемент

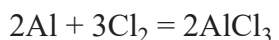
В Периодической системе химических элементов алюминий находится в IIIA группе. Алюминий имеет единственный стабильный изотоп $^{27}_{13}\text{Al}$. Алюминий – представитель *p*-металлов. Электронная конфигурация атома алюминия – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$. В химических соединениях он проявляет степень окисления +3. Алюминий имеет три электрона на внешнем энергетическом уровне атома ($[\text{Ne}]3s^2 3p^1$). Он легко отдает эти электроны, образуя ион с устойчивой конфигурацией $[1s^2 2s^2 2p^6]^{3+}$.

Простое вещество

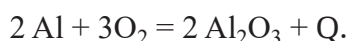
Алюминий в свободном состоянии – серебристо-белый металл, обладающий высокой прочностью, тепло- и электропроводностью. Он имеет невысокую плотность ($2,70 \text{ г/см}^3$). Алюминий относительно мягкий, легкоплавкий ($T_{\text{пл}} = 660 \text{ }^\circ\text{C}$) и легкий металл. Изделия из алюминия покрыты прочной оксидной пленкой, предохраняющей его от дальнейшего окисления

Взаимодействие с простыми веществами

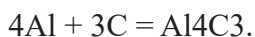
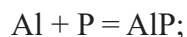
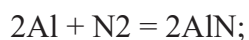
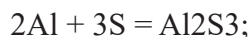
1. Алюминий при обычной температуре ($25 \text{ }^\circ\text{C}$) активно реагирует с галогенами (Cl_2 , Br_2 , I_2), образуя галогениды:



2. В виде стружек или порошка ярко горит на воздухе, выделяя большое количество теплоты:

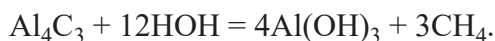


3. При нагревании взаимодействует с серой, а при высокой температуре – с азотом, фосфором, углеродом, образуя соответственно сульфид, нитрид, фосфид, карбид алюминия:



Сульфид, нитрид, фосфид и карбид алюминия полностью гидролизуются с образованием гидроксида алюминия и соответственно сероводорода, аммиака, фосфина и метана.

4. Гидролиз карбида алюминия используется для получения метана в лаборатории:

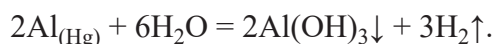


5. Нитрид подвергается разрушению водой:



Взаимодействие со сложными веществами

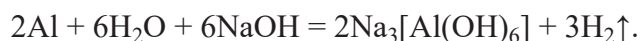
1. Амальгмированный алюминий, т. е. очищенный от оксидной пленки, энергично и с большим экзоэффектом реагирует с водой:



2. Растворяется в соляной и разбавленной серной кислоте с образованием солей и водорода:

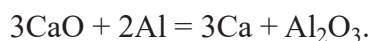
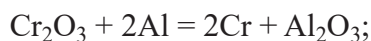


3. Растворяется в водных растворах щелочей:

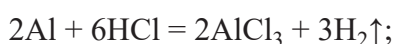


Во всех реакциях ион водорода является окислителем, 1 моль алюминия восстанавливает 1,5 моль H_2 .

4. Алюминий при высокой температуре восстанавливает ряд металлов из их оксидов. Такая реакция называется алюминотермией. Алюминотермию используют в промышленных целях для получения металлов:



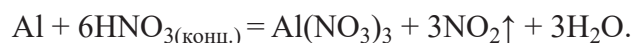
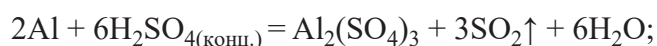
5. Алюминий легко растворяется в соляной и разбавленной серной кислоте с образованием солей и водорода:



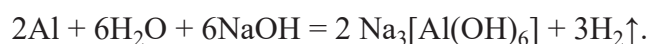
В сильно разбавленной азотной кислоте алюминий растворяется с образованием соли, воды и продукта восстановления азота:



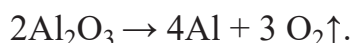
6. На холоде не реагирует с концентрированными серной и азотной кислотами, пассивирован оксидной пленкой (Al_2O_3). При нагревании алюминий способен восстанавливать эти кислоты с выделением SO_2 и NO_2 :



7. Алюминий, как и другие металлы, образующие амфотерные оксиды и гидроксиды, растворяется в водных растворах щелочей:



Основным сырьем для получения алюминия являются бокситы ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$), нефелины, каолины, глиноземы. В промышленности алюминий получают электролизом расплава Al_2O_3 в криолите $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$:

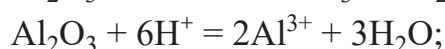
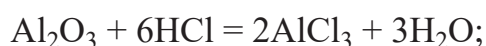


По распространенности в природе алюминию принадлежит первое место среди металлов. Общее содержание алюминия в земной коре составляет 8,8 %. В свободном состоянии алюминий в природе не встречается. Важнейшие

природные соединения алюминия: бокситы ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$), корунд (Al_2O_3), криолит – минерал состава $\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$ или $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$, а также алюмосиликаты. Данные соединения составляют основную массу земной коры: $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – основной состав глины. Минерал нефелин ($\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$ или $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$) относится к важнейшим алюминиевым рудам.

Соединения алюминия

Оксид алюминия (Al_2O_3) – твердое тугоплавкое вещество белого цвета, в воде не растворяется и не реагирует с ней. Амфотерный, проявляет основные и кислотные свойства: реагирует и с кислотами, и со щелочами:

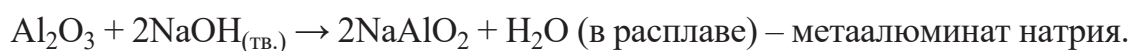


$\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ (в растворе) – тетрагидроксоалюминат натрия;

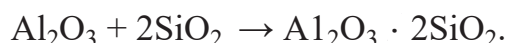
$\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ (в растворе) – гексагидроксоалюминат натрия;



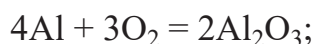
При сплавлении оксида алюминия с основаниями, основными оксидами и карбонатами образуются соответствующие соли – метаалюминаты:



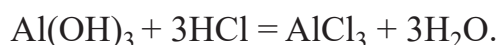
При сплавлении с оксидом кремния образуются алюмосиликаты:



В лаборатории оксид алюминия можно получить, сжигая порошок алюминия в кислороде или прокаливая его гидроксид:



Гидроксид алюминия ($\text{Al}(\text{OH})_3$) не растворяется в воде и также обладает амфотерными свойствами. Основные свойства проявляются в реакциях с кислотами:



При нагревании гидроксид алюминия превращается в оксид:



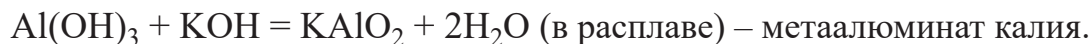
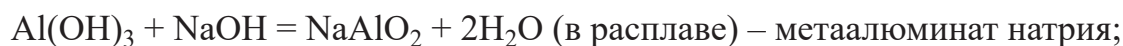
Проявляя амфотерные свойства, гидроксид алюминия растворяется не только в кислотах, но и в растворах щелочей:

$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{Ba}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]_2$ (в растворе) – гексагидроксоалюминат бария;

$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH} = \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ (в растворе) – гексагидроксоалюминат натрия;



Аналогично оксиду гидроксид может также вступать в реакцию с твердыми щелочами при сплавлении с образованием метаалюмината:

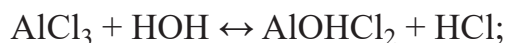


Гидроксид алюминия получают путем осторожного осаждения из солей алюминия щелочью или гидратом аммония:

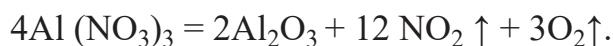
1) $3\text{NaOH} + \text{AlCl}_3 = 3\text{NaCl} + \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow$ – белый, слизистый осадок, неустойчивый, в избытке щелочи растворяется с образованием растворимого гексагидроксоалюмината натрия;

2) $3\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{AlCl}_3 = 3\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow$ – осадок, устойчивый, в растворе аммиака далее не растворяется.

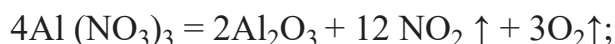
Соли алюминия и сильных кислот хорошо растворимы в воде и подвергаются гидролизу:



Нитрат алюминия при прокаливании разлагается:



Большинство солей алюминия хорошо растворяются в воде. Нитрат, карбонат алюминия при прокаливании разлагаются:



ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Укажите число нейтронов в нуклиде ^{23}Na .
2. Изобразите электронное строение атомов магния и кальция. Сравните их строение со строением атомов натрия и калия.
3. Составьте электронографические формулы атомов элементов IIА группы третьего и четвертого периодов.
4. Какой тип химической связи и какие физические свойства присущи соединению, образованному калием и водородом?
5. Почему щелочные металлы хранят под слоем керосина, а алюминий можно хранить на воздухе?

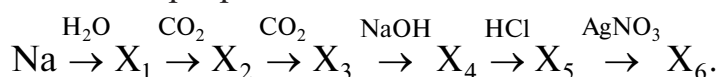
6. Охарактеризуйте оксид и гидроксид кальция по плану: состав, строение, физические свойства, химические свойства, получение, применение.

7. Смесь порошков алюминия и меди массой 2 г обработали избытком соляной кислоты, в результате реакции выделился газ объёмом 1,25 дм³(н. у.). Определите массовую долю меди в смеси.

8. При растворении натрия массой 6,9 г в воде массой 90 г выделился газ. Рассчитайте объём газа и массовую долю вещества в растворе.

9. Почему части алюминиевых конструкций нельзя соединять при помощи медных заклепок?

10. Составьте уравнения химических реакций, позволяющих осуществить следующие химические превращения:



11. Определите формулу гидрида одновалентного металла, в котором массовая доля водорода равна 2,5 %.

ТЕСТ

Часть I

1. В Периодической системе химических элементов металлы расположены:

- а) только в группах А;
- б) только в группах В;
- в) только в VI–VII периодах;
- г) в группах В и частично в группах А.

2. В химических реакциях металлы обычно:

- а) проявляют восстановительные свойства;
- б) проявляют окислительные свойства;
- в) не участвуют в окислительно-восстановительных процессах;
- г) могут проявлять и окислительные, и восстановительные свойства.

3. Укажите электронную конфигурацию атома металла:

- а) $1s^2 2s^2 2p^6$;
- б) $1s^2 2s^2 2p^4$;
- в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$;
- г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

4. Электронная конфигурация иона натрия:

- а) $1s^2 2s^2 2p^5$;
- б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$;
- в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$;
- г) $1s^2 2s^2 2p^6$.

5. Окислительные свойства проявляют:

- а) Na и Mg;
- б) Ca и Ba²⁺;
- в) Ca²⁺ и K⁺;
- г) F и Fr.

6. В группе IA Периодической системы радиус атомов с увеличением заряда ядра атома:

- а) увеличивается;
- б) уменьшается;
- в) не изменяется.

7. Число нейтронов в ядре нуклида ^{41}K равно:

- а) 19;
- б) 20;
- в) 21;
- г) 22.

8. Элементы IIА группы Периодической системы относятся к:

- а) *s*-элементам;
- б) *p*-элементам;
- в) *d*-элементам;
- г) *f*-элементам.

9. Формула негашёной извести:

- а) CaH_2 ;
- б) CaO ;
- в) CaCO_3 ;
- г) Ca(OH)_2 .

10. Оксиды щелочных металлов проявляют свойства:

- а) кислотные и основные;
- б) основные и амфотерные;
- в) кислотные;
- г) основные.

11. При действии соляной кислоты на карбонаты *s*-металлов выделяется:

- а) сажа;
- б) угарный газ;
- в) кислород;
- г) углекислый газ.

12. Наибольший радиус атома у элемента:

- а) рубидия;
- б) цезия;
- в) лития;
- г) натрия.

13. Между какими из попарно взятых веществ не произойдет химическая реакция:

- а) NaOH и CuCl_2 ;
- б) K и H_2O ;
- в) KOH и Na_2CO_3 ;
- г) Ca и P .

14. У атомов металлов IIА группы Периодической системы одинаковое число:

- а) электронов на внешнем энергетическом уровне;
- б) нейтронов в ядре;
- в) протонов в ядре;
- г) заполненных энергетических подуровней.

15. Укажите схемы реакций, в результате которых возможно получение металлов:

- а) $\text{NaCl} + \text{Cu} \rightarrow$ и $\text{CuO} + \text{K} \rightarrow$;
 б) $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow$ и $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2 \rightarrow$;
 в) $\text{CuO} + \text{CO} \rightarrow$ и $\text{FeO} + \text{Al} \rightarrow$;
 г) $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow$ и $\text{NaCl} + \text{H}_2$.

16. Водород выделяется в реакциях, схемы которых:

- а) $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow$ и $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow$;
 б) $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ и $\text{Ca} + \text{HNO}_3 \rightarrow$;
 в) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ и $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
 г) $\text{Ca}_3\text{N}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ и $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.

17. Гидроксид алюминия проявляет свойства:

- а) восстановительные; в) только основные;
б) амфотерные; г) только кислотные.

18. Между какими из попарно взятых веществ протекание химической реакции и растворе невозможно:

- а) Na_2O и H_2O ; в) Mg и N_2 ;
б) NaOH и K_2S ; г) KOH и FeSO_4 ?

19. При полном термическом разложении нитрата щелочного металла масса навески соли уменьшилась на 18,82 %. Формула нитрата:

- a) KNO₃; в) CsNO₃;
б) NaNO₃; г) LiNO₃.

20. Алюминий не взаимодействует без нагревания с концентрированной азотной кислотой также как и металлы ряда:

- а) К и Mg; в) Са и Ag;
б) Ag и Na; г) Fe и Сг.

21. Укажите формулу вещества, которое образуется в реакции хлорида алюминия с избытком раствора аммиака в воде:

- a) KAlO_2 ; в) $\text{Al}(\text{OH})_3$;
б) Al_2O_3 ; г) $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$.

22. Укажите ряд формул веществ, при взаимодействии с которыми возможно последовательно осуществить следующие превращения: $\text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2$.

- а) Cl_2 , H_2S , NaOH , Cl_2 ;
 б) HCl , H_2S , NaOH , NaCl ;
 в) Cl_2 , K_2S , H_2O , HCl ;
 г) HCl , Na_2S , KOH , Cl_2 .

23. При взаимодействии с водой CaC_2 , Al_4C_3 соответственно образуются вещества:

- | | |
|---|----------------------------------|
| а) CO_2 , C_2H_2 ; | в) CO , CH_4 ; |
| б) C_2H_2 , CH_4 ; | г) CO_2 , CO . |

24. В результате электролиза водных растворов 1) HgCl_2 и 2) KI образуются:

- | | |
|--|--|
| а) 1) Hg , Cl_2 ; | 2) KOH , H_2 , I_2 ; |
| б) 1) Hg , H_2 ; HCl ; | 2) K_2O , H_2 ; HI |
| в) 1) HgOH , H_2 , Cl_2 ; | 2) K , I_2 , H_2 ; |
| г) 1) HgO , H_2 , Cl_2 ; | 2) K , I_2 . |

25. Смесь катионов H^+ и Ca^{2+} можно разделить, приливая последовательно растворы:

- | | |
|--|---|
| а) K_2SO_4 , NaNO_3 ; | в) KNO_2 , H_2SO_4 ; |
| б) KOH , HCl ; | г) NaOH , K_2CO_3 . |

26. Укажите реагент, при действии которого на алюминий можно получить максимальное количество водорода:

- а) разбавленная серная кислота;
б) концентрированный раствор щелочи;
в) разбавленная соляная кислота;
г) максимально возможное количество водорода не зависит от реагента, оно всегда в 1,5 раза больше количества алюминия.

27. Укажите ряд, в котором записаны условия осуществления процесса или формулы веществ, при взаимодействии с которыми возможно последовательно осуществить превращения $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{A} \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{C} \rightarrow \text{D} \rightarrow \text{Ca}$:

- а) K_2CO_3 ; H_2O , CO_2 ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; нагревание; Al ;
б) NaHCO_3 ; H_2O ; HCl ; нагревание; HNO_3 ;
в) K_2CO_3 ; нагревание; CO_2 ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; Al ;
г) Li_2CO_3 ; нагревание; NaOH ; H_2SO_4 ; Al .

28. Щелочноземельные металлы в химических реакциях проявляют свойства:

- а) только окислительные;
б) только восстановительные;
в) и окислительные, и восстановительные;
г) не проявляют ни окислительных, ни восстановительных свойств.

29. При распознавании катионов кальция и натрия признаками реакций будут:

- а) белый осадок, синее пламя;
б) жёлтый осадок, жёлтое пламя;
в) белый осадок, жёлтое пламя;
г) прозрачный раствор, неокрашенное пламя.

30. Сульфидные соединения металлов перед восстановлением подвергают:
- а) разложению;
 - б) обжигу;
 - в) обработке щёлочью;
 - г) обработке кислотой.
31. Завершённый внешний электронный уровень имеют обе частицы ряда:
- а) Na и Mg;
 - б) Ca и Ba^{2+} ;
 - в) Ca^{2+} и K^+ ;
 - г) F и Fr.
32. Щёлочные металлы хранят под слоем:
- а) раствора гидроксида натрия;
 - б) хлороводородной кислоты;
 - в) керосина или машинного масла;
 - г) спирта.
33. Водород не выделяется в обеих реакциях ряда:
- а) $\text{Ca}_3\text{N}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ и $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow$;
 - б) $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ и $\text{Ca} + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow$;
 - в) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ и $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
 - г) $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow$ и $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.
34. Укажите ряд веществ, которые взаимодействуют с раствором гидроксида натрия:
- а) AlCl_3 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, KNO_3 ;
 - б) H_2SO_4 , CO_2 , LiCl , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$;
 - в) Br_2 , C, KNO_3 , K_2CO_3 ;
 - г) Al, Cl_2 , Si, HCl.
35. Металл выступает в качестве окислителя в процессе:
- а) разложения оксида ртути(II);
 - б) разложения гидроксида магния;
 - в) взаимодействия лития с водородом;
 - г) взаимодействия оксида кальция с водой.
36. Гидроксид натрия имеет названия:
- а) щёлочь натрия, питьевая сода, едкий натр;
 - б) каустическая сода, едкий натр, натронная известь;
 - в) гашёная известь, гидроксид натрия, каустик;
 - г) едкий натр, негашёная известь, известняк.
37. Укажите все правильные утверждения:
- а) временная жёсткость воды обусловлена наличием в ней карбоната кальция;
 - б) постоянную жёсткость воды можно устранить кипячением;
 - в) растворимость в воде гидроксида кальция выше, чем гидроксида магния;
 - г) окислительная способность ионов кальция выше, чем ионов калия.

38. В реакции с водой алюминия, очищенного от оксидной плёнки, образуется:

- а) $\text{Al}(\text{OH})_3$ и H_2 ;
- б) NaAlO_2 и H_2 ;
- в) NaH_2AlO_3 и H_2 ;
- г) $\text{Na}_3 [\text{Al}(\text{OH})_6]$ и H_2 .

39. Гидроксид алюминия и алюминий взаимодействуют с:

- а) соляной кислотой и гидроксидом натрия (раствор);
- б) хлоридом натрия и хлором;
- в) серной кислотой и водой;
- г) азотной кислотой (на холоде, конц.) и соляной кислотой.

40. Выберите верное утверждение:

- а) концентрированная серная кислота и азотная кислота на холоде не действуют на алюминий;
- б) концентрированная азотная кислота на холоде при действии на алюминий выделяет водород;
- в) разбавленная серная кислота при любой температуре не реагирует с алюминием;
- г) концентрированная серная кислота на холоде при действии на алюминий выделяет водород.

41. Амфотерные свойства Al_2O_3 проявляются в том, что он взаимодействует с:

- а) растворами и расплавами щелочей;
- б) концентрированными и разбавленными сильными кислотами;
- в) сильными кислотами, растворами и расплавами щелочей;
- г) растворами слабых кислот.

42. Укажите вещества, которые образуются при растворении в воде продукта сплавления алюминия с серой:

- а) водород и оксид алюминия;
- б) оксид серы(IV) и гидроксид алюминия;
- в) сульфит алюминия;
- г) сероводород и гидроксид алюминия.

43. Электронная конфигурация иона алюминия:

- а) $1s^2 2s^2 2p^5$;
- б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$;
- в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$;
- г) $1s^2 2s^2 2p^6$.

44. Для осуществления превращения по схеме $\text{K} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KHCO}_3$ необходимо последовательно использовать вещества, формулы которых:

- а) H_2O , Na_2CO_3 , LiHCO_3 ;
- б) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, CaCO_3 , KNO_3 ;
- в) H_2O , CO_2 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$;
- г) H_2O , CO_2 и H_2O , KOH .

45. Для осуществления превращения по схеме $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] \rightarrow \text{AlCl}_3$ необходимо последовательно использовать вещества, формулы которых:

- а) NaOH , NaOH , NaCl ;
- б) NaOH , KOH , HCl ;
- в) KOH , KCl , HCl ;
- г) H_2O , KOH , ZnCl_2 .

Ответы: 1 – г; 2 – а; 3 – в; 4 – г; 5 – в; 6 – а; 7 – г; 8 – а; 9 – б; 10 – г; 11 – г; 12 – б; 13 – в; 14 – а; 15 – в; 16 – в; 17 – б; 18 – б; 19 – б; 20 – г; 21 – в; 22 – в; 23 – б; 24 – а; 25 – г; 26 – г; 27 – а; 28 – б; 29 – в; 30 – б; 31 – в; 32 – в; 33 – а; 34 – г; 35 – а; 36 – б; 37 – г; 38 – а; 39 – а; 40 – а; 41 – в; 42 – г; 43 – г; 44 – в; 45 – б.

Часть II

1. Установите соответствие между электронными конфигурациями атомов и символами соответствующих им металлов. Ответ запишите в виде сочетания букв и цифр, соблюдая последовательность первого столбца, например а1, б2, в2, г5:

а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	1) Ca
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$	2) K
в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$	3) Fe
г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$	4) Ga
	5) Sr
	6) Cr

2. Укажите соответствие между формулами соединений металлов и соответствующими им свойствами:

а) CaO , Al_2O_3 , Na_2O	1) основные, кислотные, амфотерные
б) KOH , Mn_2O_7 , $\text{Al}(\text{OH})_3$	2) амфотерные, основные, амфотерные
в) ZnO , MgO , $\text{Cr}(\text{OH})_3$	3) кислотные, амфотерные, основные
г) NaOH , Na_2O_2 , $\text{Al}(\text{OH})_3$	4) основные, амфотерные, основные
	5) основные, основные, амфотерные
	6) амфотерные, кислотные, основные

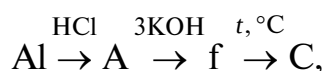
3. Укажите последовательность цифр, соответствующих полному правильному ответу. Оксид алюминия:

- а) хорошо растворяется в воде;
- б) растворяется в кислотах и щелочах;
- в) в природе встречается в составе боксита;
- г) является исходным веществом для получения алюминия;
- д) образуется в реакции алюминия с водой;
- е) обладает химическими свойствами, аналогичными свойствам оксида кальция.

4. Укажите последовательность цифр, соответствующих полному правильному ответу. Щелочные металлы:

- а) являются s-элементами;
- б) в реакциях проявляют окислительные свойства;
- в) образуют соединения, которые обладают кислотными свойствами;
- г) при взаимодействии с водой образуют щёлочи;
- д) имеют однозарядные катионы;
- е) получают электролизом расплавов солей или гидроксидов.

5. Определите массу вещества С, полученного в результате последовательного ряда превращений:



если известно, что взята навеска технического алюминия массой 255 г, где массовая доля примесей равна 0,2.

6. Укажите молярную массу вещества X в цепочке следующих превращений: $\text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{Al}$.

Ответы: 1 – а2, б6, в4, г5; 2 – а4, б1, в2, г5; 3 – б, в, г; 4 – а, г, д, е; 5 – 385; 6 – 102.

ЗАДАЧИ

1. Смесь алюминия и кальция массой 18,8 г прокалили без доступа воздуха с избытком порошка графита. Продукт реакции обработали раствором соляной кислоты, при этом выделилось 11,2 дм³ газа (н. у.) Определите массовую долю алюминия в смеси (в процентах).

Ответ: 57,44 %.

2. В реакции неизвестного щелочного металла массой 16,56 г с серой образовалось 28,08 г сульфида. Назовите неизвестный металл.

Ответ: натрий.

3. В реакции с водой сплава натрия и калия массой 17,0 г выделилось 6,72 дм³ водорода (н. у.). Установите молярное соотношение между натрием и калием в сплаве.

Ответ: 2 : 3.

4. Неизвестный щелочноземельный металл массой 6,165 г прореагировал при повышенной температуре с водородом. Образовавшееся вещество растворили в 100 г воды, а затем непрореагировавшую воду выпарили. Масса сухого остатка 7,695 г. Назовите металл.

Ответ: барий.

5. При частичном разложении 59,2 г нитрата магния образовалось 37,6 г сухого остатка. Определите массовую долю разложившейся соли (в процентах).

Ответ: 50 %.

6. При действии соляной кислоты на смесь магния и карбоната магния выделилось 20,16 дм³ смеси газов (н. у.). После сжигания газа и конденсации водяных паров объём газов уменьшился до 11,2 дм³ (н. у.). Определите массовую долю магния как элемента в смеси (в процентах).

Ответ: 41,86 %.

7. Вычислите объём газа (н. у.), который выделится при взаимодействии алюминия массой 4,05 г с раствором гидроксида калия массой 105 г с массовой долей щелочи 40 %.

Ответ: 50,4 дм³.

8. При растворении смеси алюминиевых и железных опилок массой 13,9 г в растворе соляной кислоты выделилось 7,84 дм³ водорода (н. у.). Вычислите массу алюминия в смеси.

Ответ: 2,7 г.

9. Определите, в каком массовом соотношении следует взять две навески алюминиевых стружек, чтобы при внесении одной в раствор щелочи, а другой – в раствор соляной кислоты выделились равные объёмы газов.

Ответ: 1 : 1.

6. МЕТАЛЛЫ ГРУПП В

Металлы групп В, их положение в Периодической системе. Особенности электронного строения атомов. Характерные физические и химические свойства на примере железа, хрома, марганца, меди и цинка. Применение металлов.

Характер изменения свойств металлов по группам и периодам Периодической системы. Зависимость свойств металлов и их соединений от электронного строения атома и степени окисления в соединениях. Получение металлов.

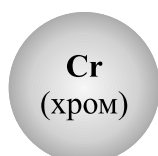
ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА МЕТАЛЛОВ ГРУПП В

Элементы групп В относятся к так называемым *d*-элементам, т. е. элементам, у которых заполняются *d*-орбитали предвнешнего энергетического уровня. На внешнем уровне у них содержится 1–2 электрона, поэтому по физическим и основным химическим свойствам они относятся к металлам. Характер соединений часто разнопланов.

Строение атомов	Валентные электроны	Степени окисления
${}_{24}\text{Cr } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$	$3d^5 4s^1$	+2, +3, +6
${}_{25}\text{Mn } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$	$3d^5 4s^2$	+2, +4, +6, +7
${}_{26}\text{Fe } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$	$3d^6 4s^2$	+2, +3, +6
${}_{29}\text{Cu } s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$	$3d^{10} 4s^1$	+1, +2
${}_{30}\text{Zn } s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$	$3d^{10} 4s^2$	+2

Металлы групп В используют для образования связей одновременно *d*-электроны предвнешнего энергетического уровня и *s*-электроны внешнего энергетического уровня.

ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА



Тугоплавкий ($T_{\text{пл}} = 1875\text{ }^{\circ}\text{C}$) и тяжелый (плотность $4,19\text{ г/см}^3$) металл. Блестящий, серебристый, самый твёрдый металл, обладает повышенной хрупкостью.



Серебристо-белый металл, $T_{\text{пл}} = 1224\text{ }^{\circ}\text{C}$, пластичный, плотность $7,4\text{ г/см}^3$.



Серебристо-белый металл, $T_{\text{пл}} = 1539\text{ }^{\circ}\text{C}$, плотность $7,87\text{ г/см}^3$. Пластичный, ковкий, легко намагничивается и размагничивается, образует углеродистые сплавы: чугуны и сталь.



Золотисто-розовый высокопластичный металл с повышенной тепло- и электропроводностью, $T_{\text{пл}} = 1083\text{ }^{\circ}\text{C}$, плотность $9,0\text{ г/см}^3$.



Серебристо-серый металл за счет наличия на поверхности оксидной пленки. Легкоплавкий ($T_{\text{пл}} = 419\text{ }^{\circ}\text{C}$), плотность $7,1\text{ г/см}^3$. Соединения обладают амфотерными свойствами.

Металлы групп В характеризуются более высокими температурами плавления ($\text{Fe} - 1539\text{ }^{\circ}\text{C}$, $\text{Cr} - 1875\text{ }^{\circ}\text{C}$, $\text{Cu} - 1083\text{ }^{\circ}\text{C}$, $\text{W} - 3400\text{ }^{\circ}\text{C}$) и кипения. Такие свойства d -элементов, как твердость, высокие температуры плавления и кипения, объясняются металлическими связями. Прочность этой связи обусловлена использованием на образование химической связи электронов как внешнего, так и предвнешнего энергетических уровней.

Элементы-металлы и их соединения обладают рядом характерных свойств: переменным состоянием окисления, способностью к образованию комплексных ионов и окрашенных соединений.

Если металлы расположить в ряд в порядке уменьшения их условной способности отдавать электроны в водных растворах, то мы получим электрохимический ряд напряжений металлов:

$\text{Li}, \text{K}, \text{Ba}, \text{Na}, \text{Mg}, \text{Al}, \text{Mn}, \text{Cr}, \text{Fe}, \text{Co}, \text{Ni}, \text{Sn}, \text{Pb} (\text{H}_2), \text{Bi}, \text{Cu}, \text{Hg}, \text{Ag}, \text{Pt}, \text{Au}.$

Соединения металлов групп В проявляют основные (FeO , CuO , CrO , MnO), амфотерные (Fe_2O_3 , Cr_2O_3) и кислотные (CrO_3 , MnO_3 , Mn_2O_7) свойства в зависимости от степени окисления металлов в соединениях.

Получение металлов из соединений сводится к восстановлению их ионов при помощи электрического тока (электролиз растворов и расплавов), водорода, оксида углерода(II), углерода (кокс), металлотермии: $\text{Me}^{+n} + n\bar{e} = \text{Me}^0$.

Железо

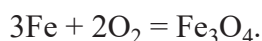
Железо – представитель *d*-элементов. Электронная конфигурация атома железа $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$. В химических соединениях железо проявляет степени окисления +2, +3, +6.

Природное железо состоит из четырех стабильных изотопов с массовыми числами 54, 56, 57, 58.

Железо – блестящий серебристо-белый металл, плотность 7,87 г/см³, температура плавления 1539 °С. Обладает хорошей пластичностью, ковкостью, легко намагничивается и размагничивается.

Реакции железа с простыми веществами

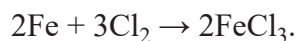
1. Накалённая железная проволока ярко горит в кислороде, образуя окалину (Fe_2O_3 , FeO):



2. На воздухе в присутствии влаги железо ржавеет:



3. С галогенами железо образует галогениды железа(III):

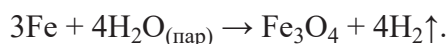


4. При слабом нагревании железо взаимодействует с серой, а при высокой температуре с углеродом, кремнием, фосфором:



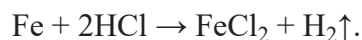
Реакции железа со сложными веществами

1. При высокой температуре железо реагирует с парами воды:



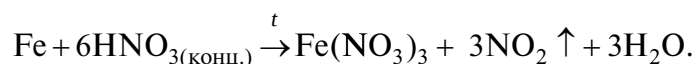
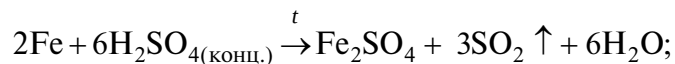
2. Реакции с кислотами.

В разбавленных соляной и серной кислотах железо растворяется с образованием солей железа(II):

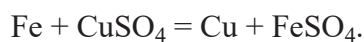


Растворяется железо и в разбавленной азотной кислоте с образованием соли железа(III), воды и продуктов восстановления азота.

Концентрированные серная и азотная кислоты пассивируют железо на холоде, но растворяют его только при нагревании:



3. Из растворов солей железо вытесняет металлы, расположенные правее его в электрохимическом ряду напряжений металлов:



Железо по распространенности в природе является вторым металлом после алюминия. Общее содержание его в земной коре составляет 5,1 %. Оно входит в состав многих минералов. Важнейшими железными рудами являются: магнитный железняк ($\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO})$) и красный железняк (Fe_2O_3).

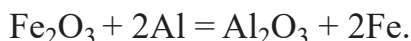
В промышленности железо получают из железных руд восстановлением углеродом(коксом) и оксидом углерода(II) в доменных печах. В этом случае получают не чистое железо, а его сплав с углеродом, марганцем, серой, фосфором и кремнием, т. е. чугун.

Восстановление железа происходит последовательно:



В дальнейшем в процессе удаления избытка углерода, серы, фосфора и других веществ в результате их окисления из чугуна получают различные марки стали.

В небольших количествах железо получают способом алюминотермии:

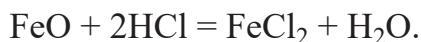


Сталь и чугун применяют практически во всех областях промышленности, а также в быту.

Соединения железа

Оксид железа(II) (FeO) – черное кристаллическое вещество. В химических реакциях проявляет свойства основного оксида.

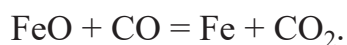
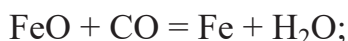
Взаимодействует с кислотами, образуя соли железа(II):



Окисляется кислородом:

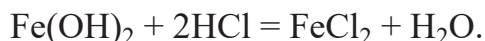


Восстанавливается водородом, углеродом:

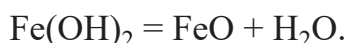


Гидроксид железа(II) (Fe(OH)_2) также проявляет основные свойства.

Взаимодействует с кислотами, образуя соли железа(II):



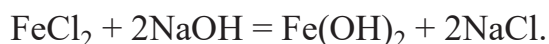
При нагревании разлагается:



В присутствии воздуха свежеприготовленный Fe(OH)_2 (осадок белого цвета) быстро превращается в железо(III) гидроксид (осадок бурого цвета):



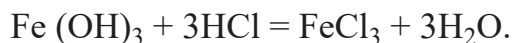
Получают железо(II) гидроксид из солей железа(II) в реакции со щелочами:



Оксид железа(III) (Fe_2O_3) проявляет амфотерные свойства. В реакциях с кислотами образует соли железа(III), восстанавливается водородом, железом, оксидом углерода(II).

Гидроксид железа(III) (Fe(OH)_3) проявляет более слабые основные свойства, чем гидроксид железа(II). Он обладает амфотерными свойствами.

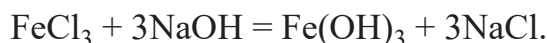
Взаимодействует с кислотами:



При нагревании способен растворяться в щелочах с образованием комплексной соли:



Гидроксид железа(III) получают из солей железа(III) в реакции со щелочами:

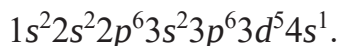


Желтая кровяная соль ($\text{K}_4[\text{Fe(CN)}_6]$) и красная кровяная соль ($\text{K}_3[\text{Fe(CN)}_6]$) являются реактивами для качественного определения ионов Fe^{3+} , Fe^{2+} соответственно.

Известно небольшое число соединений железа(VI), например калия феррат (K_2FeO_4), бария феррат (BaFeO_4).

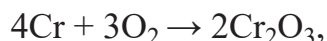
Хром

Хром – 3d-элемент. Электронная конфигурация атома хрома

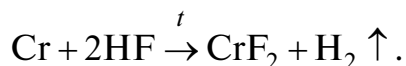


Хром может проявлять в соединениях различные степени окисления: от +1 до +6, из них наиболее устойчивы соединения хрома со степенью окисления +2, +3, +6.

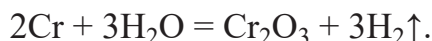
При высоких температурах хром горит в кислороде с образованием Cr_2O_3 :



а также реагирует с галогенами, серой, азотом, фосфором, углеродом, кремнием, галогеноводородами:



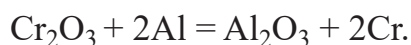
Расплавленный хром реагирует с парами воды при очень высокой температуре:



Хром пассивируется холодными концентрированными серной и азотной кислотами. Но при сильном нагревании эти кислоты растворяют хром так же, как и железо.

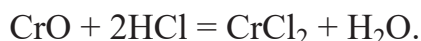
При комнатной температуре хром растворяется в разбавленных серной и соляной кислотах, образуя соли хрома(II).

Металлический хром получают восстановлением оксида хрома(III) алюминием при нагревании:



Соединения хрома

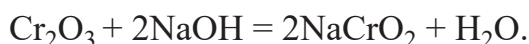
Оксид хрома(II) (CrO) – нерастворимый в воде чёрный порошок – основной оксид, реагирует с кислотами:



Оксид хрома(II) – сильный восстановитель, он окисляется на воздухе и превращается в более устойчивый оксид хрома(III).

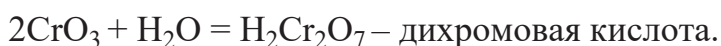
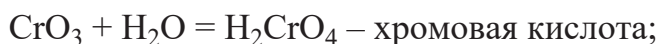
Оксид хрома(III) (Cr₂O₃) – устойчивое твёрдое вещество (порошок) тёмно-зеленого цвета, проявляет амфотерные свойства.

При высокой температуре (сплавление) реагирует со щелочами с образованием хромитов:

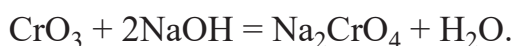


Cr₂O₃ при обычных условиях плохо растворяется в кислотах, не растворяется в воде, термически устойчив.

Оксид хрома(VI) (CrO₃) – тёмно-красное кристаллическое вещество, имеет кислотный характер. Растворяется в воде:



Взаимодействует с основаниями:

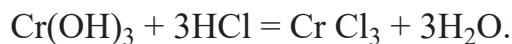


Гидроксид хрома(II) (Cr(OH)₂) проявляет основные свойства.

Гидроксид хрома(III) (Cr(OH)₃) имеет серо-зелёный цвет. Это амфотерный гидроксид. В щелочной среде проявляет кислотные свойства:



В кислотной среде проявляет основные свойства:



Гидроксид хрома(VI) (H₂CrO₄) – хромовая кислота. Проявляет кислотные свойства.

Металлический хром применяется для антикоррозионного покрытия металлов, получения сплавов. Соединения хрома применяются в качестве красителей, окислителей в лабораторной практике.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Составьте уравнения возможных химических реакций железа со следующими веществами: кислород, хлор, медь, сульфат меди(II), гидроксид натрия, соляная кислота.

2. Составьте план разделения смеси, состоящей из железа, меди и цинка. Если вы используете химические реакции, составьте их уравнения.

3. Составьте электронно-графические формулы хрома и марганца, а также формулы высших оксидов этих элементов. Соответствует ли высшая степень окисления атомов этих элементов номерам групп, в которых они находятся?

4. Какие свойства придает стальным изделиям насыщение их поверхности: а) алюминием (алитирование); б) хромом (хромирование); в) кремнием (силицирование); г) азотом (азотирование)?

5. Объясните и подтвердите уравнениями химических реакций зависимость характера оксидов и гидроксидов хрома от степени окисления его атомов в соединениях.

6. Имеются одинаковые по размеру пластинки: стальная, медная, алюминиевая, серебряная, хромовая. Используя знания химических свойств этих металлов, предложите план их распознавания.

7. Рассчитайте молярную концентрацию катионов в растворе хлорида меди(II) объемом 2 дм³ с молярной концентрацией 0,01 моль/дм³ на момент, когда по первой ступени гидролизует 62 % соли.

8. Составьте уравнения химических реакций и укажите условия, при которыми возможно последовательно осуществить следующие превращения: $\text{Cu} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$.

9. Составьте цепочку химических превращений соединений железа, химические реакции которой можно осуществить при помощи реактивов: HCl, NaOH (раствор), нагревание, C.

10. Предложите план распознавания растворов следующих соединений металлов групп В: сульфат железа(II), сульфат меди(II), сульфат железа(III), сульфат цинка.

11. Составьте цепочку химических превращений соединений хрома, химические реакции которой можно осуществить при помощи реактивов: Cl₂, NaOH (изб.), Zn, NaOH, нагревание, H₂ или Al.

12. Составьте уравнение химической реакции по схеме $\text{FeS}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe(NO}_3)_3 + \text{SO}_2 + \text{NO}_2 + \dots$. Укажите окислитель и восстановитель.

13. В раствор сульфата меди (II) погрузили серебряную и железную пластинки. Через некоторое время их вынули, просушили и взвесили. Масса какой из пластинок изменилась? Как?

14. В каком соотношении по массе следует внести ртуть в пробирки с разбавленной азотной кислотой и концентрированной серной кислотой, чтобы выделились в обоих случаях одинаковые объёмы газов?

ТЕСТ

Часть I

1. К элементам групп В относят элементы, у атомов которых:
 - а) полностью заполнен s -подуровень;
 - б) достраивается d -подуровень, после того как s -орбиталь их внешнего энергетического уровня заполнена;
 - в) полностью заполнен f -подуровень;
 - г) достраивается валентными электронами p -подуровень.
2. Железо и хром относят к:
 - а) s -элементам;
 - б) p -элементам;
 - в) d -элементам;
 - г) f -элементам.
3. Число протонов в ядре нуклида ^{56}Fe :
 - а) 56;
 - б) 30;
 - в) 26;
 - г) 28.
4. По убыванию числа электронов на внешнем энергетическом уровне атомов металлы расположены в ряду:
 - а) Pb, Ca, Al;
 - б) Cu, Al, Na;
 - в) Mn, K, Ba;
 - г) Sn, Al, Mg.
5. Высшая степень окисления элемента с электронной конфигурацией атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$ равна:
 - а) +2;
 - б) +5;
 - в) +3;
 - г) +7.
6. Число валентных электронов для атома элемента с электронной конфигурацией $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ равно:
 - а) 2;
 - б) 4;
 - в) 5;
 - г) 6.
7. В контакте с медью реакция цинка с серной кислотой:
 - а) ускоряется;
 - б) замедляется;
 - в) протекает так же, как и вне контакта с медью;
 - г) сначала ускоряется, затем резко замедляется.
8. В контакте с магнием реакция цинка с серной кислотой:
 - а) ускоряется;
 - б) замедляется;
 - в) проходит так же, как и вне контакта с магнием;
 - г) сначала ускоряется, затем резко замедляется.

а) меди; в) золота;
б) железа; г) бария?

а) железо; в) медь;
б) ртуть; г) хром.

а) ZnO и FeO ; в) BeO и MnO_2 ;
б) CaO и Mn_2O_7 ; г) $\text{Al}(\text{OH})_3$ и $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

а) Cr_2O_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$; в) CrO , $\text{Cr}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$;
б) CrO_3 , FeO , $\text{Fe}(\text{OH})_2$; г) $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, FeO , CrO_3 .

а) выделение водорода; в) отсутствие взаимодействия;
б) выделение сероводорода; г) выделения оксида серы(IV).

a) 77,77; в) 70,00;
б) 72,41; г) 50,00.

г) для металлов с переменной валентностью с увеличением степени окисления металла ослабевает кислотный характер соответствующих оксидов и гидроксидов.

a) Cl_2 , NaOH; в) HCl, NaOH;
б) CuCl_2 , NaOH(раствор); г) NaCl, NaOH.

a) 22,46; в) 44,82;
б) 36,64; г) 60,48.

а) принадлежности к d -элементам;
б) того, что он самый твердый металл;
в) образования на поверхности плотной пленки оксида металла;
г) того, что имеет пять изотопов.

а) К и Mg; в) Са и Ag;
б) Al и Na; г) Al и Cr.

б) железо в соединениях может проявлять степени окисления +2, +3, +6;
в) при нагревании железо реагирует с фосфором и углеродом;
г) в реакции железа с концентрированной азотной кислотой при нагревании образуется соль железа(III).

a) 4; в) 2;
б) 3; г) 1.

a) +2; в) +3;
б) +5; г) +4.

а) Al_2O_3 и FeO ; в) BeO и MnO ;
б) ZnO и Mn_2O_7 ; г) Al_2O_3 и $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

а) 1) NaOH, O₂, Cl₂; 2) CuO, O₂, Cl₂;
 б) 1) Na, H₂; 2) Cu(OH)₂, H₂;
 в) 1) NaOH, H₂, Cl₂; 2) Cu, O₂, H₂;
 г) 1) NaOH, H₂, Cl₂; 2) Cu, Cl₂.

а) 1:1; в) 2:3;
б) 3:2; г) 1:3?

26. Продукты термического разложения нитрата меди(II):
а) CuO, NO₂, O₂; в) Cu, NO₂, O₂;
б) CuO, NO, O₂; г) Cu(NO₃)₂, NO₂, O₂.

27. Сумма коэффициентов в уравнении реакции превращения свежеполученного гидроксида железа(II) в гидроксид железа(III) на воздухе равна:
а) 10; в) 9;
б) 11; г) 7.

28. Для полного перевода в раствор образца сплава, состоящего из алюминия, железа и меди, следует использовать разбавленный раствор кислоты:
а) уксусной; в) соляной;
б) серной; г) азотной.

29. Реакция гидроксида хрома(III): возможна с обоими веществами ряда:
а) HCl и NaCl; в) H₂SO₄ и KHSO₃;
б) NaOH и Zn(OH)₂; г) HCl и NaOH.

30. Соединение железа(II) можно получить в реакции:
 $\text{†}) \text{Fe} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t};$ в) $\text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{t};$
 $\text{↯}) \text{FeS}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{t};$ г) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow .$

31. При растворении гидроксида хрома(III) в избытке раствора гидроксида натрия образуется:
а) NaCrO₂; в) Na₂CrO₂;
б) Na₃[Cr(OH)₆]; г) Cr₃O₃.

32. Одновременно не могут находиться в растворе все ионы ряда:
 $\text{†}) \text{Cr}^{2+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Cl}^-, \text{OH}^-;$ в) $\text{Cr}^{3+}, \text{Cu}^{2+}, \text{SO}_4^{2-}, \text{NO}_3^-;$
 $\text{↯}) \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Cl}^-, \text{NO}_3^-;$ г) $\text{Fe}^{3+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Br}^-, \text{SO}_4^{2-}.$

33. Возможна реакция гидроксида железа(III) с каждым из веществ следующей пары:
а) HCl и Na₂SO₄; в) H₂SO₄ и NaCl;
б) KOH и Cu(OH)₂; г) HCl и NaOH.

34. Гидроксид железа(III) образуется в результате взаимодействия веществ:

- а) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и H_2O_2 ; в) Fe и H_2O ;
б) Fe_2O_3 и H_2O ; г) Fe_3O_4 и H_2 .

35. Из раствора хлорида хрома(III) одновременно выпадает осадок и выделяется газ после добавления:

- а) Fe ; в) Na_2S ;
б) CaCO_3 ; г) H_3PO_4 .

36. Формулы возможного вещества А в схеме превращений $\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{A} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$ записаны в ряду:

- а) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ или $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; в) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ или FeCl_3 ;
б) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ или Fe ; г) FeCl_3 или Fe_2O_3 .

37. В химических реакциях атомы металлов:

- а) обычно окисляются до катионов;
б) всегда проявляют окислительные свойства;
в) не участвуют в окислительно-восстановительных процессах;
г) всегда восстанавливаются до анионов.

38. Укажите пару формул тех веществ, которые взаимодействуют и с магнием, и с железом при н. у.:

- а) H_2O и KOH (раствор); в) S и N_2 ;
б) O_2 и CaO ; г) FeCl_3 и HCl .

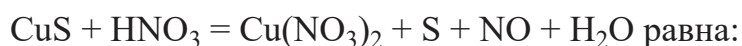
39. Сместить химическое равновесие гидролиза сульфата железа(II) вправо возможно, если:

- а) разбавить раствор, добавить серную кислоту;
б) добавить в раствор серную кислоту, охладить раствор;
в) добавить в раствор гидроксид натрия, разбавить раствор;
г) добавить в раствор сульфата железа(II), нагреть раствор.

40. KMnO_4 восстанавливается: 1) в нейтральной среде; 2) в щелочной среде; 3) в кислой среде до:

- а) 1) Mn^{2+} , 2) MnO , 3) Mn^{4+} ;
б) 1) MnO_2 , 2) MnO , 3) Mn^{2+} ;
в) 1) Mn^{2-} ; 2) MnO_2 , 3) MnO_4^{2-} ;
г) 1) MnO_2 ; 2) MnO_4^{2-} , 3) Mn^{2+} .

41. Сумма коэффициентов перед кислородсодержащими веществами молекулярного строения в уравнении реакции



- а) 12; в) 23
б) 14; г) 25.

a) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{OH})_6]$; б) AgNO_3 ;
в) $\text{K}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; г) NH_3 .

а) AgNO_2 и FeO ; в) Ag и FeO ;
б) Ag_2O и Fe_2O_3 ; г) Ag и Fe_2O_3 .
д) протекает без изменения степеней окисления атомов

а) восстановления анионов; в) восстановления катионов;
б) окисления катионов; г) окисления анионов.

а) $\text{Fe}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Fe}^0$; $\text{I}^- - e \rightarrow \text{I}^0$;
 б) $\text{Fe}^{3+} + 3e \rightarrow \text{Fe}^0$; $\text{Cu}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Cu}^0$;
 в) $\text{Ag}^+ + e \rightarrow \text{Ag}^0$; $\text{S}^{2-} - 2e \rightarrow \text{S}^0$;
 г) $2\text{O}^{2-} - 4e \rightarrow \text{O}_2$; $\text{Br}^- - e \rightarrow \text{Br}^0$.

Часть II

а) Mn_2O_7 , CuO	1) основной , кислотный
б) Cr_2O_3 , CrO_3	2) основной, основной
в) FeO , Fe_2O_3	3) кислотный основной
г) MnO , FeO_3	4) амфотерный основной
	5) амфотерный кислотный
	6) основной, амфотерный

a) $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow$	1) FeCl_2 ,
б) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HCl}_{(\text{изб.})} \rightarrow$	2) FeCl_3
в) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 2\text{HCl} \rightarrow$	3) FeOHCl
г) $\text{FeO} + \text{HCl} \rightarrow$	4) $\text{Fe}(\text{OH})_2$
	5) $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$
	6) FeOHCl_2

3. Укажите последовательность цифр, соответствующих полному правильному ответу:

- а) коррозия железа усиливается при контакте с цинком;
- б) в реакциях с галогенами хром образует соединения со степенью окисления +3;
- в) восстановительные свойства металлов групп В выражены более, чем щелочных;
- г) металлы групп В получают только электролизом;
- д) массовая доля примесей в чугуна больше, чем в сталях;
- е) коррозия железа усиливается при контакте с медью.

4. Железо, так же как алюминий и хром:

- а) является s-элементом;
- б) в реакциях проявляет окислительные свойства;
- в) образует оксид со степенью окисления +3;
- г) способно образовывать соединения со степенью окисления +6;
- д) образует амфотерные соединения;
- е) пассивируется холодными концентрированными азотной и серной кислотами.

5. Укажите сумму молярных масс веществ, при взаимодействии с которыми возможно последовательно осуществить превращения: $\text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}_3[\text{Fe}(\text{OH})_6]$.

6. Укажите в соответствующем порядке формулы веществ, при взаимодействии с которыми возможно последовательно осуществить следующие превращения, или условия осуществления процесса: $\text{FeCl}_2 \rightarrow \text{A} \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{C} \rightarrow \text{D} \rightarrow \text{Fe}$:

- а) O_2 и H_2O ;
- б) NaOH ;
- в) нагревание,
- г) CO .

Ответы: 1 – а3, б5, в6, г1; 2 – а2, б1, в6, г3; 3 – в, д, е; 4 – в, г, д, е; 5 – 127; 6 – б, а, в, г.

ЗАДАЧИ

1. Определите формулу кристаллогидрата нитрата меди(II), зная, что массовая доля кислорода в кристаллогидрате равна 59,5 %.

Ответ: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.

2. При обработке холодной азотной кислотой смеси меди и алюминия массой 3 г выделяется такой же объем газа, как и при действии соляной кислоты на такую же массу смеси. Определите массовую долю алюминия в смеси.

Ответ: 36 %.

3. Железную пластинку массой 10 г некоторое время выдержали в растворе массой 312,5 г с массовой долей сульфата меди(II) 15 %, после чего масса пластинки стала равной 11,6 г. Определите массовую долю сульфата меди после реакции.

Ответ: 4,78 г.

4. В 500 см³ раствора содержится железа сульфат(III) массой 14 г. Вычислите молярную концентрацию ионов железа в растворе.

Ответ: 0,14 моль/л.

5. Для полного хлорирования смеси железа и меди массой 3 г израсходовано 1,12 дм³ хлора (н. у.). Определите, сколько по массе (в граммах) серной кислоты с массовой долей 83,3 % потребовалось для реакции на холоде с 3 г аналогичной смеси металлов.

Ответ: 10 г.

6. Железную пластинку массой 25 г некоторое время выдержали в растворе медь(II) сульфата. Затем пластинку вынули из раствора, просушили и взвесили. При этом ее масса стала равна 27 г. Определите, сколько атомов железа перешло в раствор соли.

Ответ: $1,5 \cdot 10^{23}$.

7. К смеси железа и сульфида железа(II) прибавили избыток соляной кислоты и собрали смесь газов, в которой объемная доля газа из реакции железа на 20 % больше, чем из другой реакции, а общее число молекул газа равно $6,02 \cdot 10^{23}$. Определите массовую долю металла в исходной смеси.

Ответ: 44,8 %.

8. При взаимодействии 72,8 г смеси неизвестного металла, проявляющего в соединениях степень окисления +2, и его карбоната с соляной кислотой выделилось 8,96 дм³ газов (н.у.). После сжигания смеси газов и конденсации водяных паров объем газов уменьшился до 6,72 дм³. Укажите металл

Ответ: барий.

9. При взаимодействии металла и его карбоната с избытком соляной кислоты образовалась газовая смесь плотностью 0,839 г/дм³ (н. у.). Определите металл, если он проявляет в соединениях степень окисления +2, а массы металла и его карбоната относятся как 1 : 1,38.

Ответ: железо.

ПРИЛОЖЕНИЯ

1. ТРИВИАЛЬНЫЕ НАЗВАНИЯ ВЕЩЕСТВ И СМЕСЕЙ

Индивидуальные вещества

Название	Формула	Название	Формула
Аммонийная (аммиачная) селитра	NH_4NO_3	Мочевина	$(\text{NH}_2)_2\text{CO}$
Бертолетова соль	KClO_3	Нашатырь	NH_4Cl
Веселящий газ	N_2O	Негашеная известь	CaO
Гашеная известь	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Питьевая сода	NaHCO_3
Глауберова соль	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	Поваренная соль	NaCl
Глинозем	Al_2O_3	Поташ	K_2CO_3
Едкий натр	NaOH	Сернистый газ	SO_2
Едкое кали	KOH	Сода	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
Железный купорос	$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	Сухой лед	$\text{CO}_2(\text{тв.})$
Жженая магнезия	MgO	Титановые белила	TiO_2
Известковая селитра	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$	Углекислый газ	CO_2
Индийская селитра	KNO_3	Угарный газ	CO
Кальцинированная сода	Na_2CO_3	Цинковые белила	ZnO
Карборунд	SiC	Калийная соль	KCl
Кремнезем	SiO_2	Чилийская селитра	NaNO_3
Медный купорос	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	Плавиновый шпат	CaCl_2

Смеси веществ

бромная вода – водный раствор брома (содержит HBrO и HBr)
 жидкое стекло – водный раствор силикатов натрия и калия
 известковая вода – насыщенный водный раствор гашёной извести ($\text{Ca}(\text{OH})_2$)
 купоросное масло – техническая концентрированная серная кислота (H_2SO_4)
 нашатырный спирт – концентрированный водный раствор аммиака
 плавиновая кислота – водный раствор HF
 сероводородная вода – водный раствор H_2S
 синильная кислота – водный раствор HCN
 хлорная вода – водный раствор хлора (содержит HClO и HCl)
 царская водка – смесь концентрированной азотной кислоты (HNO_3) и концентрированной соляной кислоты (HCl), взятых в соотношении 1 : 3 по объёму

2. КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ ДЛЯ ОПРЕДЕЛЕНИЯ КАТИОНОВ

Ион	Реактив			
	Na_2CO_3	NaOH	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
Ca^{2+}	$\text{CaCO}_3\downarrow$ (белый)			
Al^{3+}		$\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow$ (белый, слизистый, растворение в изб. $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{Al}(\text{OH})_6$)		
NH_4^+		$\text{NH}_3\uparrow$ (резкий запах)		
Fe^{2+}		$\text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow$ (зеленый)		$\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2\downarrow$ (синий)
Fe^{3+}		$\text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$ (коричневый)	$\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ (синий/лазоре- вый)	
Cu^{2+}		$\text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$ (голубой)		
Na^+	Ионы окрашивают пламя в желтый цвет			
K^+	Ионы окрашивают пламя в фиолетовый цвет			
Ca^{2+}	Ионы окрашивают пламя в красный цвет			
H^+	Лакмус – красный, метилоранж – малиновый, фенолфталеин – малиновый			

3. КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ ДЛЯ ОПРЕДЕЛЕНИЯ АНИОНОВ

Ион	Реактив			
	AgNO_3	BaCl_2	HCl	CaCl_2
F^-				$\text{CaF}_2\downarrow$ (белый)
Cl^- , Br^- , I^-	$\text{AgCl}\downarrow$ (белый) $\text{AgBr}\downarrow$ (желтый) $\text{AgI}\downarrow$ (желтый)			
S^{2-}			$\text{H}_2\text{S}\uparrow$ (запах тухлых яиц)	
SO_3^{2-}			$\text{SO}_2\uparrow$ (резкий запах)	
SO_4^{2-}		$\text{BaSO}_4\downarrow$ (белый)		
PO_4^{3-}	$\text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow$ (желтый)			
CO_3^{2-}			$\text{CO}_2\uparrow$ (без запаха)	
SiO_3^{2-}			$\text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$ (белый, слизистый)	
NO_3^-	$4\text{HNO}_3 + \text{Cu} = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}_2\uparrow$ (бурый)			
OH^-	Лакмус – синий, метилоранж – желтый, фенолфталеин – малиновый			

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

Барковский, Е. В. Неорганическая химия: пособие-репетитор / Е. В. Барковский. – Минск : Аверсэв, 2008. – 412 с.

Врублевский, А. И. Сборник конкурсных задач и упражнений по общей и неорганической химии / А. И. Врублевский. – Минск : Красико-Принт, 2002. – 111 с.

Егоров, А. С. Химия. Пособие-репетитор для поступающих в вузы / А. С. Егоров. – Ростов н/Д : Феникс, 2002. – 766 с.

Лахвич, Ф. Ф. Химия в таблицах и схемах / Ф. Ф. Лахвич, О. М. Травникова. – Минск : Аверсэв, 2012. – 160 с.

Сечко, О. И. Контрольные работы по химии для слушателей подготовительного отделения и подготовительных курсов / О. И. Сечко, Е. Н. Андриянова. – Минск : БГУ, 2012. – 92 с.

Сечко, О. И. Памятка по химии / О. И. Сечко. – 4-е изд. – Ростов н/Д : Феникс, 2016. – 93 с.

Сечко, О. И. Химия в формате ЕГЭ. Общая химия : пособие для абитуриентов / О. И. Сечко. – Ростов/Д : Феникс, 2018. – 94 с.

Сечко, О. И. Химия в формате ЕГЭ. Органическая химия : пособие для абитуриентов / О. И. Сечко. – Ростов н/Д : Феникс, 2017. – 91 с.

Сечко, О. И. Химия в формате ЕГЭ. Химия элементов : пособие для абитуриентов / О. И. Сечко. – Ростов н/Д : Феникс, 2018. – 94 с.

Сечко, О. И. Химия. Дидактические материалы : в 2 ч. / О. И. Сечко. – Минск : БГУ, 2012. Ч. 1 : Общая и неорганическая химия. – 134 с.

Сечко, О. И. Химия. Дидактические материалы : в 2 ч. / О. И. Сечко. – Минск : БГУ, 2013. Ч. 2 : Органическая химия. – 132 с.

Сечко, О. И. Химия: пособие для подготовки к экзамену и централизованному тестированию / О. И. Сечко, Е. И. Шарапа. – Минск : Аверсэв, 2006–2008. – 323 с.

Химия : учеб. пособие для 8 кл. учреждений общ. сред. образования с белорус. и рус. яз. обучения / И. Е. Шиманович [и др.]. – Минск : Нар. асвета, 2018. – 239 с.

Химия : учеб. пособие для 9 кл. учреждений общ. сред. образования с белорус. и рус. яз. обучения / И. Е. Шиманович [и др.]. – Минск : Нар. асвета, 2019. – 213 с.

Химия : учеб. пособие для 10 кл. учреждений общ. сред. образования с белорус. и рус. яз. обучения / И. Е. Шиманович [и др.]. – 2-е изд. – Минск : Адукацыя і выхаванне, 2013. – 296 с.