

Р. К. Ашкеева
Л. М. Тугелбаева
Р. Г. Рыскалиева

Химия элементов в уравнениях реакций

Учебное пособие



Р. К. Ашкеева
Л. М. Тугелбаева
Р. Г. Рыскалиева

ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ В УРАВНЕНИЯХ РЕАКЦИЙ

Учебное пособие

Алматы
«Қазақ университеті»
2017

УДК 542 (075.8)

ББК 24.1 я 73

А 98

*Рекомендовано к изданию Ученым советом
факультета химии и химической технологии
и РИСО КазНУ им. аль-Фараби
(протокол №2 от 3.11.2017)*

Рецензент

доктор химических наук, профессор **С.М. Тажигаева**

Ашкеева Р.К.

А 98 Химия элементов в уравнениях реакций: учеб. пособие /
Р.К. Ашкеева, Л.М. Тугелбаева, Р.Г. Рыскалиева. – Алматы:
Қазақ университеті, 2017. – 172 с.

ISBN 978-601-04-3002-0

Учебное пособие «Химия элементов в уравнениях реакций» по дисциплине «Химия элементов» рекомендовано для семинарских занятий студентам нехимических факультетов.

В данном учебном пособии с помощью химических реакций описаны методы получения и важнейшие свойства химических элементов и их соединений. В основу материала положена Периодическая система Д.И. Менделеева. В пособии рассматривается химия элементов главных подгрупп, затем – химия элементов побочных подгрупп. В каждом разделе приведен теоретический материал, контрольные вопросы для повторения, задачи, упражнения и тесты для самостоятельной работы.

УДК 542 (075.8)

ББК 24.1 я 73

ISBN 978-601-04-3002-0

© Ашкеева Р.К., Тугелбаева Л.М.,
Рыскалиева Р.Г., 2017
© КазНУ им. аль-Фараби, 2017

ВВЕДЕНИЕ

Химия относится к числу естественных наук, изучающих окружающий мир во всем многообразии его различных форм и происходящих в нем явлений. В настоящее время химия в такой степени вошла в жизнь современного человека, что нельзя назвать такую область деятельности, где не использовались бы химические процессы или вещества, полученные с их помощью. Все люди на производстве и в быту, в учебных и медицинских учреждениях используют принципы и методы химии, разнообразные химические вещества, в той или иной степени сталкиваются с новыми препаратами и материалами. Это вызвано научно-техническим прогрессом, который повышает уровень жизни людей. Ошибки в применении этих продуктов могут привести к отрицательным последствиям, нанести ущерб окружающей среде или здоровью каждого из нас. Поэтому химия представляет собой неотъемлемую часть общечеловеческой культуры.

В данном учебном пособии с помощью химических реакций описаны методы получения и свойства химических элементов, простых и сложных неорганических веществ. В основу материала положена Периодическая система Д.И. Менделеева. Рассматривается химия элементов главных подгрупп, затем – химия элементов побочных подгрупп. В каждом разделе приведен теоретический материал, контрольные вопросы для повторения, задачи, упражнения и тесты для самостоятельной работы. Большое внимание уделяется закономерностям протекания процессов в химических системах, установлению связей между составом, строением и свойствами вещества.

ОБЩИЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЭЛЕМЕНТОВ И ПЕРИОДИЧНОСТЬ ИХ ИЗМЕНЕНИЯ

Общими химическими свойствами элементов называют такие свойства, которые проявляются ими во многих соединениях и являются обычными, типичными для них. К числу общих свойств относят металлическость или неметаллическость элемента, его кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства и способность к участию в комплексообразовании.

Понятие о металлической или неметаллической природе элемента является основным, так как оно очень тесно связано со всеми остальными общими химическими понятиями. Количественно металлическость и неметаллическость определяются электроотрицательностью элемента. Чем ниже электроотрицательность, тем больше электроположительность, тем ярче выражены металлические свойства. И наоборот, чем больше электроотрицательность элемента, тем сильнее выражены его неметаллические свойства. Характерные свойства металлов и неметаллов приведены ниже.

Таблица 1

Характерные свойства металлов и неметаллов

Металлы	Неметаллы
Металлический блеск, отсутствие окраски. Пластичность в кристаллическом состоянии. Электрическая проводимость и теплопроводность. В кристаллических солях, солеобразных соединениях и в водных растворах существуют в виде катионов. Образуют сильные или слабые основания.	Отсутствие блеска, наличие окраски. Отсутствие пластичности, хрупкость в кристаллическом состоянии. Электро- и теплоизоляционные свойства. В кристаллических солях, солеобразных соединениях и в водных растворах существуют в виде анионов. Образуют сильные и слабые кислоты.

Общая характеристика элементов-неметаллов

Неметаллы – химические элементы с типично неметаллическими свойствами занимают правый верхний угол Периоди-

ческой системы. Если в Периодической системе провести диагональ от бериллия Be к астату At, то справа вверх по диагонали будут находиться элементы-неметаллы, а слева снизу – металлы, к ним же относятся элементы всех побочных подгрупп, лантаноиды и актиноиды. Элементы, которые расположены вблизи диагонали, например, бериллий Be, алюминий Al, титан Ti, германий Ge, сурьма Sb, обладают двойственным характером и относятся к металлоидам. Элементы-неметаллы: s-элемент – водород; p-элементы 3 группы – бор B; 4 группы – углерод C и кремний Si; 5 группы – азот N, фосфор P и мышьяк As, 6 группы – кислород O, сера S, селен Se и теллур Te и все элементы 7 группы – фтор F, хлор Cl, бром Br, йод I и астат At. Элементы 8 группы – инертные газы (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn), находятся в особом положении: они имеют полностью заверченный внешний электронный слой и занимают промежуточное положение между металлами и неметаллами. Их относят к неметаллам, но формально, по физическим признакам.

Расположение неметаллов в главных подгруппах соответствующих периодов следующее.

Таблица 2

Расположение неметаллов в периодической системе элементов

Группа	III	IV	V	VI	VII	VIII
2-й период	B	C	N	O	F	Ne
3-й период		Si	P	S	Cl	Ar
4-й период			As	Se	Br	Kr
5-й период				Te	I	Xe
6-й период					At	Rn

Так как в периодах постепенно увеличиваются заряды ядер атомов элементов и уменьшаются атомные радиусы, а в группах, в главных подгруппах с увеличением порядкового номера элемента атомные радиусы резко возрастают, то становится понятным, почему атомы неметаллов сильнее притягивают внешние электроны по сравнению с атомами металлов. Атомы всех неметаллов на внешнем валентном электронном уровне имеют 3 – 8 электронов (кроме H – 1e, He – 2e). Этому соответствует большое разнообразие степеней окисления неметаллов в соединениях. Характерной особенностью неметаллов является боль-

шее (по сравнению с металлами) число электронов на внешнем энергетическом уровне их атомов. Это определяет их большую способность к присоединению дополнительных электронов и проявлению высокой окислительной активности. Таким образом, у неметаллов преобладают окислительные свойства, т.е. способность присоединять электроны. Особенно ярко эти свойства преобладают у неметаллов VII и VI групп главных подгрупп 2-го и 3-го периодов. Самый сильный окислитель – фтор F. Окислительные способности неметаллов зависят от численного значения электроотрицательности и увеличиваются в следующем порядке: *Si, B, H, P, C, S, I, N, Cl, O, F*

Неметаллы имеют высокие значения сродства к электрону, большую электроотрицательность и высокий окислительно-восстановительный потенциал. Благодаря высоким значениям энергии ионизации неметаллов, их атомы могут образовывать ковалентные химические связи с атомами других неметаллов и амфотерных элементов. В отличие от преимущественно ионной природы строения соединений типичных металлов, простые неметаллические вещества, а также соединения неметаллов имеют ковалентную природу строения. Кристаллическая решётка может быть молекулярная или атомная. Она определяет физические свойства неметаллов. Они могут быть газообразными, жидкими, твёрдыми, тогда как металлы – все твёрдые вещества (кроме ртути):

- газообразные – H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , F_2
- жидкие – Br_2
- твёрдые – I_2 , At, S, Te, P, As, C, Si и B

Некоторые неметаллы образуют аллотропные модификации, например кислород (O_2 и O_3) и углерод (графит, алмаз, карбин, фуллерены).

Неметаллы имеют разнообразную окраску: фосфор – красную, сера – жёлтую, сажа – чёрную, бром – красно-коричневую; или бесцветны: азот, кислород, водород, в то время как металлы различаются по тону от светло- до тёмно-серого (исключение – золото, медь). Неметаллы не обладают такими свойствами, как ковкость, пластичность, не проводят электрический ток и тепло, не имеют металлического блеска. Причиной различия физических свойств неметаллов и металлов является их различное

строение. Все металлы имеют кристаллическую решётку, а наличие «электронного газа» обуславливает их общие свойства: ковкость, пластичность, электро- и теплопроводность, цвет и блеск.

В природе в молекулярной форме в виде простых веществ встречаются – азот N_2 и кислород O_2 (в воздухе), сера S (в земной коре), но чаще неметаллы находятся в химически связанном виде: это вода и растворенные в ней соли, минералы и горные породы (различные *силикаты*, *алюмосиликаты*, *фосфаты*, *бораты*, *сульфаты* и *карбонаты*). По распространенности в земной коре неметаллы существенно различаются. Наиболее распространёнными являются кислород, кремний и водород (O, Si, H); наиболее редкими – мышьяк, селен, йод, теллур (As, Se, I, Te).

Несмотря на то, что к неметаллам относятся всего около 20% элементов Периодической системы, два из них, кислород O и кремний Si, составляют 76% от массы земной коры. Неметаллы составляют 98,5 % от массы растений и 97,6% от массы человека. Из углерода C, водорода H, кислорода O, серы S, фосфора P и азота N состоят все важнейшие органические вещества, они являются элементами жизни. Водород H и гелий He – основные элементы Вселенной, из них состоят все космические объекты, включая Солнце. Без соединений неметаллов невозможно представить нашу жизнь, особенно если вспомнить, что жизненно важное химическое соединение – вода – состоит из водорода H и кислорода O.

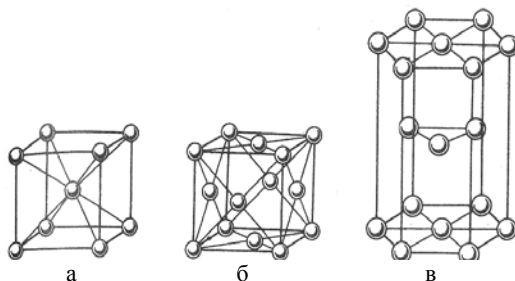
Общая характеристика элементов-металлов

Металлы (более 80% от всех элементов) в Периодической системе элементов занимают левый нижний угол, т.е. это s-элементы I и II групп, все d- и f-элементы, а также р-элементы главных подгрупп: III (кроме бора B), IV (германий Ge, олово Sn, свинец Pb), V (сурьма Sb, висмут Bi) и VI (полоний Po).

Объединяет металлы важная особенность строения их атомов: наличие малого количества электронов (обычно 1 – 3) на внешнем энергетическом уровне. Следствием этого являются низкие значения потенциалов ионизации, т.е. легкость отрыва электрона от атома. Поэтому общим химическим свойством ме-

таллов является их *восстановительная способность*. Возможность отрыва электронов и их делокализация обуславливает возникновение металлической связи.

Металлы имеют кристаллическую структуру, и для них характерно три типа кристаллических решеток – кубическая объемно центрированная (а), кубическая гранецентрированная (б) и гексагональная (в):



Они являются плотноупакованными структурами. Электроны, осуществляющие металлическую связь, принадлежат не двум отдельным атомам, а свободно перемещаются по всему кристаллу.

Характерные физические свойства металлов (высокая электропроводность, теплопроводность, ковкость, пластичность) объясняются общностью в строении их кристаллических решеток. Но по некоторым физическим свойствам металлы в значительной степени отличаются друг от друга. Так, наименьшую плотность имеют щелочные металлы, а наибольшую – осмий Os. Самый легкий металл – литий Li (плотность $0,53 \text{ г/см}^3$), самый тяжелый – осмий Os (плотность $22,6 \text{ г/см}^3$). Металлы, плотность которых меньше 5, условно принято называть *легкими металлами*, а металлы с плотностью больше 5 – *тяжелыми*. Металлы отличаются друг от друга и по твердости. Самые мягкие – щелочные металлы, они легко режутся ножом. Самый твердый металл – хром Cr (режет стекло). Диапазон температур плавления металлов очень широк. Самый легкоплавкий металлов – ртуть Hg ($t_{\text{пл.}}=38,9^\circ\text{C}$). Самый тугоплавкий металл – вольфрам W ($t_{\text{пл.}}=3390^\circ\text{C}$), поэтому вольфрам применяется для изготовле-

ния нитей накаливания электроламп. Металлы, температура плавления которых выше 1000°C , называют *тугоплавкими*, а ниже 100°C – *легкоплавкими*.

Для металлов характерна высокая *пластичность*. Она уменьшается в ряду Au, Ag, Cu, Sn, Pb, Zn, Fe. Золото Au, например, можно прокатывать в листы толщиной не более 0,003 мм, которые используются для позолоты различных предметов.

Для всех металлов характерен *металлический блеск, непрозрачность*. Это связано с взаимодействием свободных электронов с падающими на металл квантами света.

Металлы обладают хорошей *электрической проводимостью*, что объясняется присутствием в них свободных электронов, которые под влиянием даже небольшой разности потенциалов приобретают направленное движение от отрицательного полюса к положительному. Наибольшей электрической проводимостью обладают серебро Ag и медь Cu. При нагревании электропроводность уменьшается, т.к. с повышением температуры усиливаются колебания атомов и ионов в узлах кристаллической решетки, что затрудняет направленное движение «электронного газа». С понижением температуры тепловые колебания атомов и ионов в узлах сильно уменьшаются и электрическая проводимость увеличивается. При температурах, близких к абсолютному нулю, у большинства металлов проявляется сверхпроводимость.

Хорошая теплопроводность также обусловливается высокой подвижностью свободных электронов и колебательным движением самих атомов. Эти колебания распространяются в виде системы упругих (тепловых) волн по всей кристаллической решетке. Свободные электроны сталкиваются с колеблющимися атомами и обмениваются с ними энергией. Поэтому при нагревании металла тепловая энергия незамедлительно передается от одних атомов к другим благодаря свободным электронам. При этом сравнительно быстро происходит выравнивание температуры по всей массе металла. Наибольшая теплопроводность – у серебра Ag и меди Cu, наименьшая – у висмута Bi и ртути Hg.

Большинство металлов в природе встречается в виде соединений и лишь немногие из них в самородном состоянии: Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni – только в соединениях; Sn,

Pb, Cu, Hg, Ag – в соединениях и в свободном виде; Pt, Au – главным образом в свободном виде. Природные минералы и горные породы, которые содержат соединения металлов, называют *рудами*. Все способы получения металлов из руд основаны на реакциях восстановления.

Многие химические свойства можно охарактеризовать по *электрохимическому ряду напряжений металлов*, в котором металлы, расположенные в порядке возрастания их стандартных электродных потенциалов:

Li, Rb, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H, Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au

- чем более отрицателен электродный потенциал металла, тем больше его восстановительная способность;
- каждый металл способен вытеснять (восстанавливать) из растворов солей те металлы, которые стоят в электрохимическом ряду напряжений металлов после него;
- все металлы, имеющие отрицательный стандартный электродный потенциал, т.е. находящиеся в электрохимическом ряду напряжений металлов левее водорода, способны вытеснять его из растворов кислот, а щелочные металлы вытесняют водород из воды.

Характерной особенностью металлов является их способность смешиваться друг с другом в расплавленном состоянии и образовывать гомогенные смеси. Они остаются гомогенными и после охлаждения. Системы, образующиеся при затверждении расплавленной смеси металлов, называются *сплавами*. Строение сплавов может быть различным. Составные части сплавов могут образовывать твердый раствор, макрооднородную механическую смесь или химическое соединение (интерметаллические соединения). Образование того или иного типа сплава зависит от активности металлов. Химическая связь в сплавах металлическая, поэтому они обладают всеми свойствами, характерными для металлов. Металлы и их сплавы играют большую роль в жизни человека.

Контрольные вопросы, задачи и упражнения

1. Где расположены элементы-металлы в Периодической системе?
2. К каким электронным семействам относятся элементы-металлы?

3. Сколько электронов имеют атомы металлов на внешнем электронном слое?
4. Каково строение кристаллических решеток металлов?
5. Что называется металлической связью?
6. Какими физическими свойствами характеризуются металлы?
7. Что называется энергией ионизации?
8. Почему атомы металлов в химических реакциях являются восстановителями?
9. Какие химические свойства характерны для металлов?
10. На каком свойстве металлов основано изготовление сплавов?
11. Сколько элементов относят к неметаллам?
12. В каких подгруппах находятся неметаллы?
13. Какое число электронов может быть у атомов неметаллов на внешнем электронном уровне?
14. Каков тип химической связи между атомами в кристаллической структуре неметаллов?
15. Чем отличаются простые вещества – неметаллы от металлов по физическим свойствам?
16. При взаимодействии с какими веществами неметаллы играют роль окислителей, восстановителей? Приведите примеры.
17. Какие газы неметаллы входят в состав воздуха?
18. Какие неметаллы относятся к биогенным элементам?
19. К какому типу солеобразующих оксидов относятся оксиды неметаллов?
20. Напишите уравнения реакции:
 - а) концентрированной серной кислоты с магнием и серебром;
 - б) разбавленной серной кислоты с железом.
21. Напишите уравнения реакции Zn с HCl, с H₂SO₄ разбавленной и концентрированной.
22. Концентрированная азотная кислота:
 - а) является восстановителем;
 - б) проявляет окислительные свойства;
 - в) растворяет золото и платину.
23. Какая из приведенных ниже реакций возможна?
 $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$; $\text{Cu} + \text{ZnSO}_4 = \text{Zn} + \text{CuSO}_4$. Почему?
24. В реакции $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) \rightarrow \dots$ восстанавливается:
 - а) водород;
 - б) сера;
 - в) цинк.
25. Какой металл способен вытеснить водород из воды при комнатной температуре:
 - а) медь;
 - б) железо;
 - в) натрий.
26. С концентрированной соляной кислотой не будет взаимодействовать:
 - а) Cu;
 - б) Al;
 - в) Zn.

27. В самородном состоянии встречается металл:
- а) Mg;
 - б) Al;
 - в) Ag.
28. Самым распространенным металлом в земной коре является:
- а) железо;
 - б) алюминий;
 - в) титан.
29. Связь в кристалле металла происходит преимущественно:
- а) за счет образования общих электронных пар;
 - б) за счет обобществления валентных электронов;
 - в) за счет взаимодействия валентных электронов одного атома с пустыми орбиталями другого.
30. Что образуется при взаимодействии металла с металлом? Приведите примеры.

ВОДОРОД

Водород H_2 – газ, без цвета и запаха, малорастворим в воде и других жидкостях, хорошо растворяется в некоторых металлах (палладий, платина, никель); элемент космоса (он составляет более половины массы Солнца и других звезд). Атом водорода наименьший по размерам и самый легкий среди атомов всех элементов (он в 14,4 раза легче воздуха). Восстановительные свойства водорода выражены сильнее, чем окислительные. Кристаллическая решетка молекулярная; электронная формула $1s^1$; проявляемые степени окисления – (+1, –1); изотопы с массовыми числами 1 (H – протий), 2 (D – дейтерий) и 3 (T – тритий).

Возможные пути получения водорода

В промышленности:

1. Конверсией углерода:

$C_{\text{(раскаленный)}} + H_2O_{\text{(перегретый пар)}} = [CO + H_2]_{\text{синтез-газ}} \quad (800 - 1000^\circ C);$

2. $CO + H_2O + (H_2) = CO_2 + 2H_2$ ($400 - 450^\circ C$ катализатор Fe_2O_3);

3. Конверсией метана: $CH_4 + H_2O = CO + 3H_2$ ($1300^\circ C$, катализатор Ni, MgO, Al_2O_3);

4. $2CH_4 + O_2 = 2CO + 4H_2 + Q$ ($800 - 900^\circ C$, катализатор Ni)

5. Пиролизом метана: $CH_4 = C + 2H_2$ ($t > 1500^\circ C$);

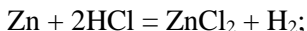
6. Электролизом воды:

$2NaCl + 2H_2O = 2H_{2(\text{на катоде})} + Cl_{2(\text{на аноде})} + 2NaOH;$

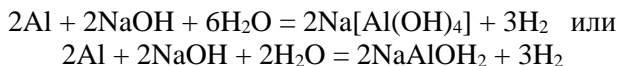
7. Железо-паровым способом: $Fe + H_2O = FeO + H_2;$
 $3Fe + 4H_2O = Fe_3O_4 + 4H_2$ ($900-1000^\circ C$)

В лаборатории:

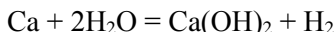
1. Взаимодействием активных металлов с кислотами – не-окислителями (HCl, разб. H_2SO_4):



2. Взаимодействием амфотерных металлов с растворами щелочей:



3. Взаимодействием щелочных и щелочноземельных металлов с водой:



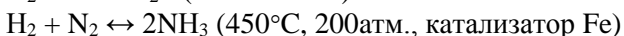
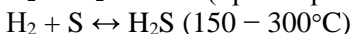
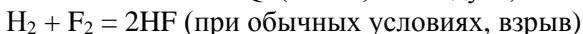
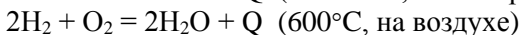
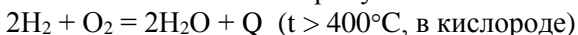
Химические свойства водорода

1. Восстановительные свойства:

а) реакции водорода с простыми веществами:

$2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ (при нагревании или в присутствии катализатора Pt);

2 моль H_2 : 1 моль O_2 = гремучий газ

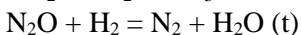
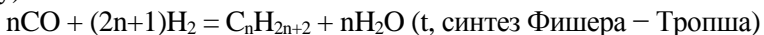


$2\text{H}_2 + 2\text{N}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NH}_4\text{NO}_2$ (катализатор Pd, в обычных условиях)

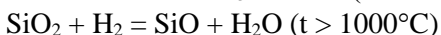
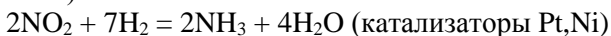
б) реакции водорода с кислотными и безразличными оксидами:



$\text{SO}_2 + 3\text{H}_2 = \text{H}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ (t, катализатор Pd – темноте и на холоду)

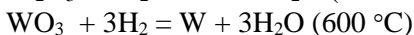
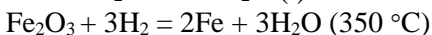
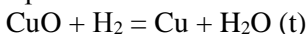


$2\text{NO} + 2\text{H}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (t, используется в очистительных системах)

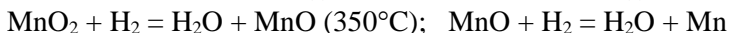
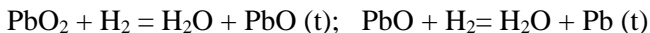


в) реакции водорода с оксидами металлов:

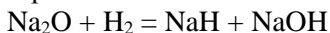
водород широко применяется для восстановления металлов из их оксидов. Восстановление водородом особенно удобно для получения тонкодисперсных порошков металлов, так как реакция протекает при относительно низких температурах и металл не спекается.



Оксиды металлов с переменной валентностью восстанавливаются последовательно, что позволяет, изменяя температуру, давление и состав реакционной смеси, получать оксиды металлов в более низких степенях окисления:

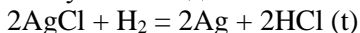


Реакции взаимодействия водорода с оксидами щелочных и щелочноземельных металлов идут по схеме реакции диспропорционирования:



з) реакции водорода с галогенидами:

водород при нагревании может восстанавливать галогениды поливалентных металлов в высших степенях окисления до галогенидов металлов в более низких степенях окисления, а в некоторых случаях – и до металлов:

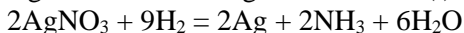


$2\text{TiCl}_4 + \text{H}_2 = 2\text{TiCl}_3 + 2\text{HCl (650}^\circ\text{C, водород в момент выделения)}$

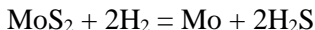
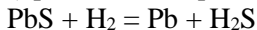
$2\text{TiCl}_3 + \text{H}_2 = 2\text{TiCl}_2 + 2\text{HCl (700}^\circ\text{C, водород в момент выделения)}$

д) реакции водорода с солями кислородсодержащих кислот:

чем выше температура реакции, тем активнее водород. Так, при сильном нагревании водород восстанавливает сульфаты до сульфидов:



е) реакции водорода с сульфидами:

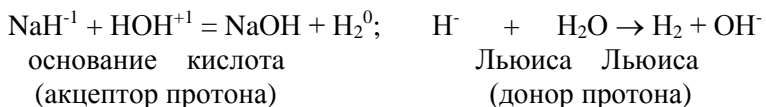


2. Окислительные свойства

При температурах до 700°C водород непосредственно соединяется со щелочными металлами и такими элементами II группы, как Ca, Sr, Ba, образуя с ними ионные гидриды:

$\text{H}_2 + \text{Me (группы IA и IIA)} \xrightarrow{\text{t}} \text{ионные гидриды, например: } \text{H}_2 + 2\text{Na} = 2\text{NaH}.$

В химическом отношении ионные гидриды ведут себя как основные соединения:



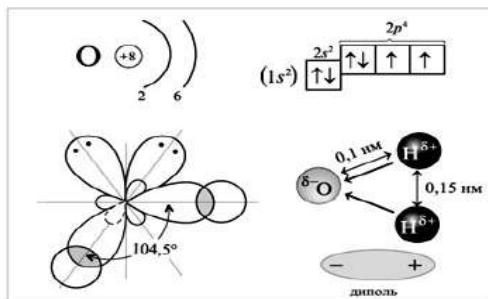
3. Образование катионов водорода

При диссоциации кислот и кислых солей образуются катионы водорода H^{+} , представляющие собой ядра атомов водорода. Катионы водорода очень реакционноспособны, в водных растворах они существуют только в виде гидратов. Моногидратированный катион водорода $\text{H}^{+} \cdot \text{H}_2\text{O}$ или H_3O^{+} , называется *катионом гидроксония*. Ионы гидроксония обуславливают важнейшие свойства кислот и кислых солей (кислый вкус, действие на индикаторы, взаимодействие с основаниями и др.).

Качественная реакция: качественной реакцией на водород является «лающий» хлопок при поднесении горячей лучинки к источнику водорода.

Соединения водорода

Вода H_2O – самое распространенное на Земле вещество. Чистая вода не имеет цвета, запаха и вкуса. Существует в трех агрегатных состояниях: при температуре от 0°C до 100°C – жидкость; при температуре ниже 0°C – твердое вещество (лед); при температуре выше 100°C – газ (пар). Наличие водородной связи определяет ее аномальные свойства. Кристаллическая решетка молекулярная; атом кислорода в молекуле воды находится в состоянии sp^3 -гибридизации; валентный угол HOH равен $104,5^{\circ}$, имеет угловое строение:



Химические свойства воды

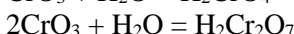
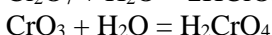
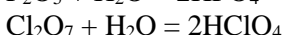
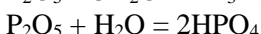
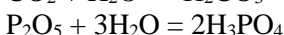
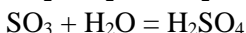
1. Кислотно-основные свойства:

а) реакции с основными оксидами активных металлов:

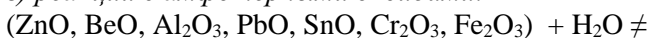
$\text{Me}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{MeOH}$ (Me – щелочные металлы, в обычных условиях)

$\text{MeO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Me}(\text{OH})_2$ (Me – щелочноземельные металлы, в обычных условиях)

б) реакции с кислотными оксидами:



в) реакции с амфотерными оксидами:



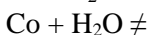
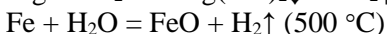
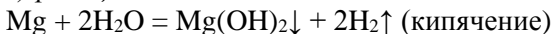
2. Окислительные свойства:

а) реакции с активными металлами:

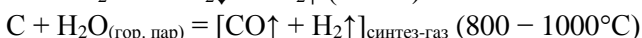
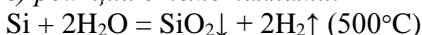
$2\text{Me} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{MeOH} + \text{H}_2\uparrow$ (Me – щелочные металлы, в обычных условиях)

$\text{Me} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Me}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$ (Me – щелочноземельные металлы, в обычных условиях)

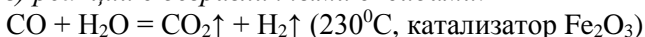
б) реакции с остальными металлами:



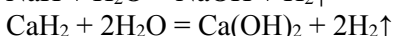
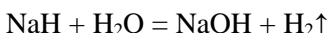
в) реакции с неметаллами:



г) реакции с безразличными оксидами:

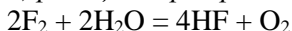


д) реакции с гидридами щелочных и щелочноземельных металлов:

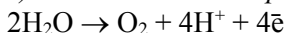


3. Восстановительные свойства:

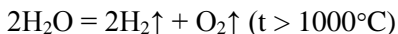
а) реакция с фтором:



б) в биохимических процессах:

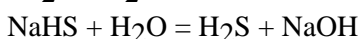
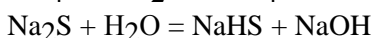
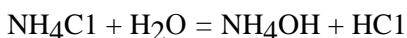
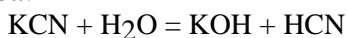


4. Окислительно-восстановительная двойственность:



5. Реакции гидролиза – расщепление вещества с участием воды:

а) гидролиз солей – реакция обменного разложения соли водой:

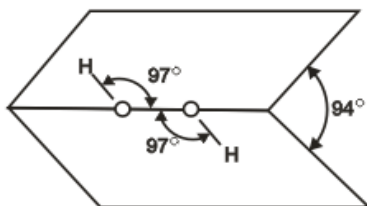


б) гидролиз органических веществ:

$(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n + n\text{H}_2\text{O} = n\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (гидролиз крахмала под действием ферментов)

Пероксид водорода H_2O_2

Это бесцветная вязкая жидкость с «металлическим» вкусом, хорошо растворимая в воде, спирте и эфире; концентрированные водные растворы взрывоопасны; 30%-ный водного раствора перекиси водорода называют *пергидролем*. Плотность H_2O_2 равна 1,104 г/см³, температура кипения 152°C. Степень окисления кислорода равна – I, валентность атома кислорода равна II. В молекуле H_2O_2 атомы кислорода непосредственно связаны друг с другом. Группу -O-O- называют *пероксогруппой*:



Строение молекулы пероксида водорода

Эта связь очень непрочная, поэтому H_2O_2 – неустойчивое соединение, легко разлагается: $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$. Водные растворы перекиси водорода устойчивы, но на свету, при нагревании или действии примесей могут разлагаться. Пероксид водорода является хорошим растворителем. Из воды выделяется в виде неустойчивого кристаллогидрата $\text{H}_2\text{O}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Пероксид водорода является очень слабой кислотой, по силе примерно равной иону HPO_4^{2-} .

Получение перекиси водорода

В промышленности:

а) каталитическим окислением изопропилового спирта:

$(\text{CH}_3)_2\text{CHOH} + \text{O}_2 \rightarrow (\text{CH}_3)_2\text{CO} + \text{H}_2\text{O}_2$ (ценным побочным продуктом реакции является ацетон)

б) электролизом 50%-ной серной кислоты:

1) $\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$ (электролитическая диссоциация)

2) электродные процессы:

катод: $2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\uparrow$ | 1

анод: $2\text{HSO}_4^- - 2\text{e} = \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ | 1, окисление: $2\text{O}^{2-} - 2\text{e} = \text{O}_2^{2-}$

Σ $2\text{HSO}_4^- + 2\text{H}^+ = \text{H}_2 + \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ или в молекулярной форме:

Σ $2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2 + \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ надсерная кислота

3) гидролиз надсерной кислоты:

$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2$

В лаборатории:

$\text{BaO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + \text{H}_2\text{O}_2$

$\text{BaO}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2$

$2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}_2$

$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2$

Химические свойства перекиси водорода

Оба атома кислорода находятся в промежуточной степени окисления -1 , что и обуславливает способность пероксидов выступать как в роли окислителей, так и восстановителей.

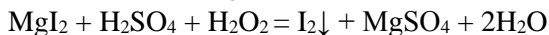
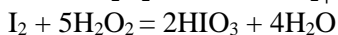
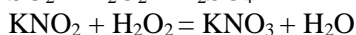
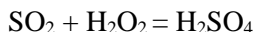
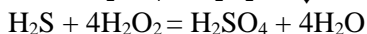
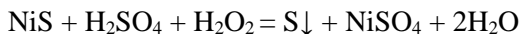
1. Окислительные свойства:

окислительные свойства H_2O_2 сильнее выражены при $\text{pH} \leq 7$

$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

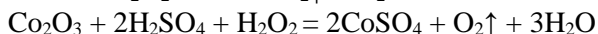
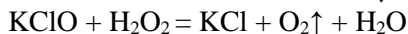
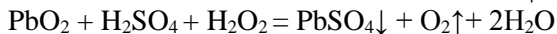
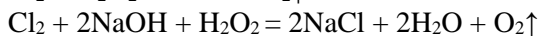
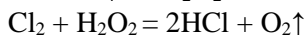
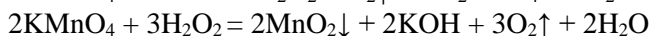
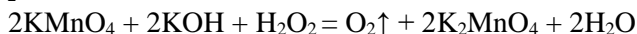
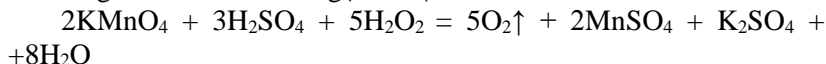
$\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{MnO}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$

$\text{PbS} + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{PbSO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$

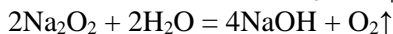
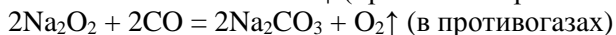
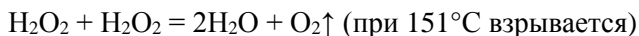


2. Восстановительные свойства:

восстановительные свойства H_2O_2 сильнее выражены при $\text{pH} > 7$



3. Окислительно-восстановительная двойственность:

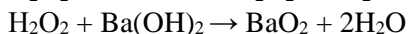
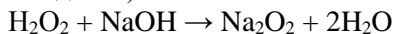


4. Кислотно-основные свойства

Пероксид водорода проявляет слабые кислотные свойства ($K = 1,4 \cdot 10^{-12}$), поэтому в водных и щелочных растворах ее молекулы превращаются в гидропероксид-ионы:



OH^- (основание) + H_2O_2 (кислота) $\leftrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{HO}_2^-$ (гидроксопероксид-ион)



Контрольные вопросы, задачи и упражнения

1. Какие химические свойства водорода позволяют относить его и к IA и к VIIA – подгруппам Периодической системы?
2. Можно ли сказать, что ядро атома любого изотопа водорода при потере электрона превращается в протон?
3. Рассмотрите каждую реакцию получения водорода с точки зрения окисления – восстановления. Укажите окислитель и восстановитель.
4. Сколько литров водорода будет израсходовано для восстановления 24 г оксида меди (II)?
5. Определите массовые доли кислорода в обычной и тяжелой воде.
6. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций с участием пероксида водорода:
 - а) $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - б) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{HIO}_3 \rightarrow \text{I}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - в) $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
7. С какими из следующих веществ взаимодействует вода: CuO, Na, CaO, KOH, F₂, SiO₂, SO₃, NH₃, Al, CO₂, N₂O₅? Напишите уравнения соответствующих реакций.
8. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 - а) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{NaH} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - б) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$
9. Чем объяснить отличие валентного угла в молекуле воды (104,5°) от 90°?
10. Какую роль – окислителя или восстановителя – играет водород в большинстве химических реакций? Приведите примеры.
11. С какими сложными веществами взаимодействует водород? Приведите примеры.
12. В чем преимущество водородной энергетики с экологической точки зрения?
13. Каковы важнейшие области применения водорода?
14. Почему возможна реакция $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$, но невозможен обратный процесс?
15. Какова роль воды в процессе электролитической диссоциации?

ГАЛОГЕНЫ

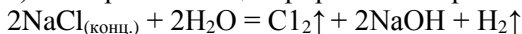
В подгруппу галогенов входят фтор F, хлор Cl, бром Br, йод I, астат At. Атомы галогенов имеют на внешнем энергетическом уровне семь электронов – ns^2np^5 .

Хлор – желто-зеленый ядовитый газ с резким удушливым запахом, в 2,5 раза тяжелее воздуха; в 1 л воды при 20°C растворяется 2,5 л хлора с образованием хлорной воды. *Бром* – красно-бурая жидкость, пары имеют резкий удушливый запах; мало растворим в воде. *Йод* – темно-фиолетовые кристаллы с металлическим блеском и острым запахом, легко возгоняется, мало растворим в воде.

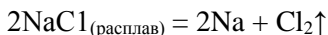
Возможные пути получения хлора

В промышленности:

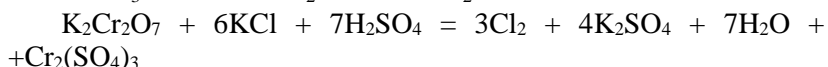
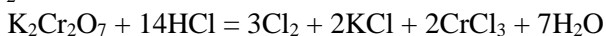
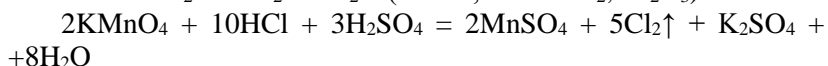
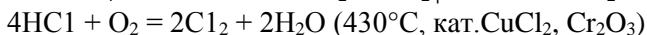
а) электролиз концентрированного раствора NaCl:



б) электролиз расплава NaCl (600°C, электролит NaCl + CaCl₂):

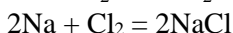
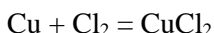


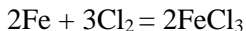
В лаборатории:



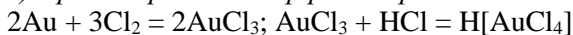
Химические свойства хлора

а) хлор взаимодействует с некоторыми металлами (при t) с воспламенением:





б) в растворе HCl хлор растворяет золото и платину:

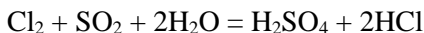
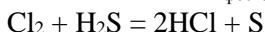
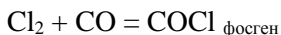
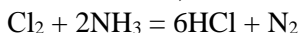
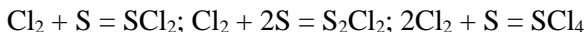
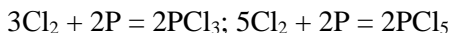


в) реакция с водородом:

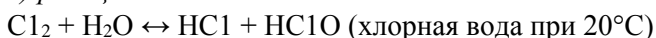
$\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \neq$ реакция не протекает (в темноте при обычных условиях)

$\text{Cl}_2 + \text{H}_2 = 2\text{HCl}$ (при нагревании или на свету реакция идет со взрывом)

г) хлор взаимодействует с некоторыми неметаллами и их соединениями:



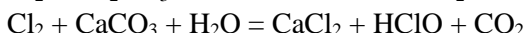
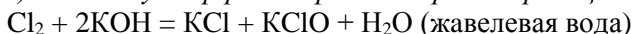
д) реакция с водой:



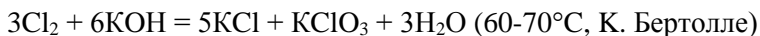
На свету или при незначительном нагревании хлорноватистая кислота распадается: $2\text{HClO} = 2\text{HCl} + \text{O}_2$

тогда: $2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 4\text{HCl} + \text{O}_2$:

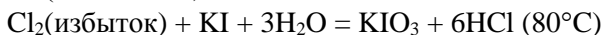
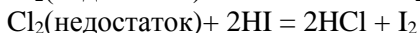
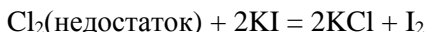
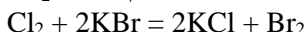
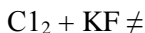
е) на холоду хлор растворяется в растворах щелочей:



д) при нагревании хлор растворяется в растворах щелочей:



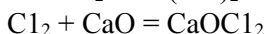
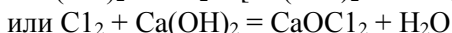
е) в подгруппе галогенов вышестоящий элемент вытесняет нижестоящий из растворов солей:



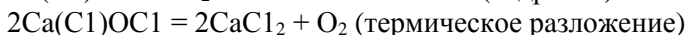
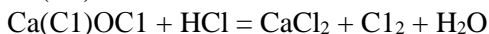
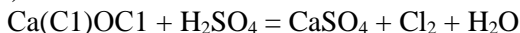
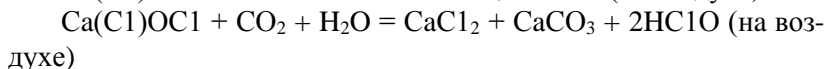
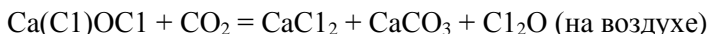
Соединения хлора

Хлорная или белильная известь (хлорка) – раствор хлора в известковой воде. Основной компонент хлорки CaOCl_2 или $[\text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{CaCl}_2]$; используется как дезинфицирующее средство и как отбеливатель.

Получение:



Химические свойства:

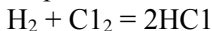


Хлороводород, хлороводородная (соляная) кислота

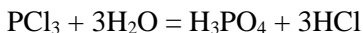
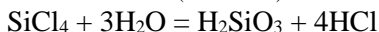
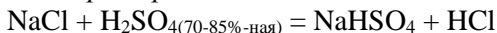
HCl – бесцветный газ; соляная кислота – бесцветная дымящаяся на воздухе жидкость; массовая доля HCl в концентрированном водном растворе при 20°C достигает 40%. Соляная кислота является важным продуктом химической промышленности.

Получение

В промышленности:

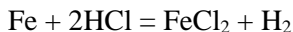
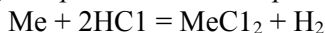


В лаборатории:



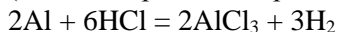
Химические свойства:

а) реакции с металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжения до водорода:



В этой реакции FeCl_3 не выделяется, так как идет реакция $\text{FeCl}_3 + \text{H} = \text{FeCl}_2 + \text{HCl}$

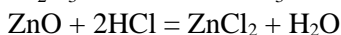
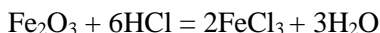
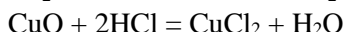
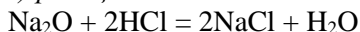
(H – атомарный водород в момент выделения)



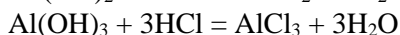
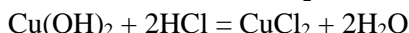
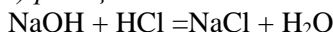
б) реакции с металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжения после водорода:



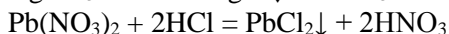
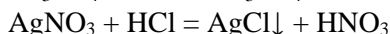
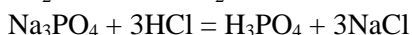
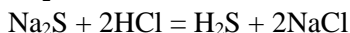
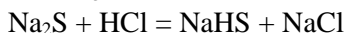
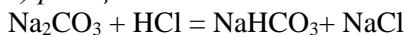
в) реакции с основными и амфотерными оксидами:



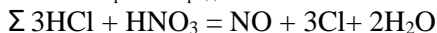
г) реакции с основными и амфотерными гидроксидами:



д) реакции с солями:



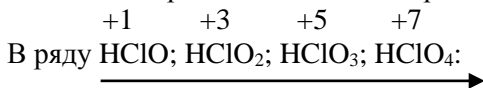
е) с концентрированной азотной кислотой соляная кислота образует «царскую водку»:



Окислительные свойства «царской водки» определяются образующимся атомарным хлором, который может окислить даже золото: $\text{Au} + 3\text{HCl} + \text{HNO}_3 = \text{NO} + \text{AuCl}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Оксокислоты хлора и их соли

Из кислородных соединений галогенов наибольшее значение имеют кислородные кислоты хлора и некоторые их соли.



- устойчивость аниона увеличивается
- окислительная активность кислот уменьшается
- сила кислот возрастает

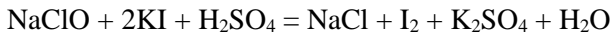
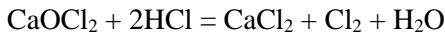
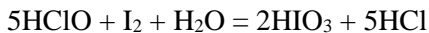
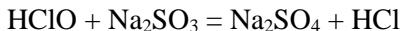
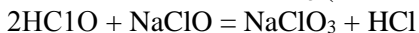
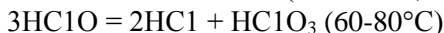
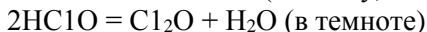
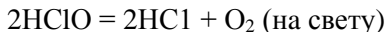
Таблица 3

Кислородсодержащие кислоты хлора

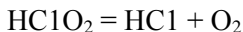
Степень окисления	Формула кислоты	Название	
		Кислоты	Соли
+1	$\text{H}^* - \ddot{\text{O}} - \overset{**}{\underset{**}{\text{Cl}}}^*$	хлорноватистая	гипохлорит
+3	$\text{H}^* - \ddot{\text{O}} - \overset{**}{\underset{**}{\text{Cl}}}^* = \ddot{\text{O}}:$	хлористая	хлорит
+5	$\begin{array}{c} \ddot{\text{O}}: \\ \\ \text{H}^* - \ddot{\text{O}} - \overset{**}{\underset{**}{\text{Cl}}}^* = \ddot{\text{O}}: \end{array}$	хлорноватая	хлорат
+7	$\begin{array}{c} \ddot{\text{O}}: \\ \\ \text{H}^* - \ddot{\text{O}} - \overset{**}{\underset{**}{\text{Cl}}}^* = \ddot{\text{O}}: \\ \\ \ddot{\text{O}}: \end{array}$	хлорная	перхлорат

Химические свойства оксокислот и их солей

а) хлорноватистая кислота HClO – слабая кислота; существует только в водных растворах; растворы HClO и гипохлоритов имеют желто-зеленую окраску и резкий запах.

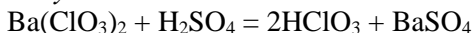


б) *хлористая кислота* HClO_2 – кислота средней силы; она неустойчива даже в водном растворе:

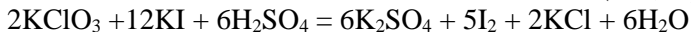
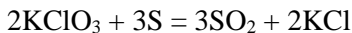
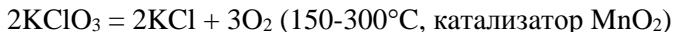
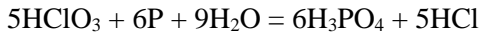
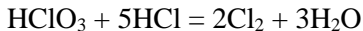
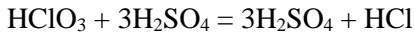
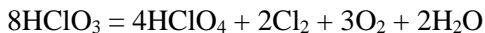


в) *хлорноватая кислота* HClO_3 – сильная кислота; существует только в водных растворах.

Получение:

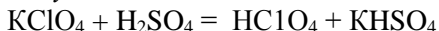


Химические свойства:

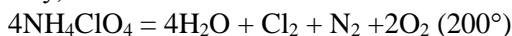
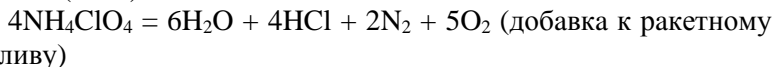
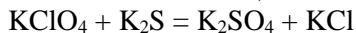
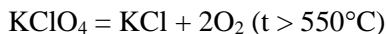
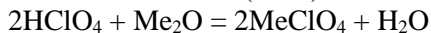
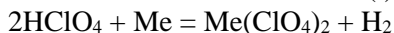
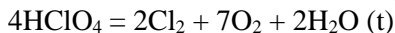
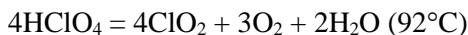


г) *хлорная кислота* HClO_4 – одна из сильных неорганических кислот; может существовать в свободном виде, хотя и мало устойчива; безводная хлорная кислота взрывается при нагревании и при контакте с органическими веществами.

Получение:



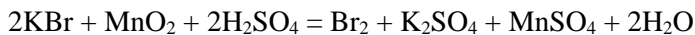
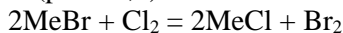
Химические свойства:



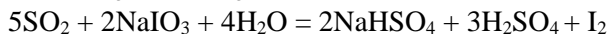
Возможные пути получения брома и йода

В промышленности:

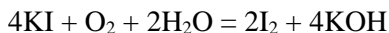
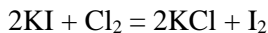
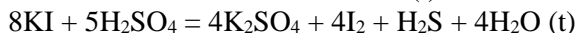
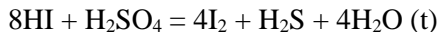
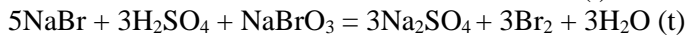
а) бром – из буровых вод и морской воды, содержащих NaBr и KBr (pH = 3,5):



б) йод – из золы водорослей, содержащих йодат натрия:

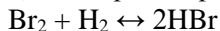


В лаборатории:

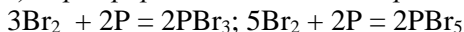


Химические свойства брома

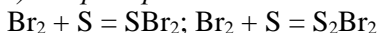
а) с водородом реагирует обратимо и при нагревании:



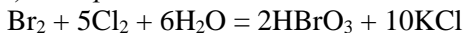
б) в фосфоре вспыхивает и сгорает:



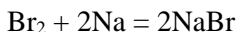
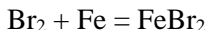
в) в сере горит:



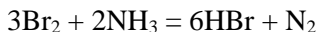
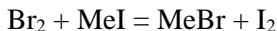
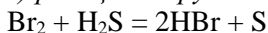
г) в хлорной воде окисляется:



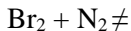
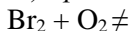
д) реакции с металлами при нагревании:



е) реакции с другими восстановителями:



ж) бром не взаимодействует:



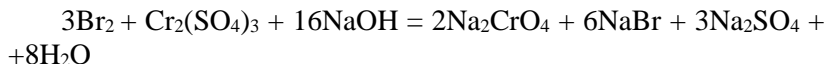
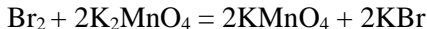
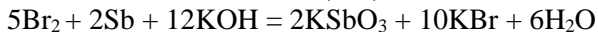
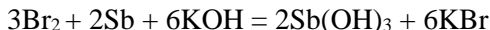
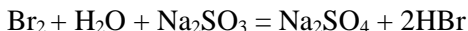
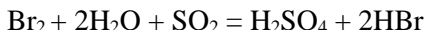
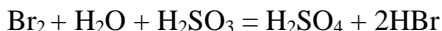
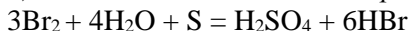
Химические свойства бромной воды (раствор брома в воде):

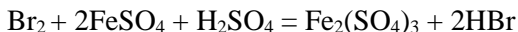
на холоду равновесие реакции $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HBr} + \text{HClO}$ сильно смещено влево; окислительные свойства проявляются за счет бромноватистой кислоты, которая, разлагаясь, выделяет атомарный кислород – сильный окислитель:



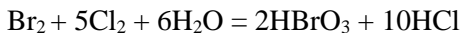
Окислительные свойства бромная вода проявляет за счет атомарного кислорода.

а) Окислительные свойства бромной воды:

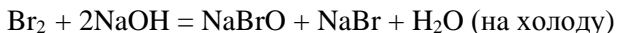




б) Восстановительные свойства бромной воды:

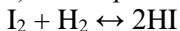


в) окислительно-восстановительная двойственность бромной воды:

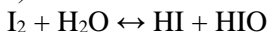


Химические свойства йода

а) с водородом реагирует обратимо:

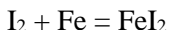
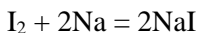
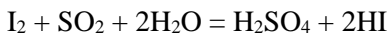
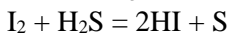
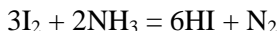


б) йодная вода:

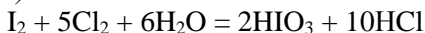


Равновесие очень сильно смещено влево. Растворимость йода в воде очень мала, поэтому о йодной воде говорят с большой осторожностью.

в) окислительные свойства:



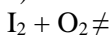
г) восстановительные свойства:



д) окислительно-восстановительная двойственность:



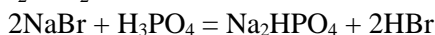
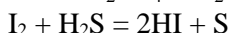
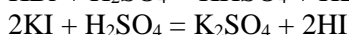
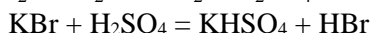
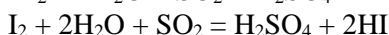
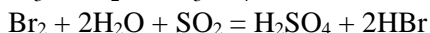
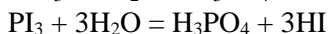
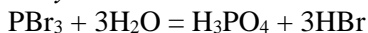
е) йод не взаимодействует:



Галогеноводороды брома и йода

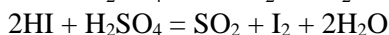
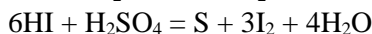
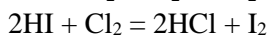
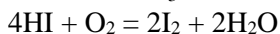
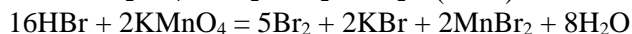
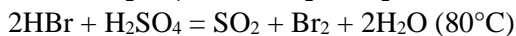
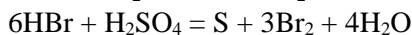
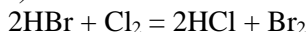
При обычных условиях – газообразные вещества, хорошо растворимые в воде; водные растворы являются сильными кислотами и более сильными восстановителями, чем хлороводород.

Получение:

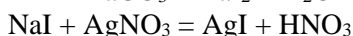
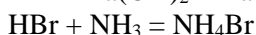
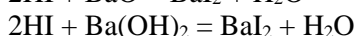
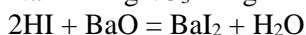
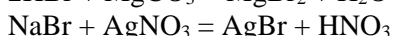
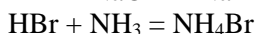
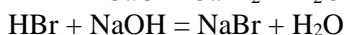
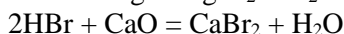
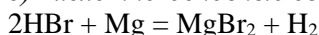


Химические свойства:

а) восстановительные свойства:

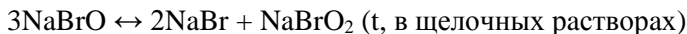
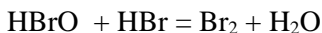
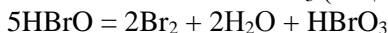
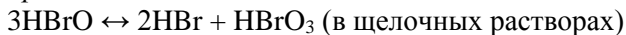


б) кислотнo-основные свойства:

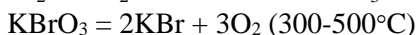
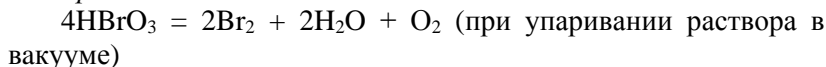


Оксокислоты брома и йода

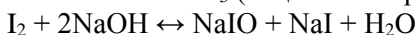
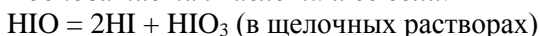
Бромноватистая кислота и ее соли:



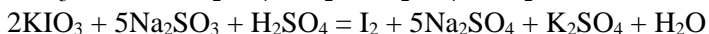
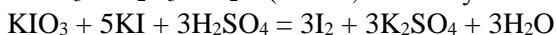
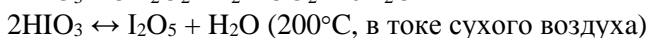
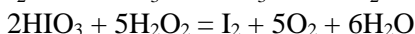
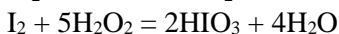
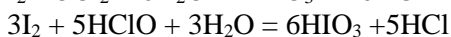
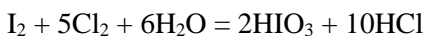
Бромноватая кислота и ее соли:



Йодноватистая кислота и ее соли:



Йодноватая кислота и ее соли:



Контрольные вопросы, задачи и упражнения

1. Исходя из строения атомов галогенов, укажите, какие валентные состояния характерны для фтора, хлора, брома, йода.
2. Сколько литров хлороводорода получится при взаимодействии 80 л Cl_2 и 120 л H_2 (при нормальных условиях)?
3. Сколько хлороводорода растворено в 3 л 20%-го раствора соляной кислоты?
4. Напишите обратимую реакцию йода с водородом и укажите условия смещения равновесия в сторону продукта реакции.
5. Напишите уравнения реакций получения хлорида магния всеми возможными способами.
6. Подберите коэффициенты и укажите окислитель и восстановитель для следующих уравнений реакций:
 - а) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{KI} + \text{KIO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$

7. Напишите уравнения реакций взаимодействия галогенов с водой и растворами щелочей (холодными и горячими).
8. Назовите вещества X и Y и составьте реакции, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 - а) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{AgCl}$
 - б) $\text{HCl} \rightarrow \text{Y} \rightarrow \text{NaClO}$.
9. Рассчитайте, какой объем 32%-ной хлороводородной кислоты (плотность 1,16 г/мл) можно получить из 280 л водорода и 280 л хлора при нормальных условиях.
10. Какие валентности и степени окисления характерны для атомов галогенов в различных соединениях?
11. Напишите формулы известных оксидов хлора, соответствующих этим оксидам формулы кислот и их названия.
12. Применяемая в медицине йодная настойка является 5%-ным раствором кристаллического йода в спирте. Какой объем спирта, плотность которого равна 0,8 г/мл, требуется для приготовления 250 г такого раствора?
13. К какому типу окислительно-восстановительных реакций относится взаимодействие хлора с водой? Напишите уравнение реакции.
14. Какие свойства – окислительные или восстановительные – проявляют галогенид-ионы?
15. Какова физиологическая роль соляной кислоты в организме человека?

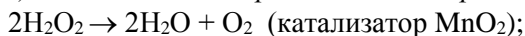
КИСЛОРОД

Кислород O_2 – бесцветный газ, без вкуса и запаха, немного тяжелее воздуха; умеренно растворим в воде; образует аллотропные модификации O_2 и озон O_3 ; сильный окислитель.

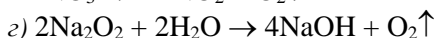
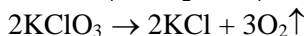
Возможные пути получения кислорода

а) из воздуха – методом низкотемпературной ректификации: воздух сжижают и подвергают перегонке, разделяя на составляющие его компоненты;

б) каталитическим разложением пероксида водорода:



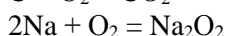
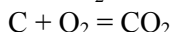
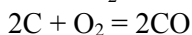
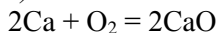
в) термическим разложением богатых кислородом соединений:



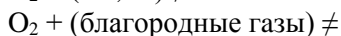
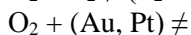
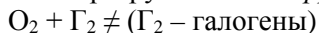
$2K_2O_2 + 2CO_2 = 2K_2CO_3 + O_2 \uparrow$ (регенерация O_2 из CO_2 на космических станциях)

Химические свойства кислорода

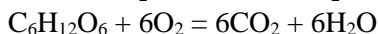
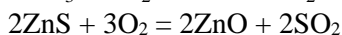
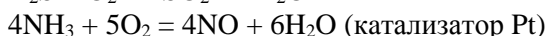
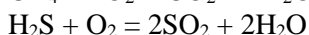
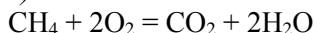
а) взаимодействие с простыми веществами



Многие металлы при контакте с кислородом воздуха подвергаются разрушению – *коррозии*.

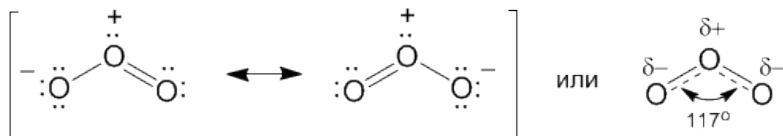


б) взаимодействие со сложными веществами:



Озон

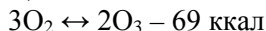
Озон (трехатомный кислород) O_3 – газ синего цвета с характерным запахом свежести; молекула имеет угловое строение:



Растворимость озона больше, чем растворимость кислорода; самым лучшим растворителем озона является четыреххлористый углерод CCl_4 , один объем которого поглощает три объема озона; сильный окислитель, ядовит.

Возможные пути получения:

а) из кислорода (тепловая или электрическая энергия, излучение):



б) из конц. серной кислоты и перманганата калия:



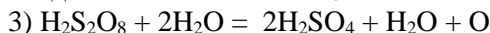
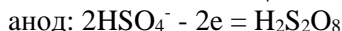
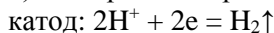
в) действием конц. азотной кислоты на персульфат аммония:



г) электролизом 50%-ной серной кислоты:



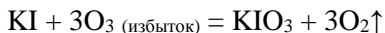
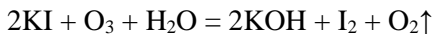
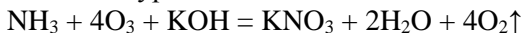
2) электродные процессы:



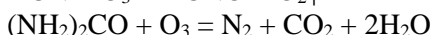
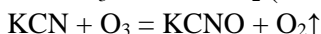
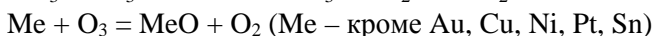
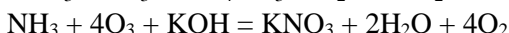
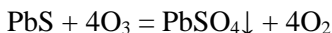
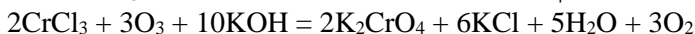
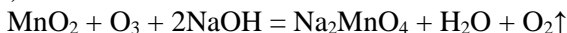
Химические свойства озона

Озон – очень сильный окислитель. Его окислительная активность основана на способности молекулы разлагаться с выделением атомарного кислорода: $O_3 = O + O_2$. Поэтому боль-

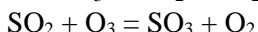
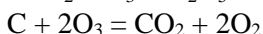
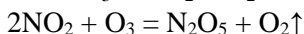
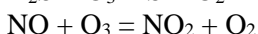
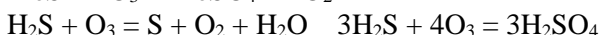
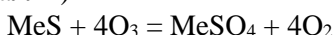
шинство окислительно-восстановительных реакция с участием озона можно представить как реакцию с атомарным кислородом, проявляющим сильные окислительные свойства в соответствии с полуреакцией $O^0 + 2e = O^{-2}$.



$MnCl_2 + O_3 + 3H_2O = Mn(OH)_4\downarrow + 2HCl + O_2\uparrow$ (реакция на озон)

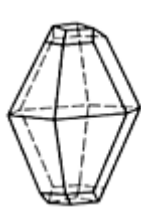


$4MeOH + 4O_3 = 4MeO_3 + 2H_2O + O_2$ (Me – щелочные металлы)



Сера и ее соединения

Сера в обычных условиях – твердое вещество лимонно-желтого цвета, диэлектрик, не растворяется в воде, легко растворяется в сероуглероде CS_2 ; также как и кислород, имеет несколько аллотропных модификаций, существование которых связано с её способностью образовывать устойчивые гомоцепи – $S - S -$. В твердом состоянии молекулы серы образуют молекулярные кристаллы двух типов: *ромбическая или α – сера* (а) и *моноклинная или β – сера* (б):



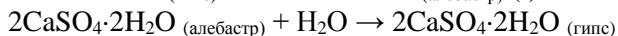
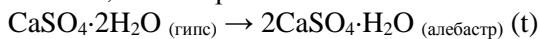
(a)



(б)

Природные минералы:

– гипс, алебастр:



– купоросы:

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – медный купорос

$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – железный купорос

– квасцы:

$\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ или $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ – алюмокалиевые квасцы

$\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ или $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ – хромкалиевые квасцы

– колчеданы:

FeS_2 – железный (серный) колчедан, пирит

FeCuS_2 – медный колчедан, халькопирит

– сульфиды:

HgS – киноварь, PbS – свинцовый блеск,

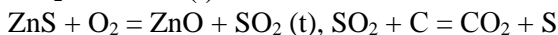
ZnS – цинковая обманка, Cu_2S – медный блеск, халькозит

Возможные пути получения серы

В промышленности:

а) через скважины самородную серу расплавляют перегретым водяным паром (150°C) и выдавливают из под земли сжатым воздухом

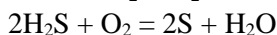
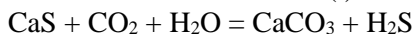
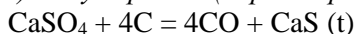
б) из сульфидов:



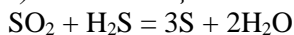
в) из природных газов:



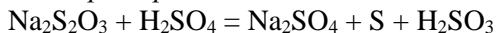
г) из сульфатов (карботермия):



д) из отходящие газов металлургических производств:

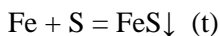
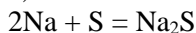


В лаборатории:

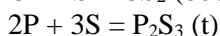
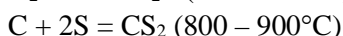
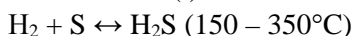
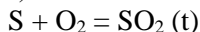


Химические свойства серы

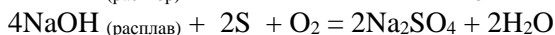
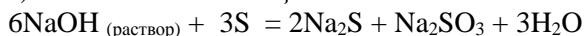
а) взаимодействие с металлами:



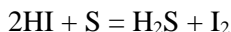
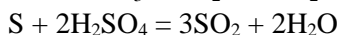
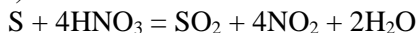
б) взаимодействие с неметаллами:



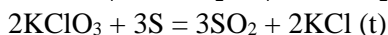
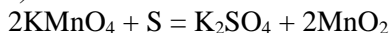
в) взаимодействие с щелочами:



г) взаимодействие с кислотами:



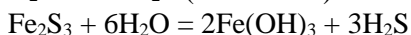
д) взаимодействие с солями:

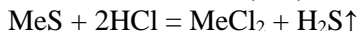
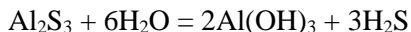
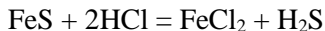


Соединения серы

Сероводород является аналогом воды; бесцветный газ с запахом тухлых яиц, очень ядовит, при вдыхании связывается с гемоглобином, вызывая паралич, что нередко приводит к смертельному исходу; немного тяжелее воздуха, хорошо растворим в воде.

Возможные пути получения сероводорода

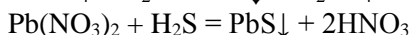
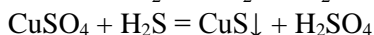
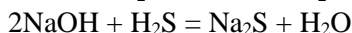
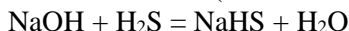
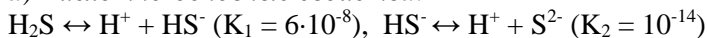




Химические свойства сероводорода

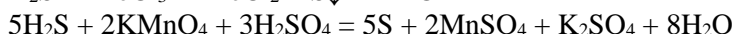
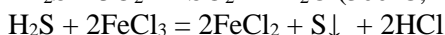
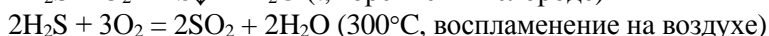
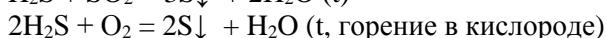
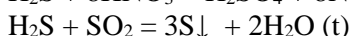
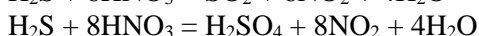
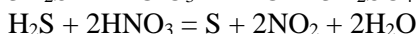
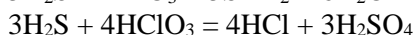
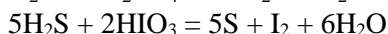
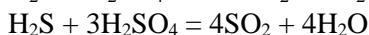
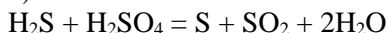
В химических реакциях сероводород проявляет себя как сильный восстановитель и как слабая кислота (в водном растворе).

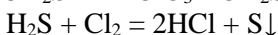
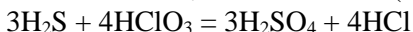
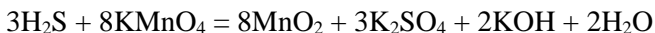
а) Кисотно-основные свойства:



Все гидросульфиды (NaHS , KHS , $\text{Ca}(\text{HS})_2$) хорошо растворимы в воде. Сульфиды растворяются в воде по-разному. Растворимыми являются сульфиды щелочных, щелочноземельных металлов и сульфид аммония. Сульфиды остальных металлов в воде не растворимы, а сульфиды некоторых тяжелых металлов не растворяются даже в кислотах (кроме азотной). Нерастворимые сульфиды имеют специфическую окраску, что используется в качественном анализе. Так, ZnS – белый, CdS – желтый, MnS – розовый, Ag_2S – черный, CuS – желтый, SnS – шоколадный, HgS – красный, Sb_2S_3 – оранжевый, PbS , CuS , FeS – черные осадки.

б) Восстановительные свойства:

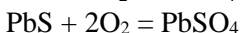
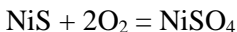
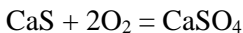
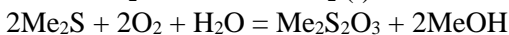




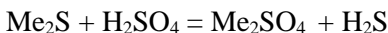
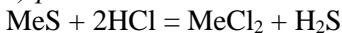
Химические свойства сульфидов

а) окисление кислородом:

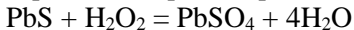
$\text{Me}_2\text{S} + 2\text{O}_2 = \text{Me}_2\text{SO}_4$ (t, Me – щелочные, щелочноземельные металлы)



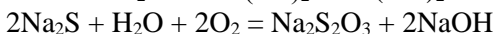
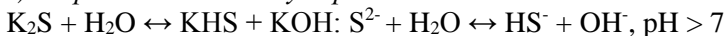
б) разложение кислотами-неокислителями:



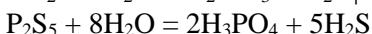
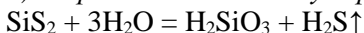
в) реакции нерастворимых сульфидов:



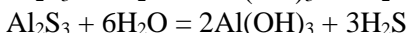
г) гидролиз основных сульфидов:



д) гидролиз кислотных сульфидов:

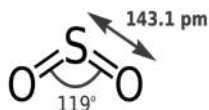


е) гидролиз растворимых амфотерных сульфидов:



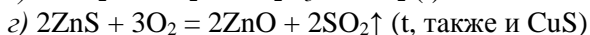
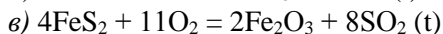
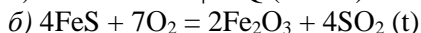
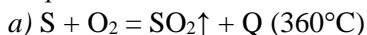
Диоксид серы

Диоксид серы (оксид серы (IV), сернистый газ, сернистый ангидрид) – бесцветный газ с резким запахом, ядовит, легко сгущается в жидкость, хорошо растворим в воде, кислотный оксид:

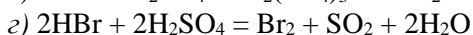
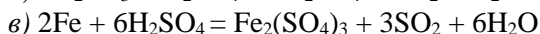
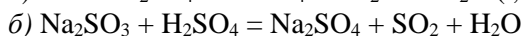
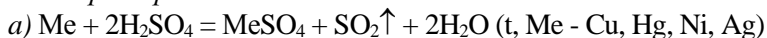


Возможные пути получения диоксида серы

В промышленности:

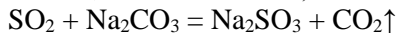
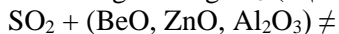
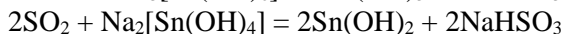
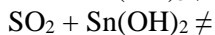
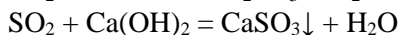
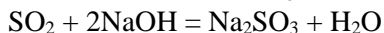


В лаборатории:

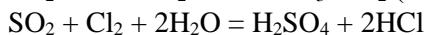
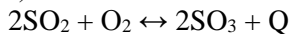


Химические свойства диоксида серы

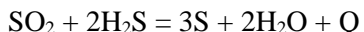
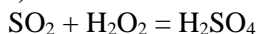
а) кислотные свойства:

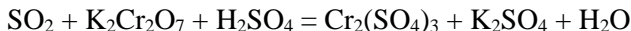
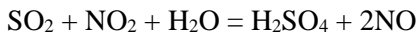
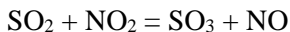
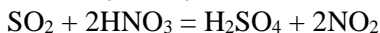
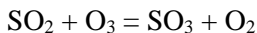
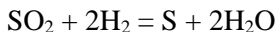
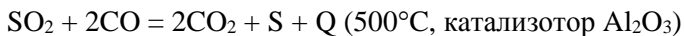


б) окислительно-восстановительные свойства:

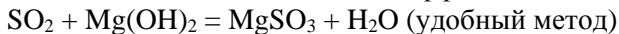
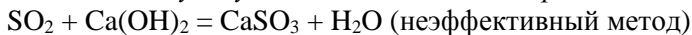


воды)



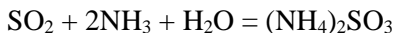
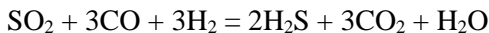
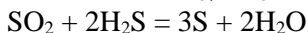


Возможные пути улавливания диоксида серы:

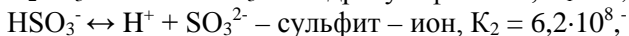


Высокий уровень удаления SO_2 (катализаторы Pt , V_2O_5 ,

Fe_2O_3):



Сернистая кислота H_2SO_3 – слабая, существует только в разбавленных водных растворах. Диссоциирует по двум ступеням:



образуя соответственно два ряда солей – сульфиты и гидро-

сульфиты:

а) кислые (гидросульфиты), например: $\text{SO}_2 + \text{NaOH} = \text{NaHSO}_3$

б) средние (сульфиты), например: $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Сульфиты аммония и щелочных металлов хорошо растворимы в воде. В водных растворах они хорошо гидролизуются по первой ступени по аниону с образованием щелочной среды: $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HSO}_3^- + \text{OH}^-$, $\text{pH} > 7$

Сульфиты других металлов практически в воде не растворимы.

Из кислых в свободном состоянии выделены лишь гидросульфиты щелочных металлов. Остальные гидросульфиты существуют лишь в водных растворах.

При хранении растворов сернистой кислоты и сульфитов необходимо исключить доступ воздуха, т.к. сернистая кислота, медленно поглощая кислород, окисляется до серной.

Химические свойства сульфитов

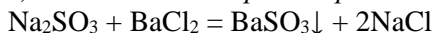
а) легко разлагаются сильными кислотами с выделением диоксида серы:



б) подвергаются гидролизу:



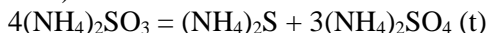
в) осаждаются из растворов:



г) разлагаются при нагревании:

$4\text{Me}_2\text{SO}_3 = 3\text{Me}_2\text{SO}_4 + \text{Me}_2\text{S}$ (600°C , Me – щелочные металлы)

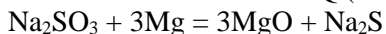
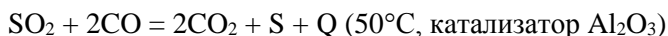
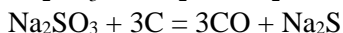
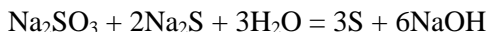
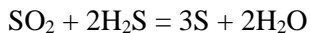
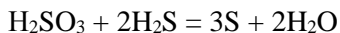
$\text{MeSO}_3 = 3\text{MeO} + \text{SO}_2$ (t, в вакууме, Me – щелочноземельные металлы)



д) окислительно-восстановительные свойства:

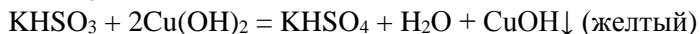
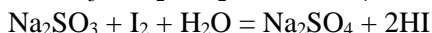
сульфиты и сернистая кислота могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность, т.к. сера в этих соединениях имеет промежуточную степень окисления +4.

Окислительные свойства:

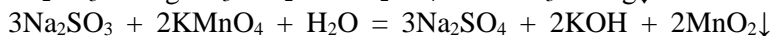
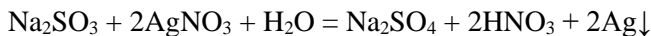


Восстановительные свойства:

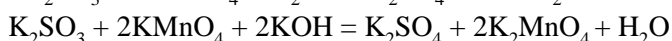
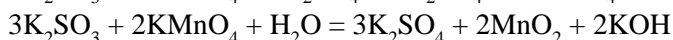
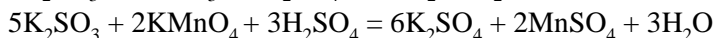
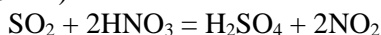
$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HBr}$ (обесцвечивание бромной воды)



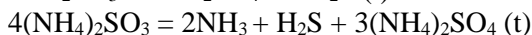
$\text{KHSO}_3 + 2\text{Cu(OH)}_2 \text{ (свежий)} = \text{KHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Cu}_2\text{O}\downarrow$
(красный)



(черный)



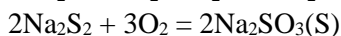
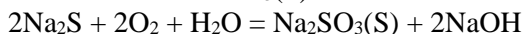
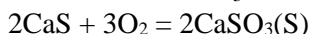
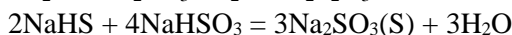
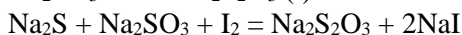
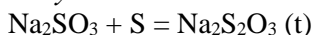
Окислительно-восстановительная двойственность:



Серноватистая (тиосерная) кислота, гипосульфиты(тиосульфаты):

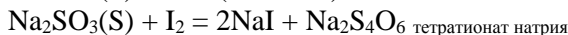
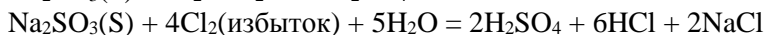
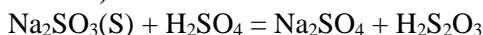
$\text{H}_2\text{SO}_3(\text{S})$ ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$) – сильная (сильнее серной), но неустойчивая кислота, из водных растворов не выделяется; тиосульфаты – сильные восстановители.

Получение:



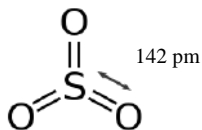
Химические свойства:

$\text{H}_2\text{SO}_3(\text{S}) = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 + \text{S}$ (неустойчивая, при комнатной t разлагается)



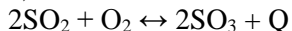
Триоксид серы

Триоксид серы (оксид серы (VI), серный ангидрид) – бесцветная жидкость, которая при температуре ниже 17°C превращается в белую кристаллическую массу, сильный окислитель:

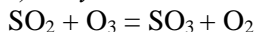


Возможные пути получения триоксида серы

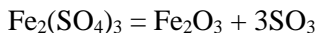
а) контактный метод: (450 – 500°C, катализатор V_2O_5)



б) получение чистого SO_3 из SO_2 :

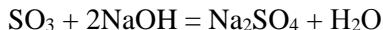


в) разложением сульфатов при умеренной нагревании (450°C):

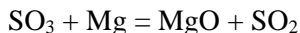
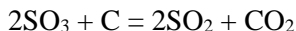
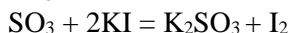
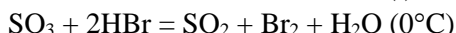
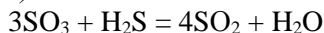


Химические свойства триоксида серы

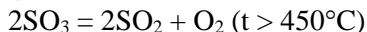
а) кислотные свойства:



б) окислительные свойства:

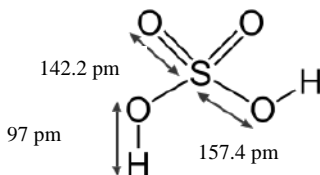


в) окислительно-восстановительная двойственность:



Серная кислота

Серная кислота H_2SO_4 – вязкая маслянистая жидкость (плотность 1,83г/мл при 20°C) без цвета и запаха, гигроскопична; хорошо растворяется в воде. Молекула серной кислоты имеет следующее строение:



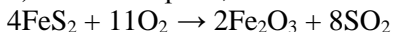
При растворении концентрированной серной кислоты в воде выделяется большое количество тепла, поэтому ее надо осторожно приливать в воду (а не наоборот!) и перемешивать раствор.

Возможные пути получения серной кислоты:

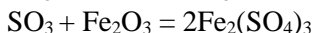
а) контактный способ:

общая схема: $(S, FeS, FeS_2) \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow (SO_3 + H_2SO_{4(96-97\%)}) \rightarrow \text{олеум (смесь пироксерных кислот: } H_2S_2O_7, H_2S_3O_{10}, H_2S_4O_{13} \text{ и др.)} \rightarrow nH_2SO_4$

1) обжиг пирита, 800 – 900°C:

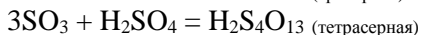
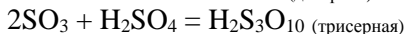
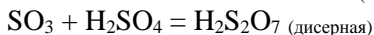
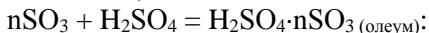


Для очистки SO_2 от примесей его пропускают через раствор серной кислоты (300°C). Образование SO_3 в процессе обжига нежелательно, т.к. имеют место реакции:

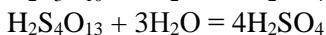
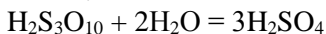
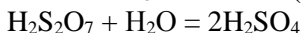
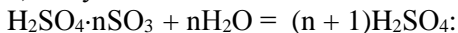


2) каталитическое окисление SO_2 (500-550°C, катализатор $V_2O_5 + K_2O$) в контактном аппарате: $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3 + Q$

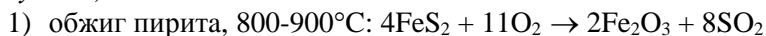
3) получение олеума – раствора SO_3 в H_2SO_4 (смесь полисерных кислот) в поглотительной башне:



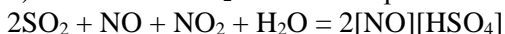
4) получение кислоты необходимой концентрации из олеума:



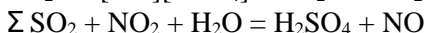
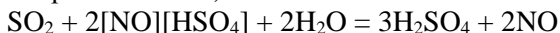
б) башенный (нитрозный) способ (в настоящее время не используется):



2) окисление SO_2 смесью окислительных газов:



$2[\text{NO}][\text{HSO}_4]$ – гидросульфат нитрозония (нитроза, или нитрозилсерная кислота)



в) способ алхимиков (XVIII):

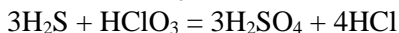
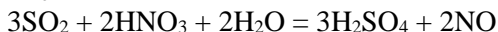
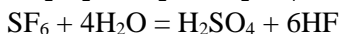
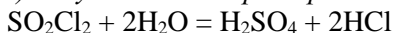
1) медленное окисление пирита во влажном воздухе:



2) разложение сульфата гидроксожелеза (III):



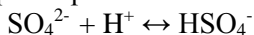
з) получение в лаборатории:



Химические свойства серной кислоты и ее солей

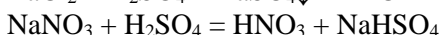
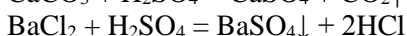
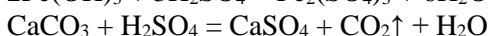
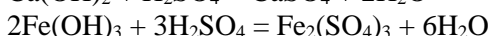
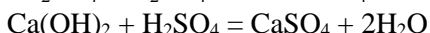
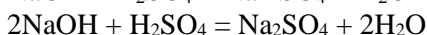
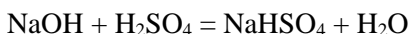
Серная кислота проявляет все типичные свойства кислот. Как сильная двухосновная кислота диссоциирует ступенчато:

$\text{H}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$ – гидросульфат – ион и $\text{HSO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ – сульфат – ион, поэтому в концентрированных растворах серной кислоты имеет место реакция:

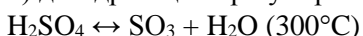


а) кислотные свойства:

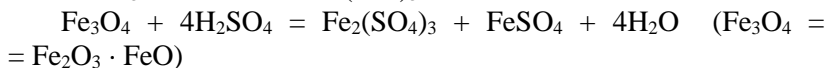
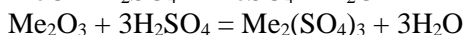
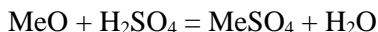
1) взаимодействие разбавленной серной кислоты с основаниями и солями:



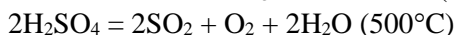
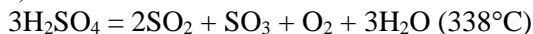
2) дегидратация при умеренном нагревании:



3) взаимодействие разбавленной серной кислоты с оксидами металлов:



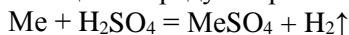
б) окислительно-восстановительная двойственность:



в) окислительные свойства

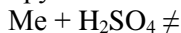
Окислительные свойства серной кислоты во многом зависят от ее концентрации. Раствор серной кислоты в воде с содержанием H_2SO_4 менее 70% обычно называют *разбавленной*, а с содержанием более 70% *концентрированной серной кислотой*.

1) взаимодействие разбавленной серной кислоты с металлами, стоящими в ряду напряжения металлов до водорода:



$\text{Pb} + \text{H}_2\text{SO}_4 \neq$ реакция не протекает, т.к. PbSO_4 не растворяется в H_2SO_4 , образуя защитную пленку.

2) с малоактивными металлами, т.е. стоящими в ряду напряжения металлов после водорода разбавленная серная кислота не реагирует:



3) концентрированная серная кислота с активными металлами восстанавливается тем глубже, чем концентрированнее кислота:



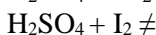
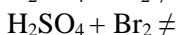
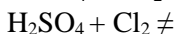
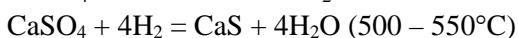
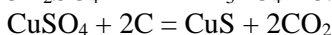
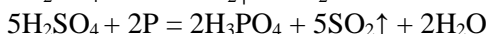
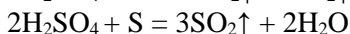
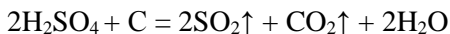
4) концентрированная серная кислота с малоактивными металлами (Cu, Ag, Hg, Sb, Bi) восстанавливается до SO_2 :



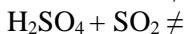
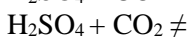
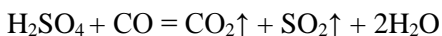
5) на холоду в концентрированной серной кислоте Fe, Al, Cr, Co, Ni пассивируются и реакция не протекает ни при каких условиях;

6) концентрированная серная кислота с Au, Pt, Ir, Rh, Ta не взаимодействует;

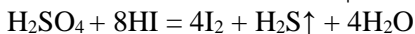
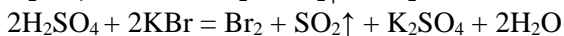
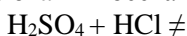
7) концентрированная серная кислота с неметаллами восстанавливается до SO_2 :



8) взаимодействие концентрированной серной кислоты с оксидами неметаллов:



9) взаимодействие концентрированной серной кислоты с кислотами-восстановителями:



10) обугливание сахара концентрированной серной кислотой: $2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = 11\text{C} + \text{CO}_2\uparrow + 13\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2\uparrow$

11) обугливание целлюлозы концентрированной серной кислотой: $n\text{H}_2\text{SO}_4 + (\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n = 5n\text{C} + n\text{CO}\uparrow + n\text{SO}_2\uparrow + 6n\text{H}_2\text{O}$

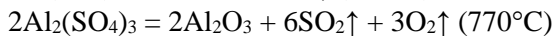
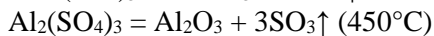
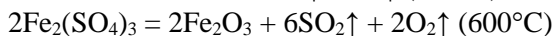
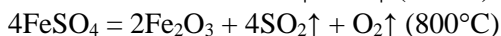
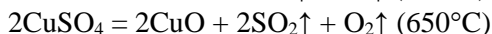
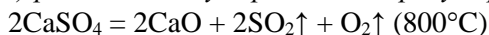
Таблица 4

Продукты восстановления серной кислоты металлами

Металлы	Ca	Mg	Zn	Al	Fe	Cr	Pb	Co	Ni	Cu	Hg
H_2SO_4 разб.	H_2	H_2	H_2	H_2	H_2	H_2	-	H_2	H_2	-	-
H_2SO_4 конц.	H_2S	H_2S	H_2S $t^\circ\text{C}$	H_2S $t^\circ\text{C}$	SO_2 $t^\circ\text{C}$	SO_2 $t^\circ\text{C}$	SO_2	SO_2	SO_2	SO_2	SO_2

Если сравнить окислительные свойства концентрированной и разбавленной серной кислот, то можно сделать вывод, что в концентрированной серной кислоте окислителем является сульфат-анион, а в разбавленной – ион водорода.

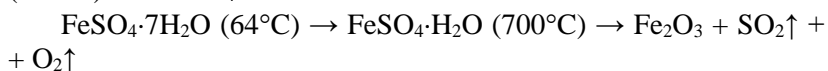
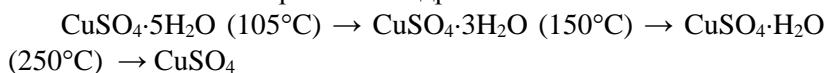
2) разложение сульфатов и гидросульфатов:



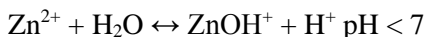
Сульфаты щелочных металлов при нагревании плавятся без разложения:



Обезвоживание кристаллогидратов:



Гидролиз сульфатов: соли серной кислоты гидролизуются только по катиону или не подвергаются гидролизу совсем



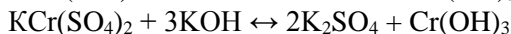
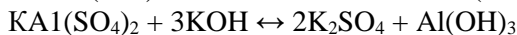
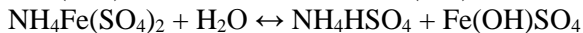
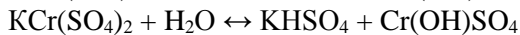
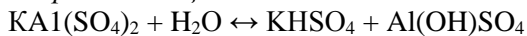
Квасцы:

$\text{KA1}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ – алюмокалиевые

$\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ – хромокалиевые

$\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ – железоаммониевые

Гидролиз квасцов:



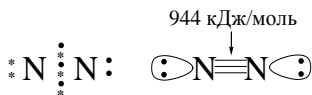
Контрольные вопросы и упражнения

1. Какую валентность имеет кислород? Почему валентность кислорода является постоянной величиной?

2. С какими простыми веществами кислород непосредственно не взаимодействует?
3. Какова роль кислорода в природных процессах?
4. Какие реакции называются реакциями горения? Приведите пример.
5. При разложении бертолетовой соли получен кислород объемом 6,72 л (нормальные условия). Рассчитайте массу исходного вещества.
6. Рассчитайте, в каком случае выделяется больше кислорода: при разложении 1 моль перекиси водорода H_2O_2 или 1 моль хлората калия KClO_3 .
7. Опишите строение серы, ее водородные соединения.
8. Напишите уравнения реакций концентрированной серной кислоты с серебром и кальцием, если в первом случае продуктом восстановления серной кислоты является диоксид серы, во втором – сероводород.
9. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{S} \rightarrow \text{FeS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$
10. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах реакций. Укажите, в каких реакциях соединения серы являются окислителями, в каких – восстановителями:
а) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{HI} \rightarrow \text{S} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
в) $\text{Na}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{S} + \text{MnO}_2 + \text{NaOH} + \text{KOH}$
11. Объясните процесс гидролиза сульфата меди.
12. Сравните химические свойства кислот H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4 . Ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций.
13. В чем состоит опасность выделения тепловыми электростанциями и промышленными предприятиями оксида серы (IV)? Напишите соответствующие реакции.
14. Напишите формулы соединений серы в степенях окисления -2, +4, +6.
15. Какую роль играет сера в живом организме?

АЗОТ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Азот – газ без цвета, запаха и вкуса, чуть легче воздуха, малорастворим в воде. Это ковалентно связанный молекулярный газ. Он существует в виде двухатомных молекул. Тройная связь между атомами азота очень прочна. Поэтому азот характеризуется низкой реакционной способностью, уступая в этом только инертным газам. Инертность – свойство молекул N_2 :



Возможные пути получения азота

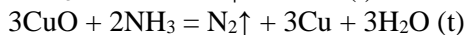
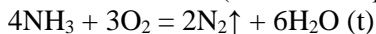
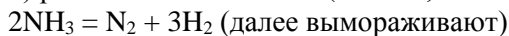
В промышленности:

а) конденсацией и фракционной дистилляцией сжиженного воздуха.

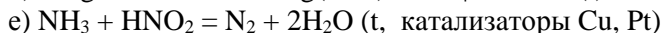
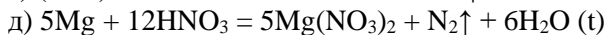
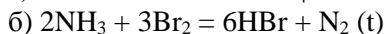
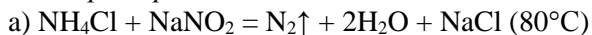
Азот очищают от кислорода, пропуская через раскаленную медь:



б) разложением аммиака (1000°C , катализатор Ni)

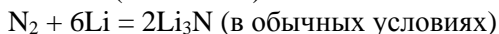
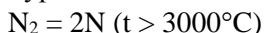


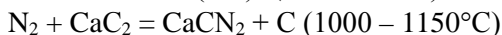
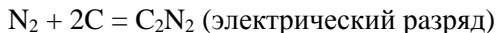
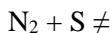
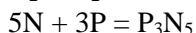
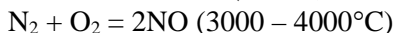
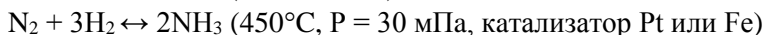
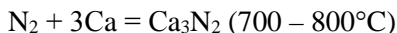
В лаборатории:



Окислительно-восстановительные свойства азота

Молекулярный азот, вследствие своей инертности, вступает в химическое взаимодействие, как правило, при высоких температурах.

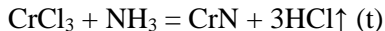
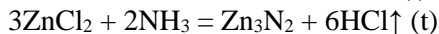
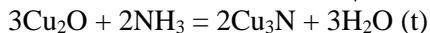
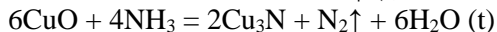
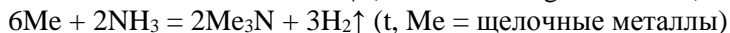
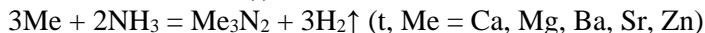
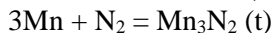
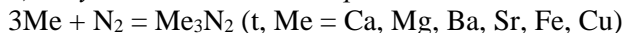




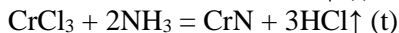
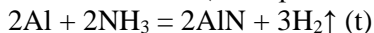
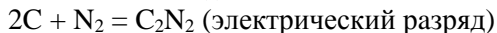
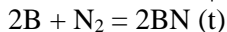
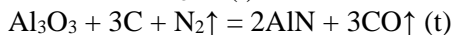
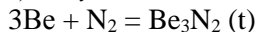
Соединения азота

Нитриды – соединения азота с менее электроотрицательными элементами, например, с металлами (AlN ; Na_3N ; Ca_3N_2 ; Zn_3N_2 ; и т. д.) и с рядом неметаллов (NH_3 , BN , Si_3N_4).

а) получение основных нитридов:

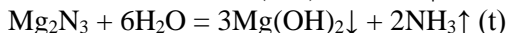
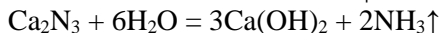
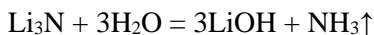


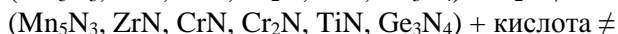
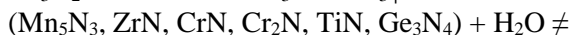
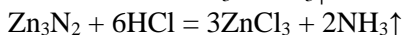
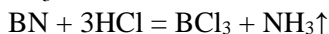
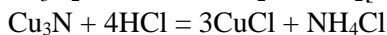
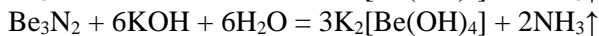
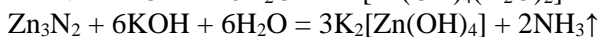
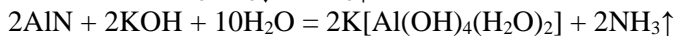
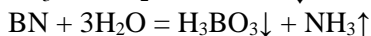
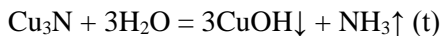
б) получение кислотных и амфотерных нитридов:



Химические свойства нитридов

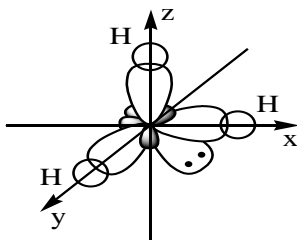
Нитриды металлов разлагаются водой или растворами щелочей и кислот:





Аммиак, соли аммония

Аммиак – бесцветный газ с характерным резким запахом, в два раза легче воздуха, хорошо растворим в воде, что обусловлено возникновением межмолекулярных водородных связей. Температура кипения $-33,4^\circ\text{C}$. Легко сжижается. При температуре -78°C аммиак затвердевает.



NH_3 ; sp^3 -гибридизация

NH_3 – слабое основание (акцептор протона, донор электронной пары), восстановитель.

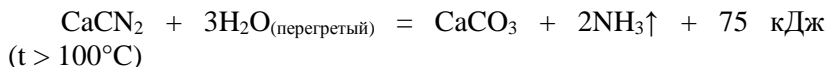
Возможные способы получения аммиака

В промышленности:

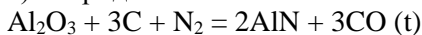
а) метод Габера – Боша (450°C , $P = 30$ мПа, катализатор Pt или губчатое железо): $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3\uparrow + Q$

б) циамидный способ Франко и Каро:

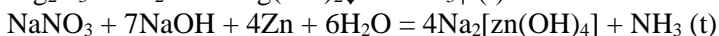
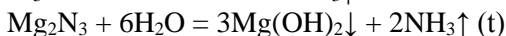
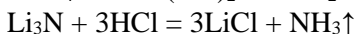




в) нитридный способ:

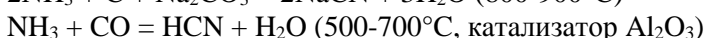
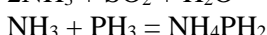
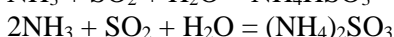
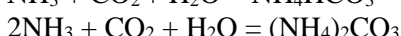
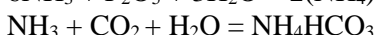
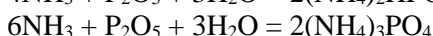
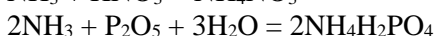
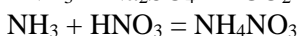
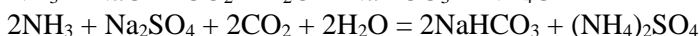
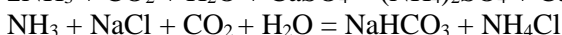
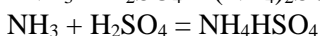
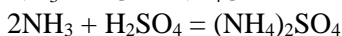


В лаборатории:

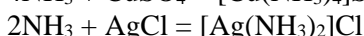
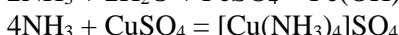
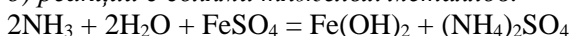


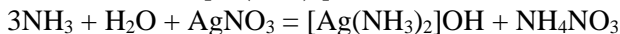
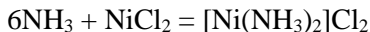
Химические свойства аммиака

а) основные свойства:

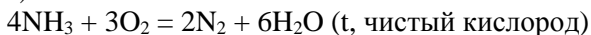


б) реакции с солями тяжелых металлов:

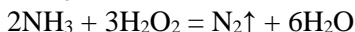
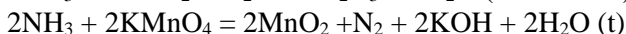
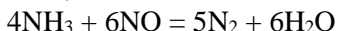




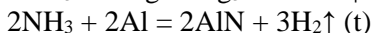
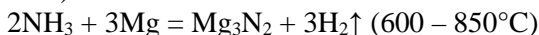
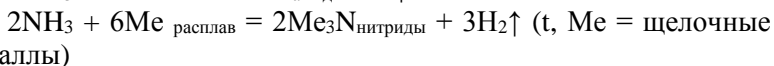
в) восстановительные свойства:



Pt или Rh)

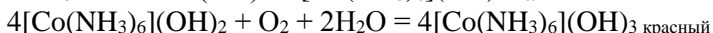
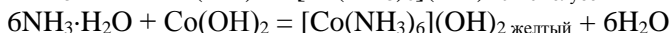
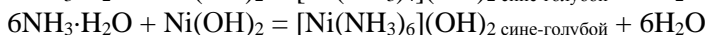
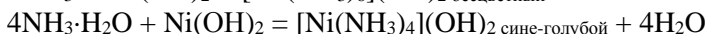
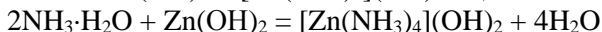
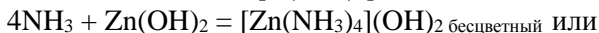
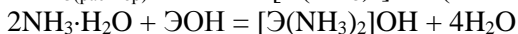
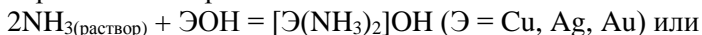


г) окислительные свойства:



д) взаимодействие слабых оснований с аммиаком

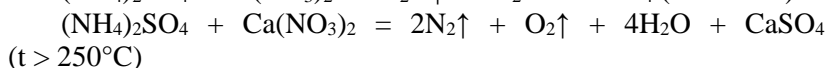
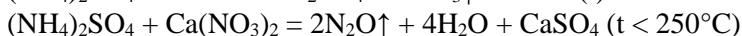
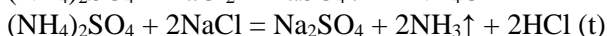
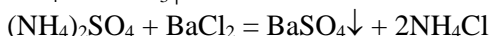
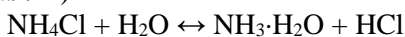
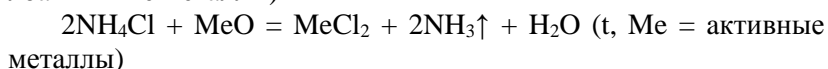
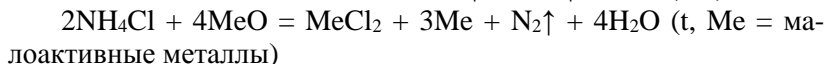
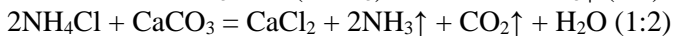
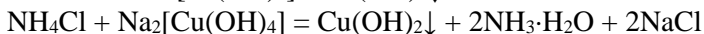
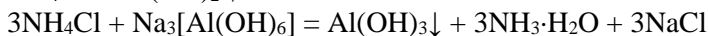
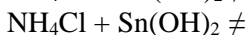
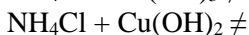
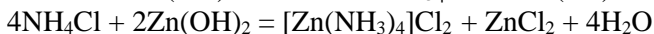
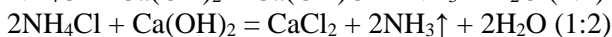
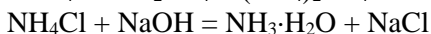
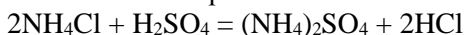
В насыщенном растворе аммиака растворяются слабые основания с образованием устойчивых аммиакатов, произведение растворимости которых не ниже чем 10^{-20} .

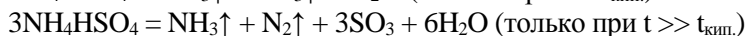
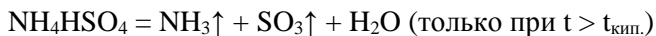


Соли аммония. В катионе аммония NH_4^+ четыре ковалентные связи, три из которых образуются за счет трех неспаренных электронов, находящихся на p -орбиталях внешнего энергетического уровня атома азота. Четвертая связь образуется по донорно-акцепторному механизму между атомом азота аммиака (донор) и ионом водорода (акцептор):

$\text{H}_3\text{N} + \text{H}^+ = [\text{H}_3\text{N} \rightarrow \text{H}^+]$. Все четыре связи азот-водород в ионе NH_4^+ равноценны, несмотря на различные механизмы их образования.

Соли аммония проявляют все типичные свойства солей:





Оксиды азота

Азот образует несколько оксидов:

N_2O – оксид азота (I), или оксид диазота;

NO – оксид (II), или монооксид азота;

N_2O_3 – оксид азота (III), или триоксид диазота;

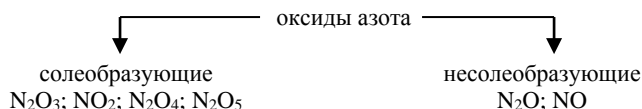
NO_2 – оксид азота (IV), или диоксид азота;

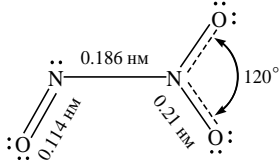
N_2O_4 – тетраоксид диазота;

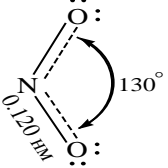
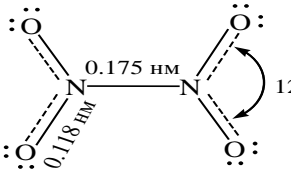
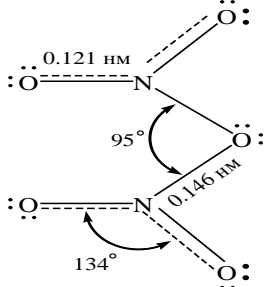
N_2O_5 – оксид азота (V) или пентаоксид азота.

Таблица 8

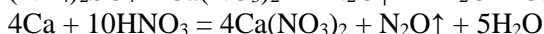
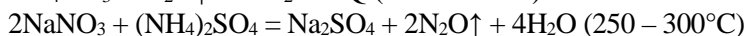
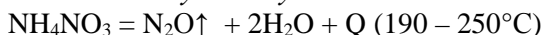
Характеристика и свойства оксидов азота



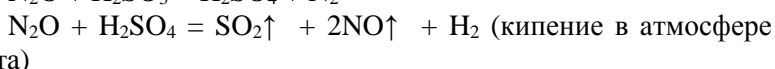
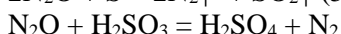
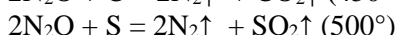
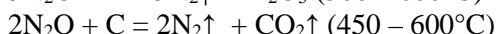
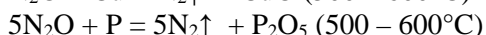
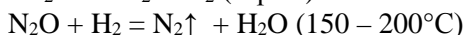
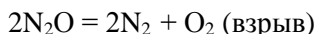
Фор- мула	Степень окисле- ния	Химическое строение молекулы	Физические свойства
1	2	3	4
N_2O	+1	$\begin{array}{c} \text{:N} \equiv \text{N} - \text{O:} \\ 0.113 \text{ нм} \quad 0.118 \text{ нм} \end{array}$	бесцветный газ со сладковатым вкусом (веселящий газ), умеренно растворим в воде, $t_{\text{кип}} = -89^\circ\text{C}$, $t_{\text{пл}} = -91^\circ\text{C}$.
NO	+2	$\begin{array}{c} \text{:N} \equiv \text{O:} \\ 0.115 \text{ нм} \end{array}$	бесцветный газ, малорастворим в воде, токсичен, $t_{\text{кип}} = -152^\circ\text{C}$, $t_{\text{пл}} = -164^\circ\text{C}$.
N_2O_3	+3		голубое твердое вещество, существует при температуре ниже -102°C . Жидкий N_2O_3 имеет интенсивную синюю окраску.

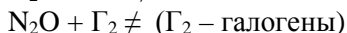
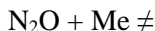
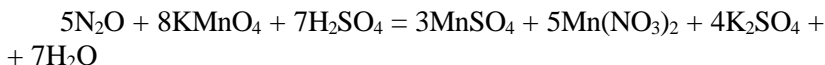
1	2	3	4
NO ₂	+4		бурый газ, с повышением давления и понижением температуры, переходящий в бесцветный димер N ₂ O ₄ : 2NO ₂ ↔ N ₂ O ₄ .
N ₂ O ₄	+4		бесцветный газ, при 22°C N ₂ O ₄ конденсируется в жидкость, при -11°C замерзает.
N ₂ O ₅	+5		бесцветное кристаллическое вещество, имеющее t _{пл} = 45°C и состоящее из катионов нитроила NO ₂ ⁺ и нитрат ионов NO ₃ ⁻ . Выше +33°C N ₂ O ₅ возгоняется.

Возможные пути получения оксида азота (I) N₂O:

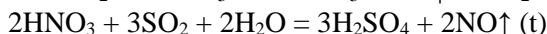
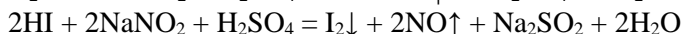
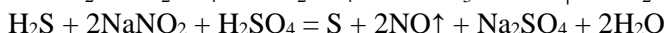
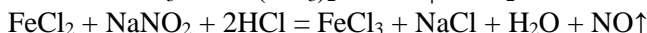
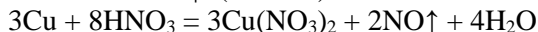
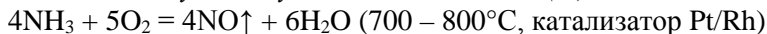


Химические свойства оксида азота (I) N₂O:



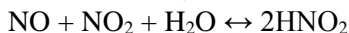
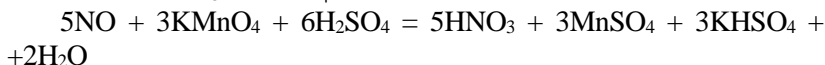
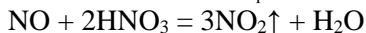
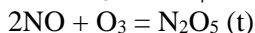
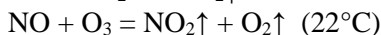
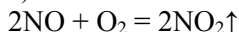


Возможные пути получения оксида азота (II) NO:

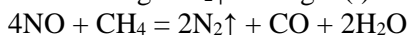
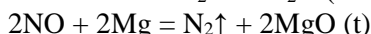
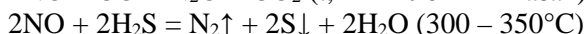
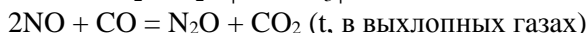
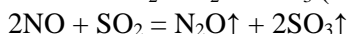
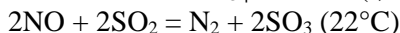
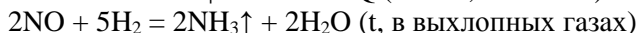
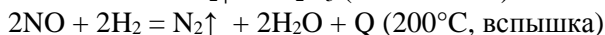
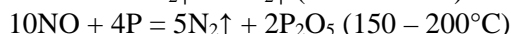


Химические свойства оксида азота (II) NO:

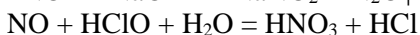
а) восстановительные свойства:



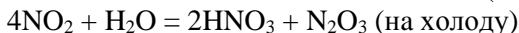
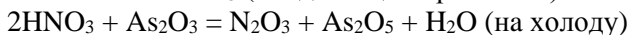
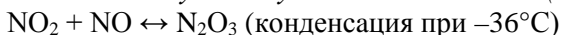
б) окислительные свойства:



в) окислительно-восстановительная двойственность:

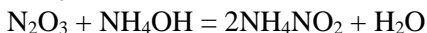
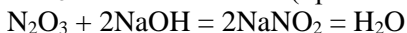
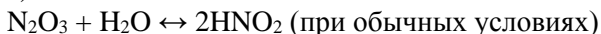


Возможные пути получения оксида азота (III) N_2O_3 :

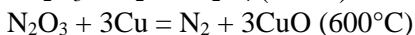
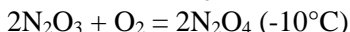
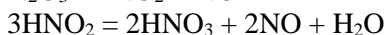


Химические свойства оксида азота (III) N_2O_3 :

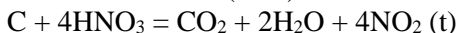
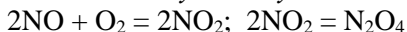
а) кислотные свойства:



б) окислительно-восстановительные свойства:



Возможные пути получения оксида азота (IV) NO_2 :

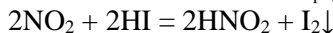
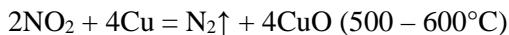
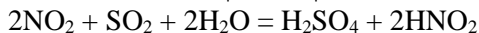
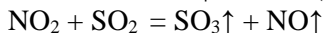
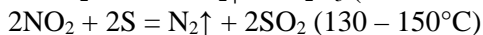
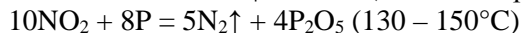
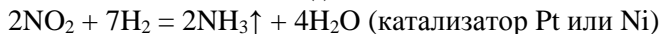
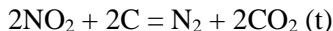


Химические свойства оксида азота (IV) NO_2 :

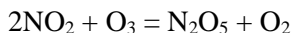
2NO_2 бурый \leftrightarrow N_2O_4 бесцветный (равновесие смещается вправо при охлаждении)

Диоксид азота NO_2 и тетраоксид диазота N_2O_4 являются оксидами азота (IV). Они обычно существуют в смеси, т.к. легко переходят друг в друга. При охлаждении смеси этих оксидов до температуры $-11,2^\circ\text{C}$ она затвердевает. В твердом состоянии существует лишь N_2O_4 . В жидком состоянии (температура от $-11,2$ до $+21^\circ\text{C}$) и в газообразном (свыше 21°C) оба оксида находятся в смеси. При температуре 140°C существует только NO_2 . Как правило, в уравнениях химических реакций оксид азота (IV) записывают одной формулой, обычно NO_2 , так как N_2O_4 является димером NO_2 .

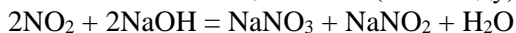
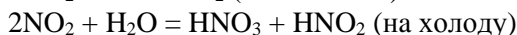
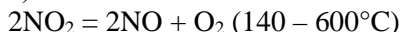
а) окислительные свойства:



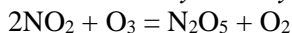
б) восстановительные свойства:



в) окислительно-восстановительная двойственность:

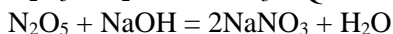
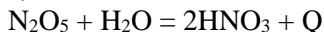


Возможные пути получения оксида азота (V) N_2O_5 :

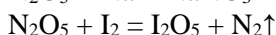
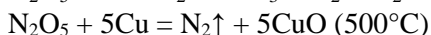
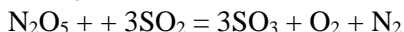
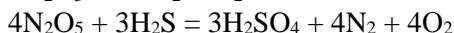
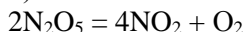


Химические свойства оксида азота (V) N_2O_5 :

а) кислотные свойства:



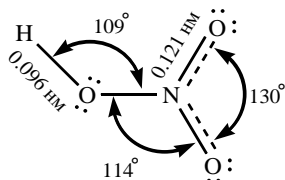
б) окислительно-восстановительные свойства:



Азотная кислота HNO_3

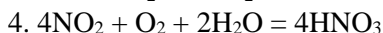
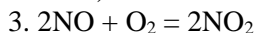
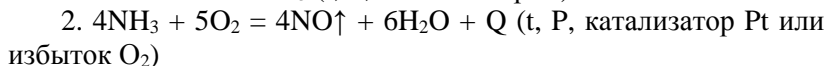
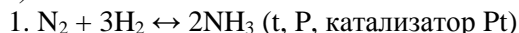
Азотная кислота HNO_3 – бесцветная жидкость, довольно высокой плотности ($1,53\text{г/см}^3$), с температурой кипения $82,6^\circ\text{C}$ и

температурой замерзания $-41,6^{\circ}\text{C}$. На воздухе дымит, с водой смешивается в любых соотношениях. Молекула азотной кислоты имеет следующее строение:

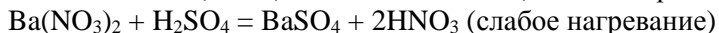
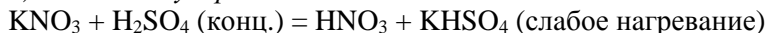


Возможные пути получения азотной кислоты

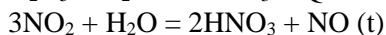
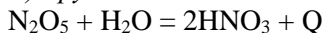
а) способ Оствальда:



б) способ Глаубера:



в) другие возможные способы:

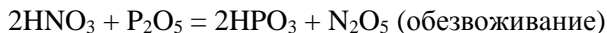
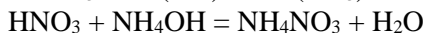
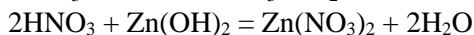
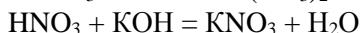
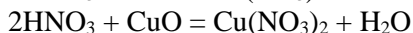
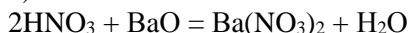


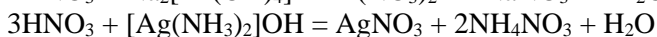
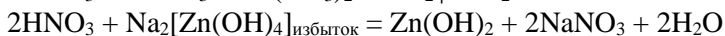
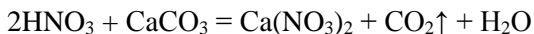
Химические свойства азотной кислоты

Азотная кислота относится к числу наиболее сильных кислот. В водных растворах она полностью диссоциирует на катионы водорода и нитрат анионы: $\text{HNO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ или

$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$. Для нее характерны все свойства кислот.

а) кислотные свойства:





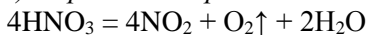
б) автопротолиз:



в) нитрующая смесь:



г) термическое разложение:



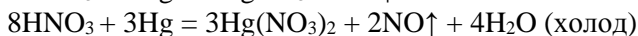
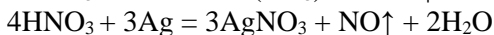
д) окислительные свойства:

Азотная кислота, как в безводном состоянии, так и в растворах (разбавленных и концентрированных), проявляет сильные окислительные свойства. Особенность свойств растворов азотной кислоты заключается в том, что по мере разбавления ее растворов восстановленные формы переходят в более низкие степени окисления, т.к. концентрированная азотная кислота переводит все промежуточные продукты реакции (NH_3 , N_2O , NO) до NO_2 . В разбавленных же растворах кислоты этого не происходит. При действии азотной кислоты на металлы обычно водород не выделяется.

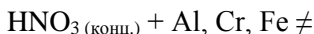
1) HNO_3 на большинство металлов, расположенных в ряду напряжения правее водорода, не действует: HNO_3 (разб., конц.) + $+\text{Os}, \text{Mo}, \text{Ir}, \text{Nb}, \text{Au}, \text{Pt}, \text{Ta}, \text{Zr}, \text{Rh}, \text{Ru} \neq$

2) сильно разбавленная HNO_3 вообще не действует на металлы, стоящие в ряду напряжения правее водорода: HNO_3 (разб.) + $\text{Bi}, \text{Hg}, \text{Ag}, \text{Cu}, \text{Pd} \neq$

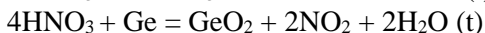
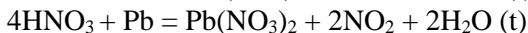
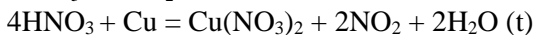
3) разбавленная HNO_3 металлами, стоящими в ряду напряжения правее водорода ($\text{Bi}, \text{Hg}, \text{Ag}, \text{Cu}, \text{Pd}$) восстанавливается до NO :



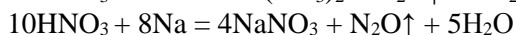
4) холодная концентрированная HNO_3 не действует на металлы средней активности, т.к. на холоде металлы пассивируются на счет оксидной пленки):



5) металлы средней (Cd, Co, Ni, Fe, Sn, Ge, Pb, Sb) и малой (Hg, Cu, Ag, Bi) активности восстанавливают концентрированную HNO_3 до NO_2 :



6) концентрированная HNO_3 активными металлами (K, Li, Na, Ca, Sr, Ba, Mg) восстанавливается до N_2O или NO_2 :



7) разбавленная и очень разбавленная HNO_3 активными металлами (K, Li, Na, Ca, Sr, Ba, Mg) и металлами средней активности (Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pd) восстанавливается до различных продуктов:

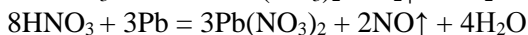
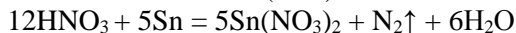
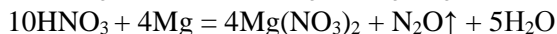
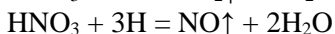
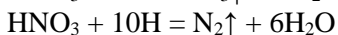
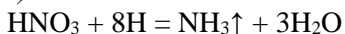


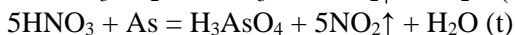
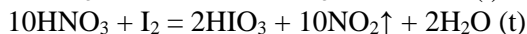
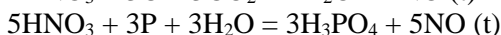
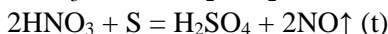
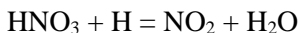
Таблица 9

Продукты восстановления азотной кислоты металлами

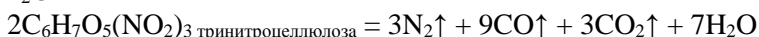
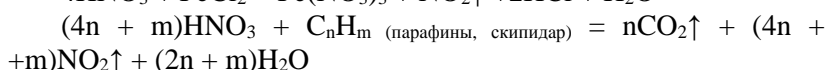
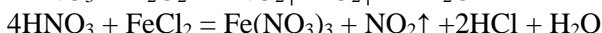
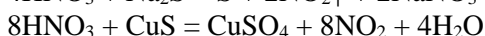
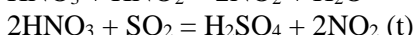
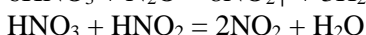
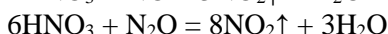
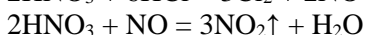
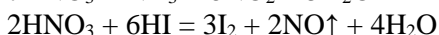
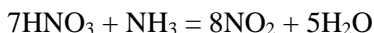
Кислота	Металлы	Продукты	Примечание
HNO_3 конц.	Все, кроме благородных металлов	соль + H_2O + NO_2	Fe, Al, Cr азотная кислота пассивирует
HNO_3 разб.	До водорода после водорода	соль + H_2O + N_2O , N_2 соль + H_2O + NO	
HNO_3 очень разб.	До водорода	соль + H_2O + NH_4NO_3	

е) взаимодействие азотной кислоты с неметаллами:



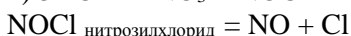


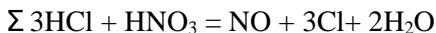
ж) взаимодействие азотной кислоты со сложными веществами:



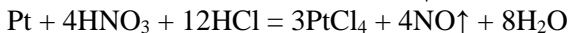
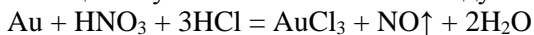
з) окислительные свойства «царской водки»

Смесь концентрированных азотной и хлороводородной кислот в объемном отношении 1 : 3 называют «царской водкой». Она растворяет некоторые металлы, не взаимодействующие с азотной кислотой (золото и платину). Ее действие объясняется тем, что азотная кислота окисляет соляную с выделением свободного хлора и образованием хлороксида азота (III), (хлорид нитрозил), который является промежуточным продуктом реакции и разлагается. Атомарный хлор в момент выделения и обуславливает высокую окислительную способность «царской водки»:

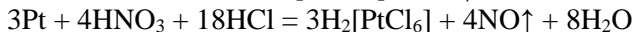




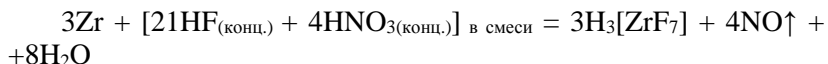
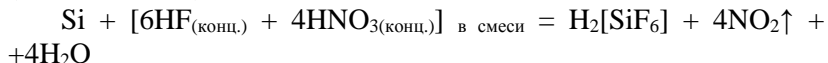
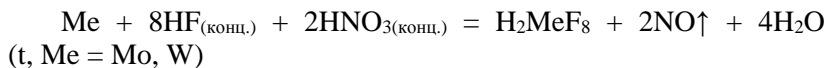
В общем случае можно записать следующие реакции:



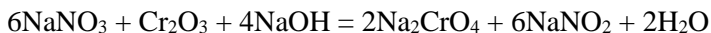
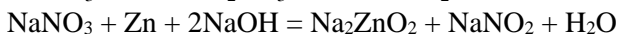
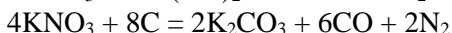
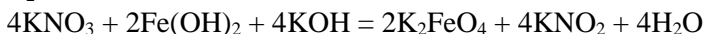
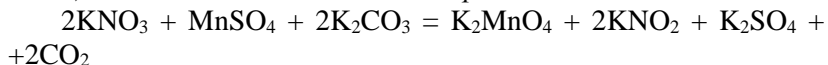
В избытке HCl:



и) окислительные свойства смеси азотной и плавиковой кислот:

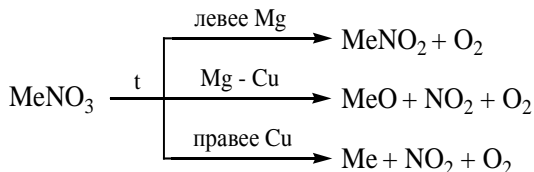


к) окислительные свойства нитратов:



л) разложение нитратов:

При сильном нагревании нитраты разлагаются. В зависимости от активности металла образующиеся продукты реакции следующие:



Азотистая кислота и ее соли

HNO_2 – слабая кислота, существует только в сильно разбавленных водных растворах при низкой температуре. Характерна sp^2 -гибридизация, структурная формула: $\text{H} - \text{O} - \text{N} = \text{O}$.

Возможные пути получения:

$\text{MeNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MeHSO}_4 + \text{HNO}_2$ (на холоду, Me = щелочные металлы)

$\text{Me}(\text{NO}_2)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MeSO}_4 + 2\text{HNO}_2$ (на холоду, Me = щелочноземельные металлы)

$\text{AgNO}_2 + \text{HCl} = \text{HNO}_2 + \text{AgCl}$

$\text{NO} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_2$

$\text{HNO}_3 + 2\text{H} = \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

$\text{KNO}_3 + \text{Pb} = \text{KNO}_2 + \text{PbO} \text{ (t)}$

$2\text{NaOH} + \text{NO} + \text{NO}_2 = 2\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{NO} + \text{NO}_2 = \text{Ca}(\text{NO}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}$

Химические свойства азотистой кислоты и ее солей:

а) кислотные свойства:

$\text{HNO}_2 + \text{NaOH} = \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

$\text{HNO}_2 + \text{NH}_4\text{OH} = \text{NH}_4\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

б) восстановительные свойства в присутствии окислителей:

$\text{HNO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2 = 2\text{HBr} + \text{HNO}_3$

$2\text{HNO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{HNO}_3$

$\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

$5\text{HNO}_2 + 2\text{HMnO}_4 = 2\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{HNO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

$5\text{HNO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + \text{HNO}_3 = 2\text{KNO}_3 + 2\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

$10\text{HNO}_2 + 4\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + 3\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{KNO}_3 + 6\text{H}_2\text{O}$

$5\text{HNO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{HNO}_3 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$

в) окислительные свойства в присутствии восстановителей:

$2\text{HNO}_2 + 2\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2\downarrow + 2\text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

$2\text{HNO}_2 + (\text{NH}_2)_2\text{CO}_{\text{мочевина}} = \text{N}_2\uparrow + \text{CO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$

$2\text{HNO}_2 + 2\text{HI} = \text{I}_2\downarrow + 2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$

$2\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{S} = \text{S}\downarrow + 2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$

$2\text{HNO}_2 + \text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{S}\downarrow + 2\text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

$\text{HNO}_2 + 4\text{Na} + 3\text{H}_2\text{O} = \text{NH}_2\text{OH} + 4\text{NaOH}$

$4\text{HNO}_2 + \text{Ba} = \text{Ba}(\text{NO}_2)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

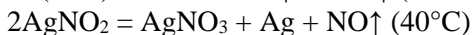
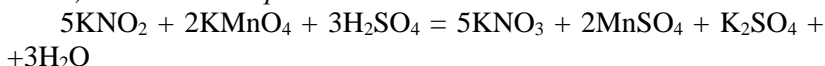
$2\text{HNO}_2 + 6\text{FeSO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{N}_2\uparrow + 3\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 4\text{H}_2\text{O}$

г) окислительно-восстановительная двойственность:

$3\text{HNO}_2 = \text{HNO}_3 + 2\text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O} \text{ (t)}$

$2\text{HNO}_2 = \text{NO}_2\uparrow + \text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

д) свойства нитритов:

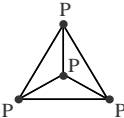
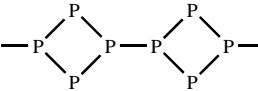


Фосфор и его соединения

Фосфор образует несколько аллотропных модификаций, которые заметно различаются по свойствам.

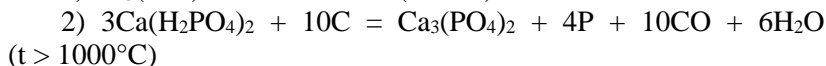
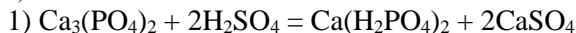
Таблица 10

Характеристика и свойства аллотропных модификаций фосфора

Белый фосфор	Красный фосфор	Черный фосфор
<p>Мягкое кристаллическое вещество. Состоит из молекул P_4. Не растворяется в воде, растворяется в сероуглероде, ядовит, легко загорается. При нагревании превращается в красный фосфор.</p>  <p>Имеет молекулярную кристаллическую решетку.</p>	<p>Красноватый порошок, неядовит, не растворим в воде и сероуглероде. Имеет атомную кристаллическую решетку. Нелетуч, неядовит, неогнеоопасен.</p>  <p>Это неорганический полимер, получающийся при размыкании тетраэдра P_4.</p>	<p>Наиболее устойчивая модификация. По внешнему виду похож на графит, жирный на ощупь, проявляет свойства полупроводника. Имеет атомную кристаллическую решетку. По своей структуре тоже является неорганическим полимером. Нелетуч, неядовит.</p>

Возможные способы получения:

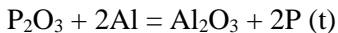
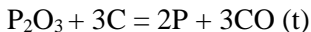
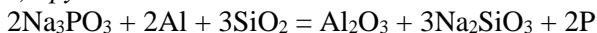
а) метод Шееле:



б) метод Веллера:



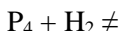
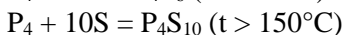
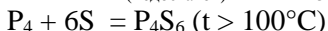
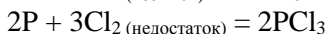
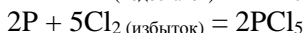
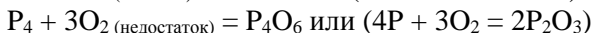
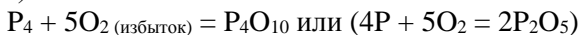
в) другие методы:



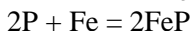
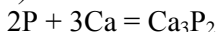
Химические свойства фосфора

Наиболее активен белый фосфор, наименее – черный. В уравнениях химических реакций белый фосфор обычно записывают формулой P_4 , которая соответствует составу его молекул. Красная и черная модификации обычно записываются символом P . Этот же символ используют, если модификация неизвестна или может быть любой.

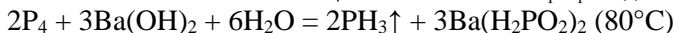
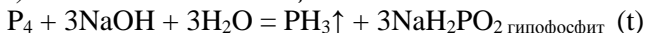
а) взаимодействие с неметаллами:



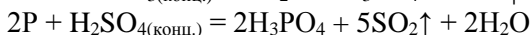
б) взаимодействие с металлами:



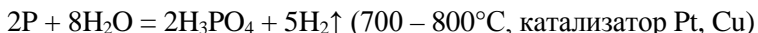
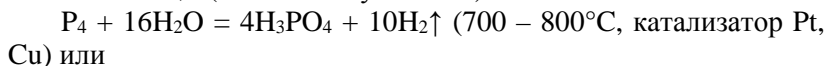
в) взаимодействие со щелочами:



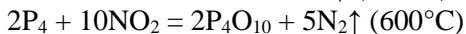
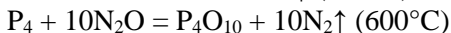
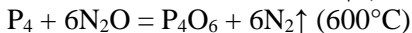
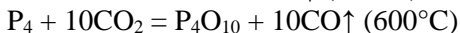
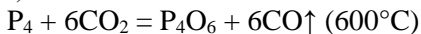
г) взаимодействие с кислотами:



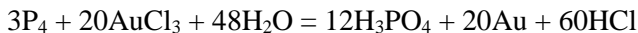
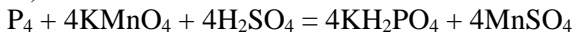
д) взаимодействие с водой:



е) взаимодействие с оксидами:

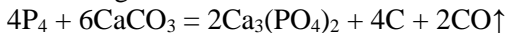
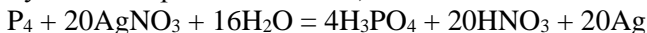


ж) взаимодействие с солями:



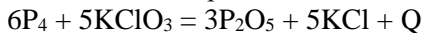
$P_4 + 6CuSO_{4(1\%)} = 2Cu_3(PO_4)_2 + 6SO_2 \uparrow$ (используют при отравлении фосфором)

$P_4 + 10CuSO_{4(5\%)} + 16H_2O = 4H_3PO_4 + 10H_2SO_4 + 10Cu$ (используют для обработки ожогов)

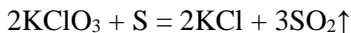
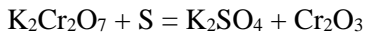


Использование фосфора в спичечном производстве

– *спичечная коробка:*



– *спичечная головка:*



Соединения фосфора

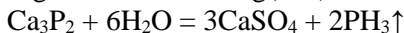
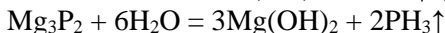
Фосфиды – соединения фосфора с металлами.

Получение:



$3MeO + 4P = Me_3P_2 + P_2O_3$ (t, Me = щелочноземельные металлы)

Кислотно-основные свойства:

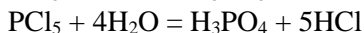
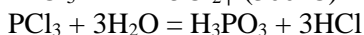
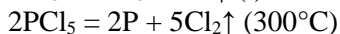
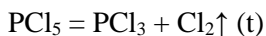


Галогениды фосфора (PF_3 , PF_2Cl , $PFCl_2$, PCl_3 , PBr_2 , PF_2Br , PBr_3 , PI_3 , PF_5 , PCl_5 , PBr_5)

Получение:

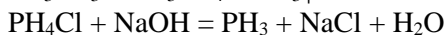
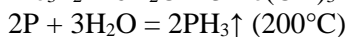
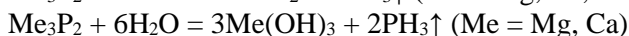
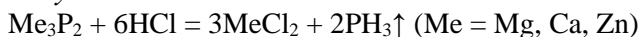


Химические свойства:



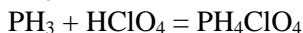
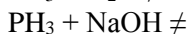
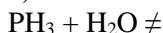
Фосфин PH_3 – бесцветный газ с чесночным запахом, мало-растворим в воде. Фосфин очень ядовит. Как и азот в аммиаке фосфор имеет низшую степень окисления –3. Но для фосфора эта степень окисления менее устойчива, чем для азота и поэтому фосфин проявляет более ярко выраженные восстановительные свойства, чем аммиак.

Получение:

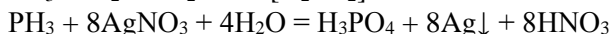
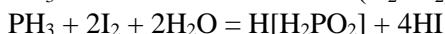
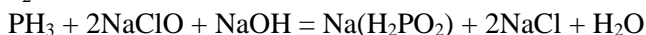
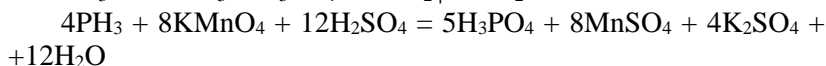
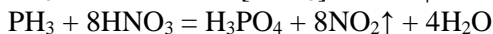
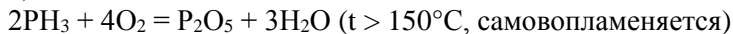


Химические свойства:

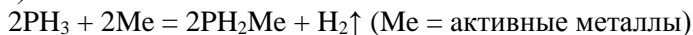
а) основные свойства:



б) восстановительные свойства:



в) окислительные свойства:



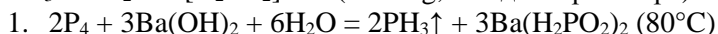
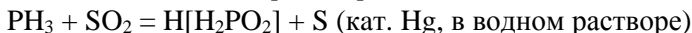
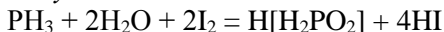
г) окислительно-восстановительные свойства:



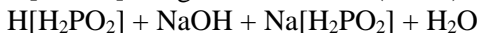
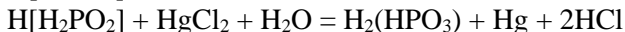
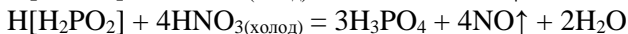
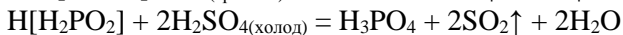
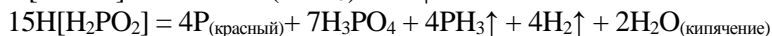
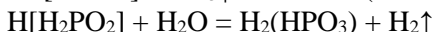
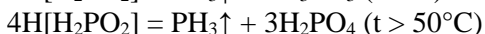
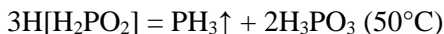
Кислородные соединения фосфора

Фосфорноватистая (фосфиновая) кислота H_3PO_2 или $H[H_2PO_2]$ – бесцветные кристаллы, кислота средней силы, сильный восстановитель; соли – *гипофосфиты*, валентность фосфора (V), степень окисления +1; одноосновная кислота, т.е. в реакциях замещается только один моль водорода $H[H_2PO_2]$.

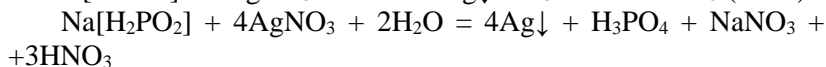
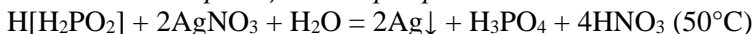
Получение:



Химические свойства:



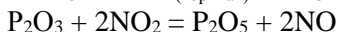
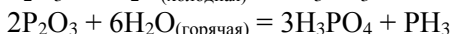
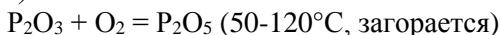
Аналитические реакции гипофосфит-ионов $H_2PO_2^-$:



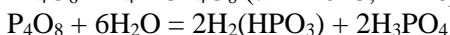
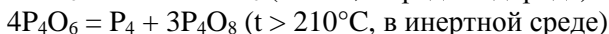
Оксид фосфора (III), триоксид дифосфора P_2O_3 , или P_4O_6 – ангидрид фосфористой кислоты; белое кристаллическое, ядовитое, $t_{пл} = 24^\circ\text{C}$, $t_{кип} = 175^\circ\text{C}$; кислотный оксид, сильный восстановитель. Образуется при окислении фосфора в недостатке кислорода: $4P + 3O_2 = 2P_2O_3$. Иногда формулу этого оксида записывают в виде P_4O_6 , которая соответствует строению молекул одной из модификаций этого вещества.

Химические свойства:

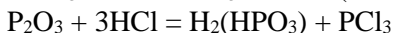
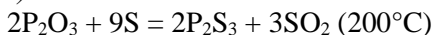
а) восстановительные свойства:



б) окислительно-восстановительная двойственность:

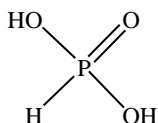


в) нет окисления-восстановления P_2O_3 :



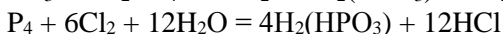
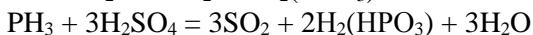
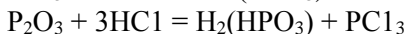
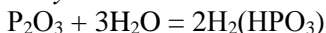
Фосфористая (фосфоновая) кислота H_3PO_3 , или $\text{H}_2(\text{HPO}_3)$

– двухосновная кислота средней силы, т.е. в реакциях замещаются только два атома водорода:



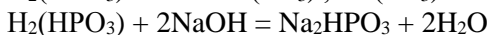
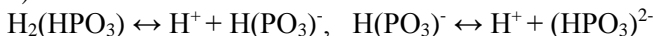
Бесцветное, твердое легкорастворимое в воде вещество, сильные восстановитель; соли – *фосфиты* – нерастворимы в воде, кроме солей щелочных металлов.

Получение:

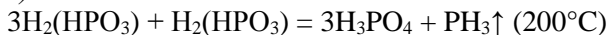


Химические свойства:

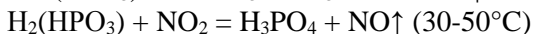
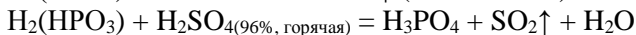
а) кислотные свойства:

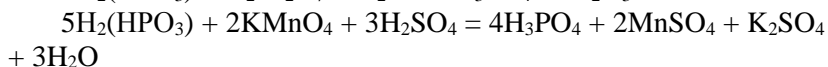
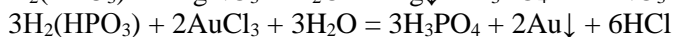
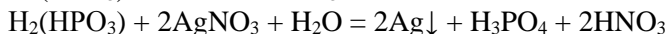
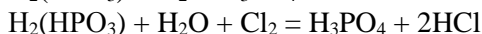
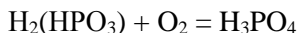


б) окислительно-восстановительная двойственность:

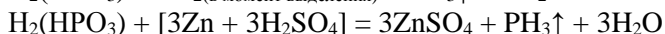
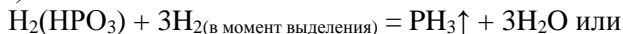


в) восстановительные свойства:

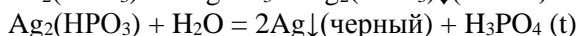
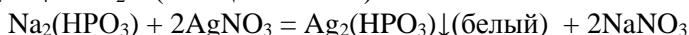
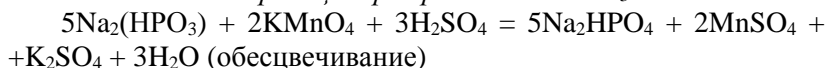




2) окислительные свойства:



Аналитические реакции фосфит-ионов HPO_3^{2-} :

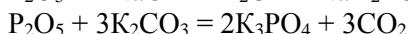
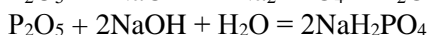
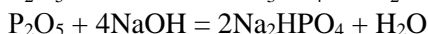
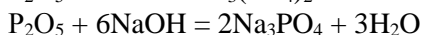
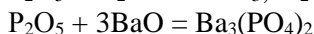
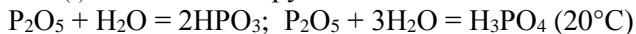
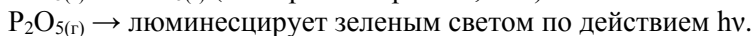


Пентаоксид дифосфора, оксид фосфора (V) P_2O_5 или P_4O_{10} .

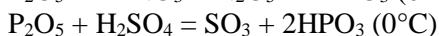
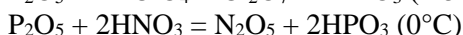
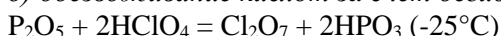
Получается при горении в избытке кислорода фосфор: $4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$. Это белое кристаллическое вещество (снегообразная масса), имеет три модификации: аморфная, стеклообразная и кристаллическая; энергично взаимодействует с водой, что обуславливает его применение в качестве осушителя.

Химические свойства:

а) кислотно-основные свойства:



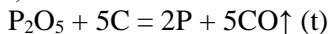
б) обезвоживание кислот за счет дегидратации:



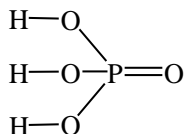
в) реакции обмена:



г) окислительные свойства:



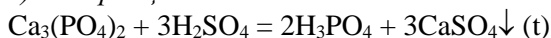
Ортофосфорная кислота H_3PO_4 (тетраоксофосфат (V) водорода): наиболее распространенная из всех кислот фосфора, обычно ее называют *просто фосфорной кислотой*:



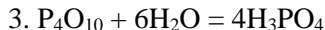
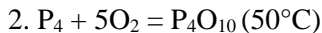
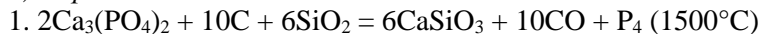
Это твердое белое вещество, с $t_{\text{пл}} = 42,4^\circ\text{C}$, смешивается с водой в любых отношениях.

Получение:

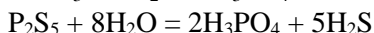
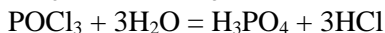
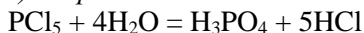
а) экстракционный метод:



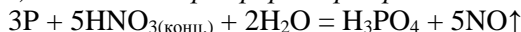
б) термический метод:



в) гидролизом галогенидов и сульфидов:

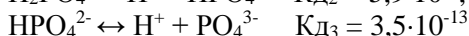


г) окислением фосфора и фосфина:



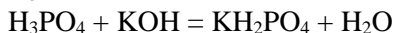
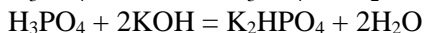
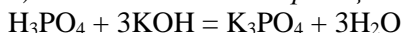
Химические свойства

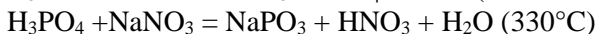
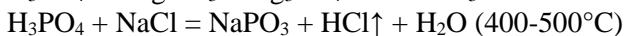
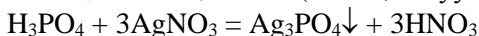
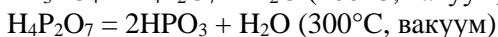
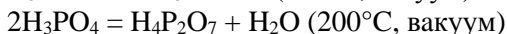
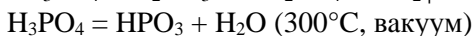
В водных растворах H_3PO_4 является трехосновной кислотой средней силы, диссоциирует ступенчато:



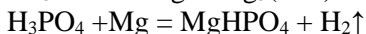
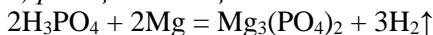
Обычно преобладает первая ступень диссоциации.

а) кислотно-основные реакции:





б) реакции замещения:

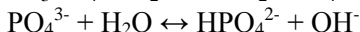
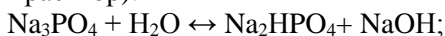


Как трехосновная кислота H_3PO_4 образует три типа солей: *фосфаты* – средняя (нормальная) соль, например K_3PO_4 – фосфат калия; *гидрофосфаты* (кислая соль), например K_2HPO_4 – гидрофосфат калия; *дигидрофосфаты* (кислая соль). Например, KH_2PO_4 – дигидрофосфат калия. Большинство средних солей фосфатов нерастворимы в воде. Исключение – фосфаты щелочных металлов. Многие же кислые соли фосфорной кислоты хорошо растворимы в воде, наиболее растворимыми дигидрофосфаты.

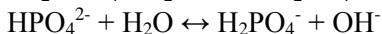
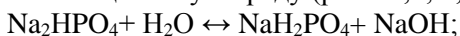
Химические свойства:

а) гидролиз солей:

1) *средние соли* создают сильнощелочную среду ($\text{pH} = 12,7$; 0,1М раствор):



2) *двухзамещенные кислые фосфаты (гидрофосфаты)* создают слабощелочную среду ($\text{pH} = 8,9$; 0,1М раствор):



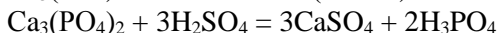
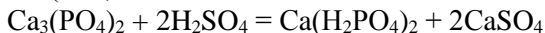
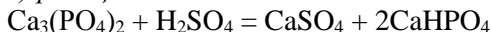
Образующиеся дигидрофосфат-ионы заметно диссоциируют: $\text{H}_2\text{PO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$.

Являющегося продуктом этой диссоциации иона водорода частично нейтрализуют гидроксид-ионы, образующиеся при гидролизе, поэтому среда гидрофосфатов является *слабощелочной*.

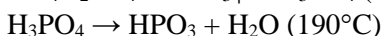
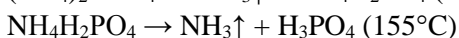
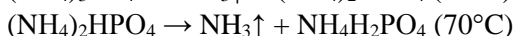
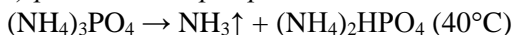
3) *однозамещенные кислые фосфаты (дигидрофосфаты)* создают кислую среду ($\text{pH} < 4,6$; 0,1М раствор):

$\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH}$; $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{OH}^-$
 наряду с гидролизом идет процесс диссоциации дигидрофосфат ионов: $\text{H}_2\text{PO}_4 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$, причем второй процесс превалирует, поэтому все ионы OH^- (продукт гидролиза) нейтрализуются ионами H^+ (продукт диссоциации), а избыток ионов водорода обуславливает *слабокислую среду* растворов дигидрофосфатов.

б) реакции обмена:

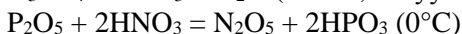
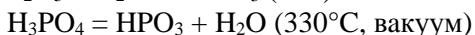
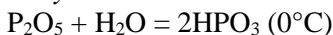


в) разложение фосфатов:

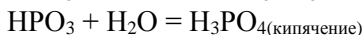
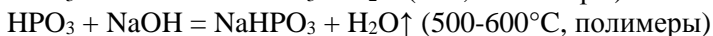
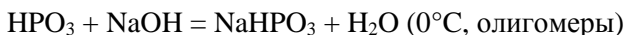


Метафосфорная кислота HPO_3 (триоксофосфат (V) водорода, или полиметафосфорные кислоты $(\text{HPO}_3)_n$). $(\text{HPO}_3)_n$ – кислоты средней силы, белые стекловидные гигроскопичные вещества; в раствор переходят в виде полимеров, хорошо растворимы в холодной воде, а в кипящей воде разлагаются; ядовиты.

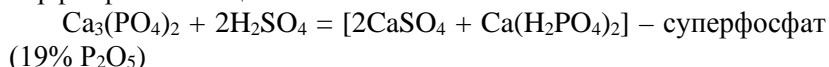
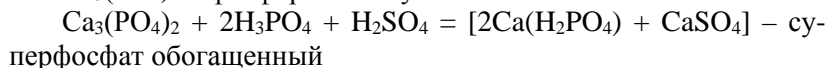
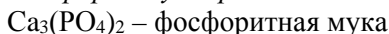
Получение:



Химические свойства:



Фосфорные удобрения:



$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 4\text{H}_3\text{PO}_4 = 2[\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2]$ – двойной суперфосфат (40% P_2O_5)

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 + 6\text{H}_2\text{O} = 3[\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}]$ – преципитат

$[\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4]$ – аммофоска

$[\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4] + \text{KNO}_3 + \text{CaHPO}_4 + \text{KCl}$ – нитрофоска

Контрольные вопросы и упражнения

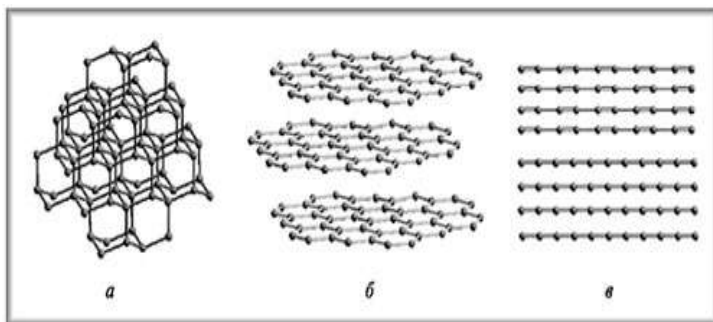
1. Какие химические связи наблюдаются в соединениях: N_2 , NH_3 , NH_4Cl , N_2O , NO_2 ?
2. Чем объясняется то, что валентность азота может быть не более 4, а степень окисления +5, тогда как у других элементов этой подгруппы и валентность может быть равна 5 и степень окисления +5?
3. Почему аммиак проявляет в растворе основные свойства, а HCl и H_2S – кислотные?
4. Составьте формулы константы равновесия для реакций:
а) $\text{NO}_2 + \text{NO} \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_3$;
б) $\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 2\text{HNO}_2$.
5. Предложите способы, с помощью которых можно было бы сместить равновесие:
а) влево;
б) вправо.
6. Может ли фосфин присоединить HCl ? Каков механизм этого процесса? Какой тип химической связи при этом образуется?
7. Каковы кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства аммиака? Приведите примеры.
8. Какая реакция является качественной на катион аммония?
9. В чем заключается различие изотопов азота ^{14}N , ^{15}N ?
10. Какую роль играет азот в живом организме?
11. Вычислите объемы (при н.у.) азота и водорода, необходимые для получения 17 т аммиака.
12. Нитрат аммония можно получить взаимодействием нитрата кальция с карбонатом аммония. Составьте уравнение этой реакции и укажите, почему она идет до конца.
13. В чем отличие гидролиза средних и кислых фосфатов?
14. Определите массовые доли фосфора в:
а) простом суперфосфате;
б) двойном суперфосфате; в) в преципитате.
15. Какую роль играет фосфор в живом организме? В чем заключается особенность круговорота фосфора в природе?
16. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращение:
 $\text{P} \rightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2 \rightarrow \text{PH}_3 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{HPO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{суперфосфат}$

УГЛЕРОД И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Углерод образует несколько аллотропных модификаций: алмаз, графит, карбин и фуллерен.

Алмаз – бесцветное кристаллическое вещество. Кристаллическая решетка алмаза построена таким образом, что каждый атом углерода находится в центре тетраэдра, вершины которого образуют четыре близлежащих атома. Каждый атом связан с четырьмя соседними атомами прочными равноценными ковалентными связями. Такая структура алмаза обуславливает его высокую твердость. Алмаз практически не проводит электрический ток, является диэлектриком.

Графит – кристаллическое вещество серого цвета с металлическим блеском. Структуру графита можно назвать слоистой: кристалл состоит из нескольких слоев углеродных макромолекул. В пределах одного слоя каждый атом углерода образует три химические связи с тремя соседними атомами. Четвертый электрон внешнего энергетического уровня каждого атома углерода, не участвующего в образовании химических связей в плоскости, образует связи между слоями в графите. Этот электрон обладает достаточно высокой подвижностью, поэтому графит, в отличие от алмаза, проявляет хорошую электропроводность. В графите связи внутри слоев достаточно прочные, а между слоями – слабые. Поэтому графит легко расслаивается.



Схематическое изображение трех основных форм углерода:

а – пространственной (алмаз); б – плоскостной (графит);

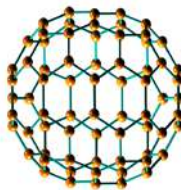
в – цепочечной (карбин)

Карбин – мелкокристаллический порошок черного цвета. Кристаллы карбина состоят из линейных цепочек углеродных атомов, соединенных чередующимися одинарными и тройными связями. По твердости карбин превосходит графит, но значительно уступает алмазу. Обладает полупроводниковыми свойствами. При нагревании до 2800°C без доступа воздуха превращается в графит.

Фуллерен (бакибол или букибол) – молекулярное соединение, принадлежащее классу аллотропных форм углерода и представляющее собой выпуклые замкнутые многогранники, составленные из чётного числа трёхкоординированных атомов углерода. Своим названием фуллерены обязаны инженеру и архитектору Ричарду Бакминстеру Фуллеру, чьи геодезические конструкции построены по этому принципу. Это наночастицы, образованные определенным (обычно 60 или 70) числом атомов углерода, организованных в сферический каркас. Обладает хорошими полупроводниковыми свойствами.



фуллерен C_{60}



фуллерен C_{70}

Кроме рассмотренных выше основных аллотропных модификаций, углерод существует еще в нескольких формах. Это так называемые *углеродные материалы*. К ним относятся уголь (кокс, древесный уголь), технический углерод (сажа), стеклоуглерод.

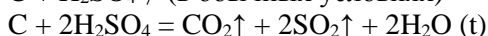
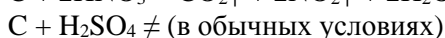
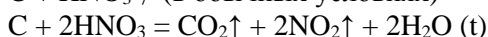
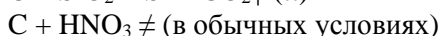
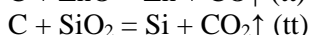
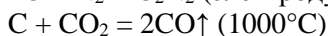
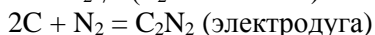
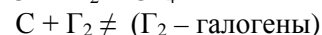
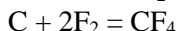
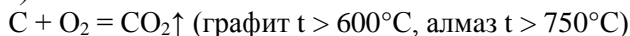
Уголь – черное вещество, содержащее углерод в виде измельченного графита. Уголь образуется при термическом разложении соединений, содержащих углерод. Например, при термической обработке без доступа воздуха природного каменного угля образуется *кокс* – разновидность угля. Массовая доля углерода в коксе составляет 96 – 98%. При нагревании древесины в условиях недостатка кислорода получается *древесный уголь*.

При термическом разложении многих углеродсодержащих веществ, например, природного газа, образуется *сажа* – тонкодисперсный черный порошок, также состоящий из мелкоизмельченного графита.

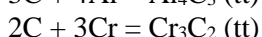
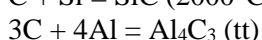
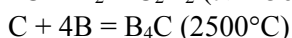
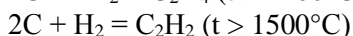
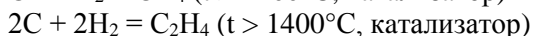
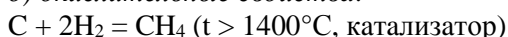
Стеклоуглерод представляет собой твердый материал. В его структуре без определенного порядка связаны структурные остатки алмаза, графит и карбина. Он имеет ряд ценных свойств: малую плотность, высокую механическую прочность, тугоплавкость, хорошую электрическую проводимость.

Химические свойства:

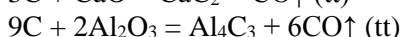
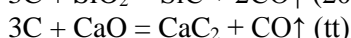
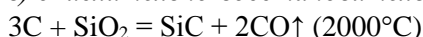
а) восстановительные свойства:



б) окислительные свойства:



в) окислительно-восстановительная двойственность:



Открытие углерода и водорода в органических соединениях:

1. В исходное вещество добавляют СО и сжигают:
 $\text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{CuO} = \text{CO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cu}$

2. Затем CO_2 пропускают в баритовую воду: $\text{CO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaCO}_3\downarrow \text{белый} + \text{H}_2\text{O}$

3. Пары воды пропускают через сульфат меди: $\text{CuSO}_4 \text{ белый} + 5\text{H}_2\text{O} = \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \text{ синий}$

Кислородные соединения углерода

Монооксид углерода, или оксид углерода (II), угарный газ СО – бесцветный газ без запаха. Он очень ядовит и представляет опасность для человека так как может связываться с гемоглобином Нб – железосодержащим белком – переносчиком O_2 в крови, образуя прочный комплекс карбоксигемоглобин НбСО. Сродство Нб к СО в 200 раз выше, чем сродство к O_2 :

$\text{CO}\uparrow + \text{HbO}_2 \rightarrow \text{HbCO} + \text{O}_2$ – организм соответственно получает меньше O_2 .

Получение:

$\text{C} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}\uparrow + \text{H}_2$ (800-1000°C, «синтез-газ»)

$2\text{C}_{(\text{раскаленный})} + \text{O}_{2(\text{воздух})} = 2\text{CO}\uparrow \text{ (t)}$

$\text{CO}_2 + \text{C}_{(\text{раскаленный})} = 2\text{CO}\uparrow \text{ (800°C)}$

$\text{HCOOH} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}\uparrow$ (в присутствии H_2SO_4 , 100°C)

$2\text{KCN} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{K}_2\text{SO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{CO}\uparrow$

Химические свойства:

а) восстановительные свойства:

$2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2\uparrow$

$\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\uparrow \text{ (t, в выхлопных газах)}$

$3\text{CO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2\uparrow$

$\text{CO} + \text{CuO} = \text{Cu} + \text{CO}_2\uparrow \text{ (t)}$

$2\text{CO} + \text{SnO}_2 = \text{Sn} + 2\text{CO}_2\uparrow \text{ (t)}$

$\text{CO} + \text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\uparrow \text{ (400°C)}$

$3\text{CO} + \text{CaC} = \text{CaCO}_3 + 4\text{C} \text{ (tt)}$

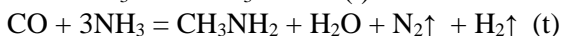
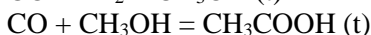
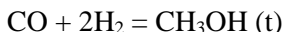
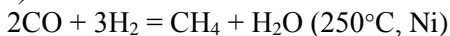
$\text{CO} + 2\text{NO} = \text{N}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow \text{ (t, в выхлопных газах)}$

$4\text{CO} + 2\text{NO}_2 = \text{N}_2 + 4\text{CO}_2\uparrow \text{ (в атмосфере)}$

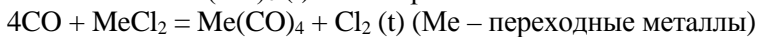
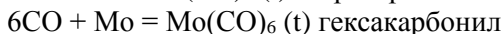
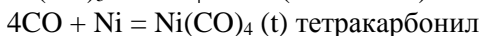
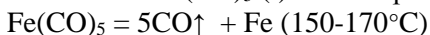
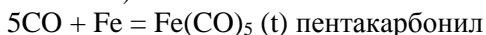
$5\text{CO} + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 5\text{CO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O} \text{ (kt: Ag)}$

$3\text{CO} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 4\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{CO}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O} \text{ (kt: Hg}^{2+})$

б) окислительный свойства:



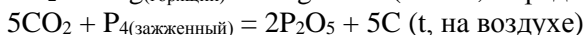
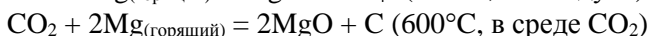
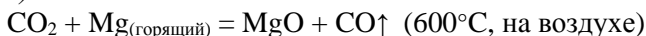
в) карбонилы (применяются для получения металлов высокой чистоты):



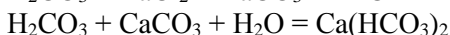
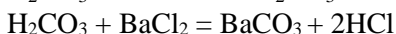
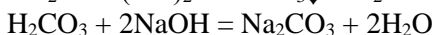
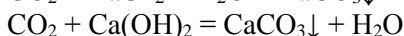
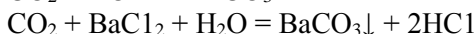
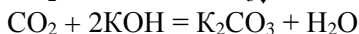
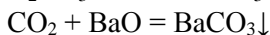
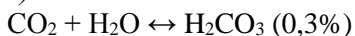
Диоксид углерода, или оксид углерода (IV), или углекислый газ CO_2 – газ без цвета и запаха, в твердом виде – «сухой лед»; кислотный оксид – ангидрид угольной кислоты, мало-растворим в воде и обратимо взаимодействует с ней: $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$, равновесие сильно смещено в сторону углекислого газа.

Химические свойства:

а) окислительные свойства:



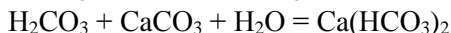
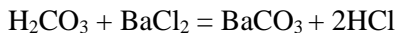
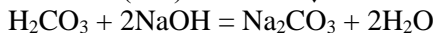
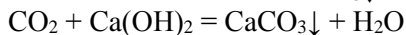
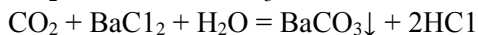
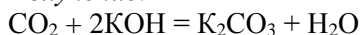
б) кислотные свойства:



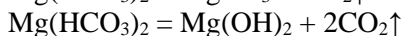
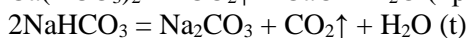
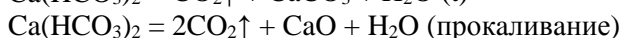
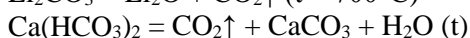
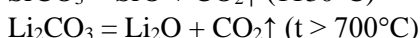
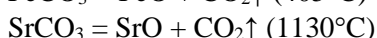
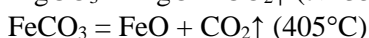
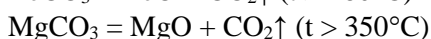
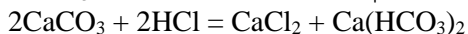
Карбонаты и гидрокарбонаты – соли угольной кислоты. Большинство карбонатов (кроме карбонатов натрия, калия и

аммония) малорастворимы в воде. Все гидрокарбонаты растворимы в воде.

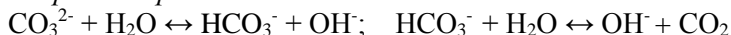
Получение:



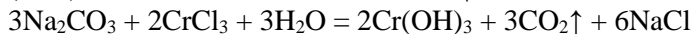
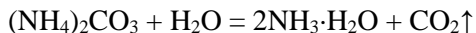
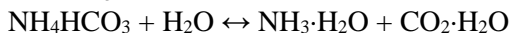
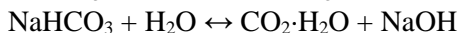
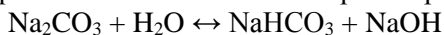
Химические свойства:



Гидролиз карбонатов:



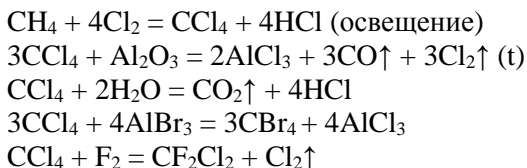
При обычных условиях реализуется только первая стадия гидролиза из-за накопления в растворе гидроксид-ионов:



Равновесие полностью смещено вправо за счет образования слабых электролитов, газа и осадка.

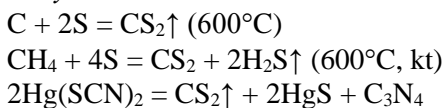
Галогениды углерода (IV):



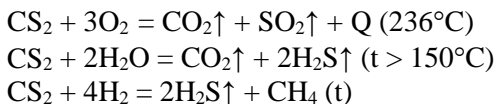


Сероуглерод CS_2 (*дисульфид углерода*) – бесцветная летучая жидкость, ядовит, легко воспламеняется, растворитель фосфора, серы, жиров, нерастворим в воде.

Получение:

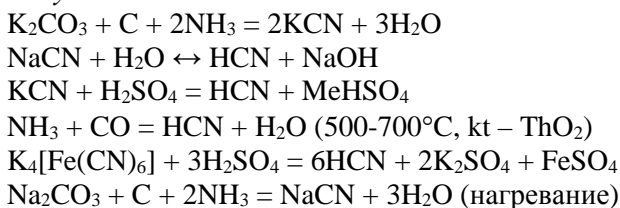


Химические свойства:

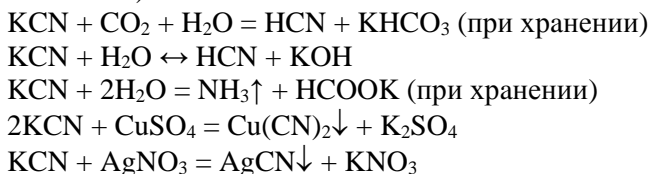
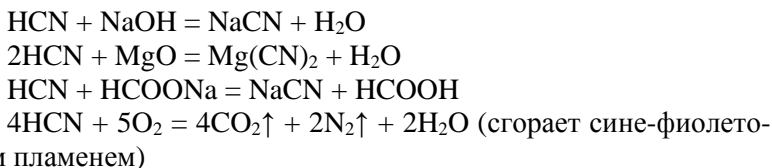


Синильная кислота HCN и ее соли (*цианиды*): HCN – бесцветная, очень ядовитая летучая жидкость; слабая кислота с запахом горького миндаля; соли – цианиды – легко гидролизуются.

Получение:



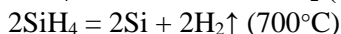
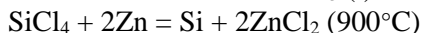
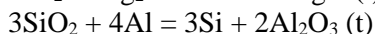
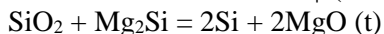
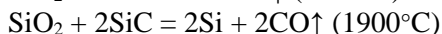
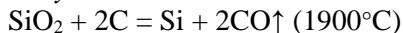
Химические свойства:



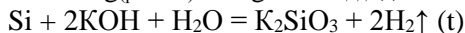
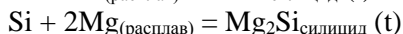
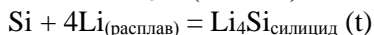
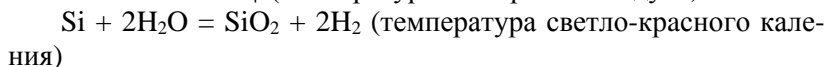
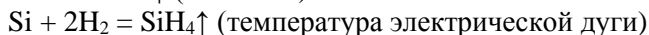
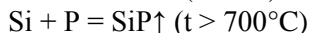
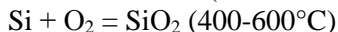
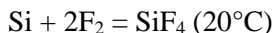
КРЕМНИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Кремний – неметалл с атомной кристаллической решеткой; твердое, хрупкое вещество с металлическим блеском, полупроводник; кислоты, кроме фтороводородной, на него не действуют, в щелочах растворяется, с водой реагирует в присутствии следов щелочи.

Получение:

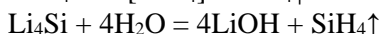
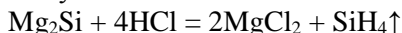


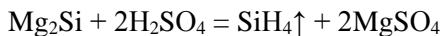
Химические свойства:



Силан SiH_4 – бесцветное газообразное вещество с неприятным запахом, самовоспламеняется на воздухе, токсичен; является восстановителем.

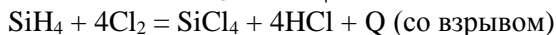
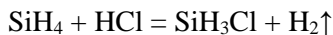
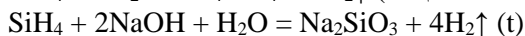
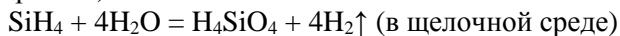
Получение:





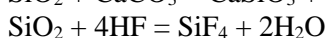
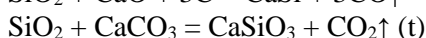
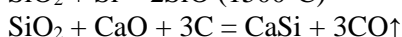
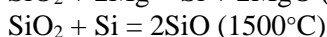
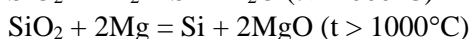
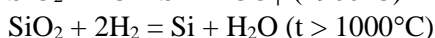
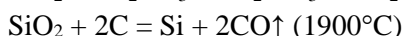
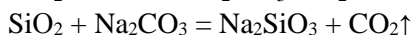
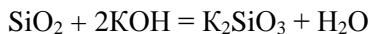
Восстановительные свойства:

$\text{SiH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{SiO}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Q}$ (на воздухе воспламеняется со взрывом)



Диоксид кремния или оксид кремния (IV) SiO_2 – кремнезем, песок, кварц; бесцветное кристаллическое вещество, нерастворимое в воде; кислотный оксид; инертное соединение.

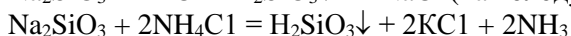
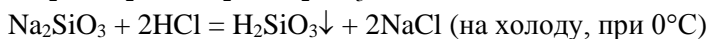
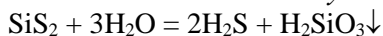
Химические свойства:



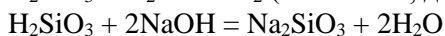
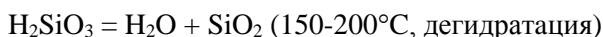
SiO_2 + остальные кислоты \neq

Метакремниевая кислота H_2SiO_3 относится к слабым двухосновным кислотам. В воде растворяется мало, диссоциируя в незначительной степени: $\text{H}_2\text{SiO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HSiO}_3^-$. В воде кремниевые кислоты образуют коллоидные растворы. Выпадают из раствора в виде студенистого осадка.

Возможные способы получения:



Химические свойства:

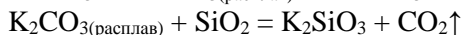
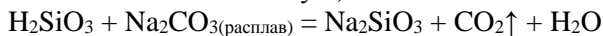
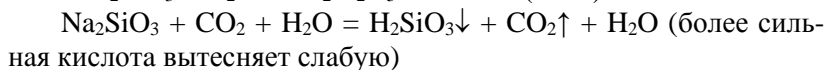
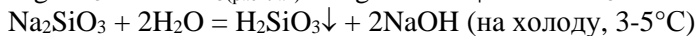
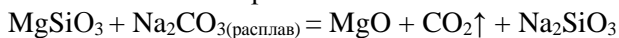


H_2SiO_3 – простейшая из разнообразных *поликремниевых кислот*, состав которых обычно выражают формулой $x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$. Как правило, кремниевая кислота представляет собой смесь раз-

личных поликремниевых кислот. При высыхании кремниевых кислот образуется *силикагель* – высокопористое вещество, являющееся эффективным адсорбентом. Его используют как поглотитель газов и паров воды, для очистки воды, растворов, масел от различных примесей.

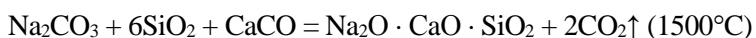
Силикаты – соли кремниевой кислоты, например Na_2SiO_3 – силикат натрия, CaSiO_3 – силикат кальция. Растворимы только силикаты натрия и калия, их концентрированные растворы в воде обладают клейкостью и вяжущими свойствами – канцелярский клей, «жидкое стекло»; они сильно гидролизуются и создают щелочную среду, тугоплавкие вещества, не имеют окраски.

Существуют силикаты более сложного состава, например $\text{Ca}_3\text{Si}_2\text{O}_7$ – пиросиликат кальция, Ca_2SiO_4 – ортосиликат кальция. Состав таких силикатов можно выразить общей формулой $x\text{MO} \cdot y\text{SiO}_2$, где MO – формула оксида металла М. Эти силикаты являются солями поликремниевых кислот.

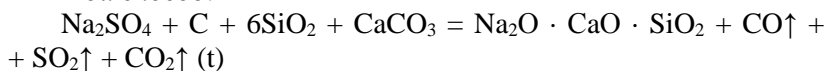


Получение оконного стекла $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$:

1-ый способ:



2-ой способ:



Получение хрусталя:



Получение богемского стекла (калийное):



Различные добавки (Al_2O_3 , MgO и другие), которые придают стеклу особые свойства. Так, MgO повышает химическую устойчивость и механическую прочность стекла; Al_2O_3 увеличивает термическую и химическую стойкость, твердость и проч-

ность, улучшает однородность стекла; V_2O_5 увеличивает термостойкость стекла и улучшает его оптические свойства. Специальные добавки обеспечивают окраску стекла Mn_2O_3 придает фиолетовую окраску, CoO – синюю, Cr_2O_3 или Fe_2O_3 – зеленую, CuO – голубую, CdS – желтую.

Контрольные вопросы и упражнения

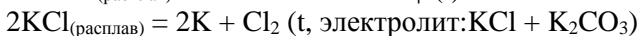
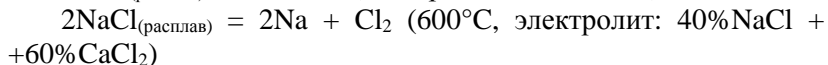
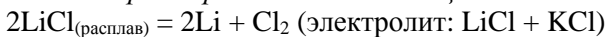
1. Какие элементы составляют подгруппу углерода? Какие из этих элементов относятся к неметаллам?
2. Каков характер оксидов элементов подгруппы углерода и соответствующих им гидроксидов?
3. Приведите примеры соединений, в которых углерод проявляет степени окисления +2, +4 и -4.
4. При сжигании 187,5 г угля образовался оксид углерода (IV) объемом 336 л (при н.у.). Определите массовую долю углерода в угле.
5. Каков тип химической связи в молекулах CO и CO_2 ? Каковы физические и химические свойства этих оксидов?
6. В каком виде углерод встречается в природе? Приведите примеры важнейших природных соединений углерода.
7. Составьте схему круговорота углерода в природе.
8. Напишите уравнения реакций, протекающих в природных условиях и являющихся источником диоксида углерода, а также реакций, в ходе которых CO_2 поглощается природными объектами.
9. Какие реакции являются качественными реакциями на углекислый газ и карбонат-ион?
10. Что является окислителем, а что восстановителем в реакции образования фосгена: $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$?
11. Что отличает оксид кремния (IV) от других кислотных оксидов?
12. Стекло содержит 13% оксида натрия, 11,7% оксида кальция и 75,3% оксида кремния (IV). Выразите состав стекла формулой (в виде соединения оксидов).

ХИМИЯ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

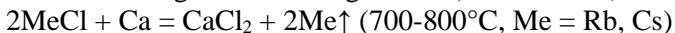
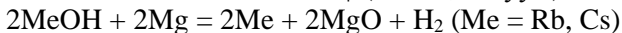
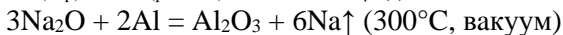
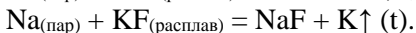
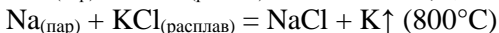
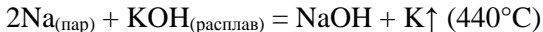
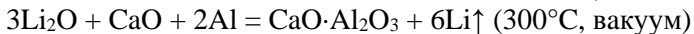
Li, Na, K, Rb – серебристо-белые металлы, Cs – золотисто-желтый; литий хранят под слоем эфира, остальные – под слоем керосина. Катионы лития окрашивают пламя в карминово-красный цвет, катионы натрия – в желтый, катионы калия – в бледно-фиолетовый, катионы рубидия – в темно-красный, катионы цезия – в бледно-голубой. На этом основано качественное обнаружение этих элементов.

Получение щелочных металлов:

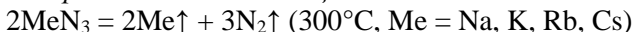
1. *Электролиз расплавов солей и щелочей:*



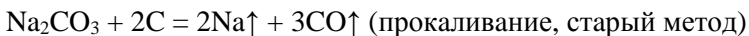
2. *Металлотермический метод:*



3. *Термолиз сложных веществ:*



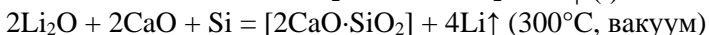
4. *Восстановление соды:*



5. *Метод Грейсхейма:*



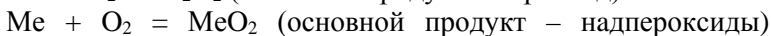
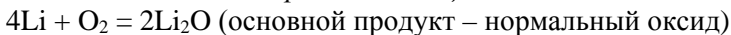
6. *Кремнийтермия:*



Химические свойства щелочных металлов

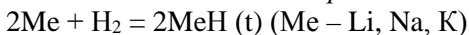
В химических реакциях щелочные металлы являются сильными восстановителями.

1. Взаимодействие с простыми веществами:

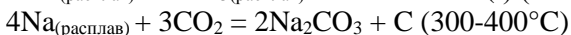
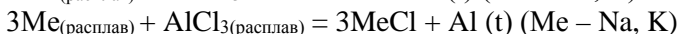
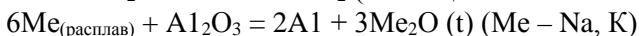
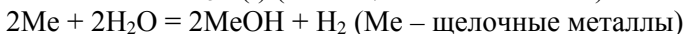
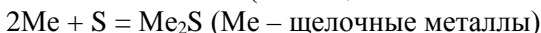
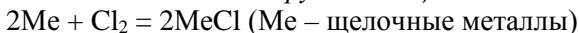


(Me – K, Rb, Cs)

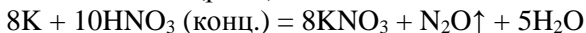
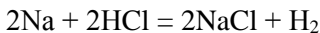
2. Взаимодействие с водородом:



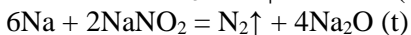
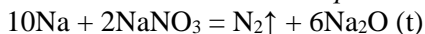
3. Взаимодействие с другими веществами:



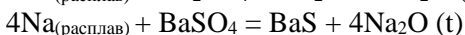
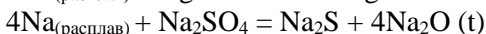
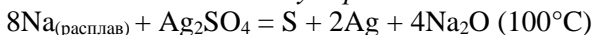
4. Взаимодействие с кислотами:



5. Взаимодействие с нитратами и нитритами:



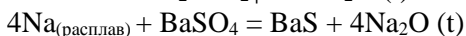
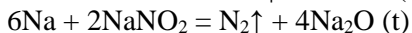
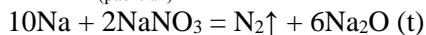
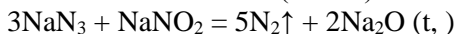
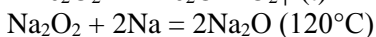
6. Взаимодействие с сульфатами:



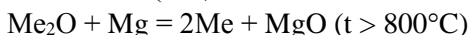
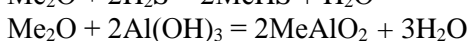
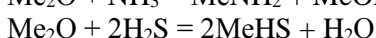
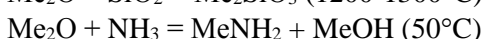
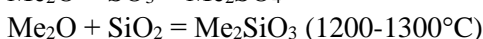
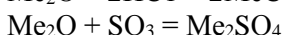
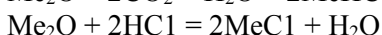
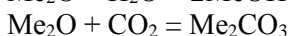
Важнейшие соединения щелочных металлов

Оксиды – Li_2O и Na_2O – белого, K_2O – желтоватого, Rb_2O – желтого, Cs_2O оранжевого цветов. Все оксиды – реакционноспособные соединения, обладают ярко выраженными основными свойствами, и в ряду от оксида лития к оксиду цезия основные свойства усиливаются.

Возможные пути получения оксидов щелочных металлов:

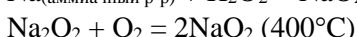
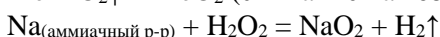
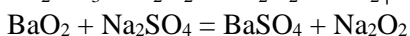
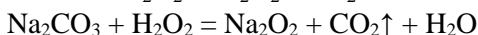
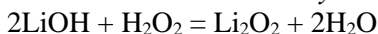


Химические свойства оксидов щелочных металлов:

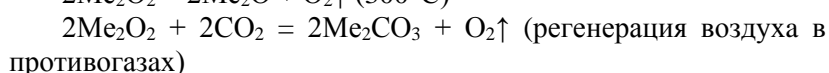
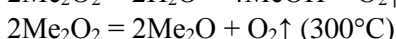
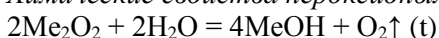


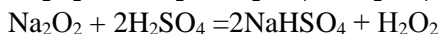
Пероксидные соединения – соединения, в которых имеются химические связи кислород-кислород. Склонность к образованию таких соединений и их устойчивость возрастают от лития к цезию. Щелочные металлы образуют пероксиды состава Me_2O_2 и надпероксиды MeO_2 .

Возможные способы получения:

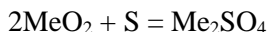
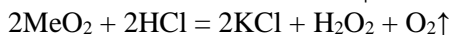
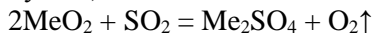


Химические свойства пероксидных соединений:



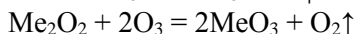
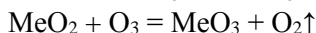
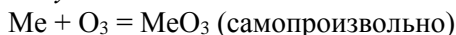


$4\text{MeO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{MeOH} + 3\text{O}_2\uparrow$ (при $t > 20^\circ\text{C}$ пероксид не образуется)



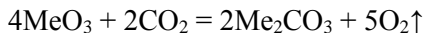
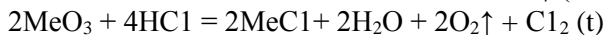
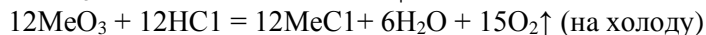
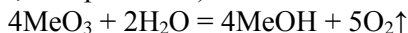
Озони́ды щелочных металлов MeO_3 : озонид-ион $[\text{O}_3]^-$, или $[\text{O}_2\text{O}]^-$ ($[\text{O}^{-2}\text{O}^{+3}\text{O}^{-2}]^-$) – сильные окислители.

Получение:



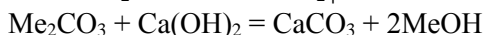
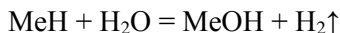
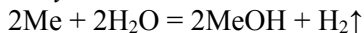
Химические свойства:

$2\text{MeO}_3 = 2\text{MeO}_2 + \text{O}_2$ (Na при хранении, K и Rb при $20 - 60^\circ\text{C}$, Cs при 100°C)



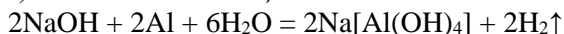
Гидроксиды щелочных металлов MeOH – бесцветные гигроскопические вещества, за исключением LiOH , на воздухе распадаются, образуют щелочи.

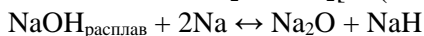
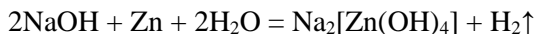
Получение:



Химические свойства:

а) взаимодействие щелочей с металлами:

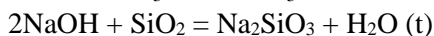
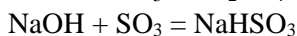
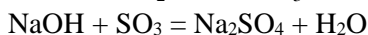
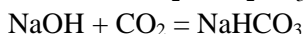
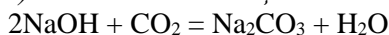




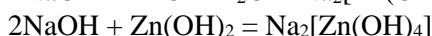
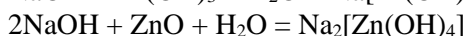
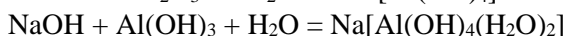
б) взаимодействие щелочей с неметаллами:



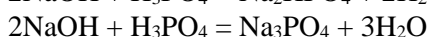
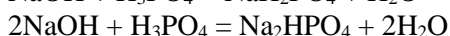
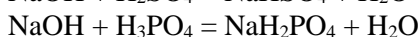
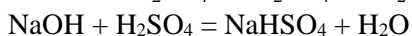
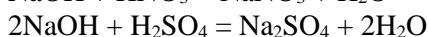
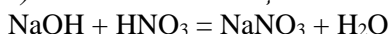
в) взаимодействие щелочей с кислотными оксидами:



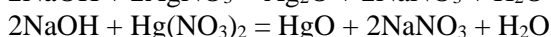
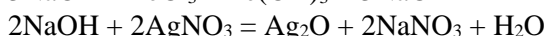
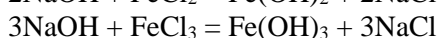
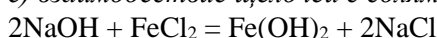
г) взаимодействие щелочей с амфотерными оксидами и гидроксидами:



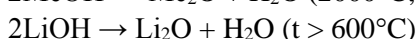
д) взаимодействие щелочей с кислотами:



е) взаимодействие щелочей с солями:



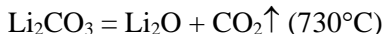
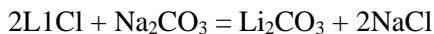
ж) разложение гидроксидов:



Карбонаты щелочных металлов: Li_2CO_3 – малорастворим, разлагается до и при плавлении; Na_2CO_3 и K_2CO_3 плавятся без

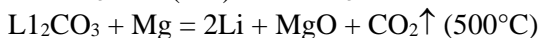
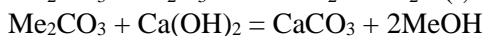
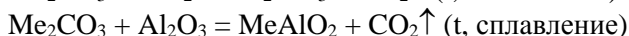
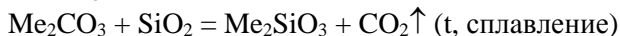
разложения; Rb_2CO_3 и Cs_2CO_3 разлагаются выше температуры плавления.

Химические свойства:



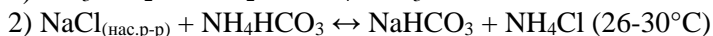
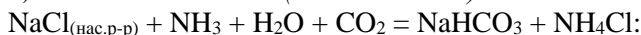
$\text{Na}_2\text{CO}_3 \neq$ не разлагается (t)

$\text{K}_2\text{CO}_3 \neq$ не разлагается (t)

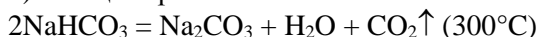


Производство соды:

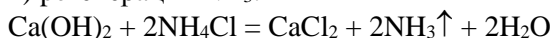
а) аммиачный способ (метод Сольве):



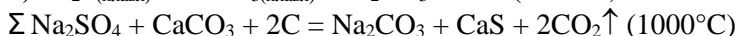
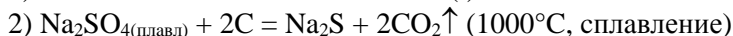
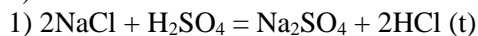
3) кальцинирование:



4) регенерация NH_3 :

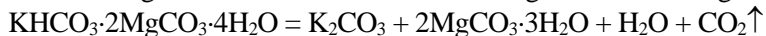
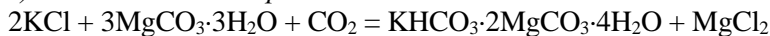


б) способ Леблана:



Получение K_2CO_3 :

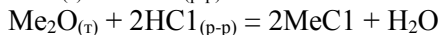
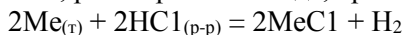
а) способ Энгела и Прехта:

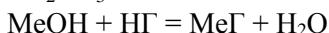


б) формиатный способ:

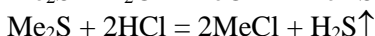
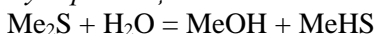


Галогениды щелочных металлов – ионные тугоплавкие соединения, растворимые в воде, кроме фторида лития.

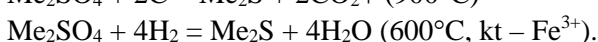
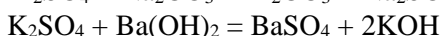
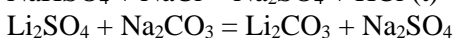
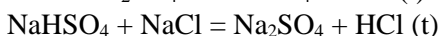




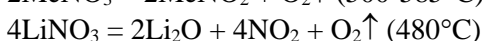
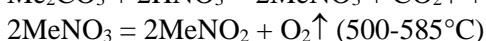
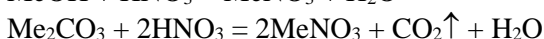
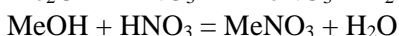
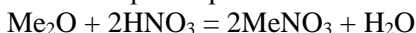
Сульфиды щелочных металлов:



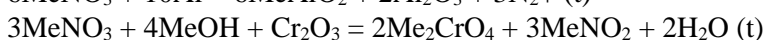
Сульфаты щелочных металлов – сильные электролиты, хорошо растворимы в воде.



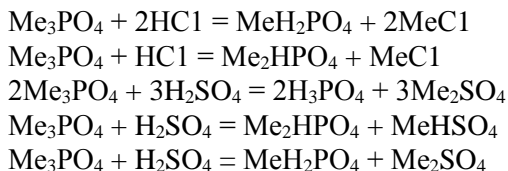
Нитраты щелочных металлов хорошо растворимы в воде, разлагаются при нагревании.



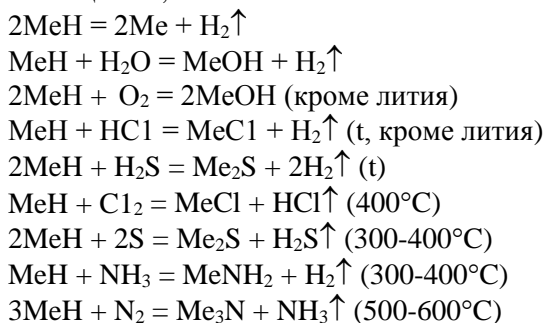
$\text{MeNO}_3 + 2\text{H}_{(\text{Zn+HCl})} = \text{MeNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (в реакцию вступает атомарный водород)



Фосфаты щелочных металлов хорошо растворимы в воде, кроме фосфата лития.



Основные гидриды щелочных металлов – белые кристаллические вещества, сильные восстановители.



Контрольные вопросы, задачи и упражнения

1. Почему щелочные металлы являются самыми электроположительными элементами?
2. Охарактеризуйте взаимосвязь между радиусом атомов щелочных металлов и их восстановительными свойствами.
3. Каков общий способ получения щелочных металлов? Приведите пример.
4. Какие химические свойства характерны для щелочных металлов?
5. Назовите состав следующих соединений: «сода каустическая», «сода пищевая», «сода кальцинированная».
6. Какие массы натрия и калия вытеснят из воды одинаковый объем водорода 11,2 литра?
7. Напишите уравнения реакций:
 - а) алюминия с гидроксидом калия в водном растворе;
 - б) гидроксида натрия с серной кислотой.
8. Опишите свойства солей щелочных металлов.
9. Какую реакцию среды имеет водный раствор сульфида калия? Напишите уравнение реакции гидролиза.
10. Сколько литров водорода (н.у.) образуется при взаимодействии 4,6 г натрия с водой?
11. Какова биологическая роль натрия и калия?

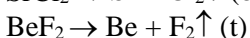
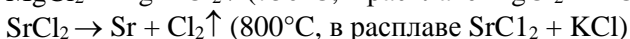
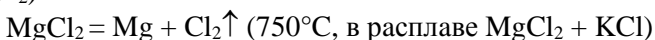
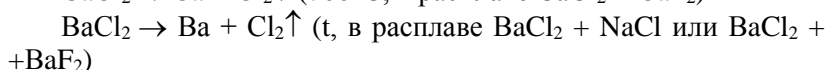
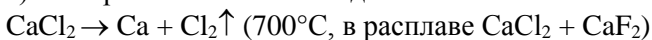
12. Напишите реакции, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
а) $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHS} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
б) $\text{Na} \rightarrow \text{NaH} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{AgCl}$.
13. Определите массовую долю натрия в морской воде, которая содержит 1,5% хлорида натрия.
14. Как изменяется внешний электронный уровень атома щелочного металла при его взаимодействии с хлором?
15. После смешения раствора карбоната калия с необходимым объемом раствора гидроксида кальция образовался осадок, масса которого равна 40 г. Сколько граммов второго продукта реакции образовалось?

БЕРИЛЛИЙ, МАГНИЙ, ЩЕЛОЧНОЗЕМЕЛЬНЫЕ МЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

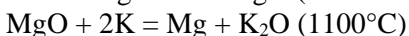
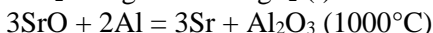
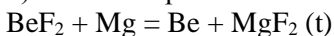
Be – амфотерный металл, остальные – типичные металлы; Ca, Sr и Ba растворяются в воде, реагируют с ней при обычных условиях с образованием щелочей, Mg – только при нагревании, Be – не реагирует ни при каких условиях.

Способы получения:

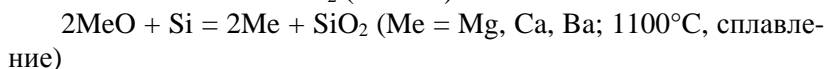
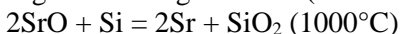
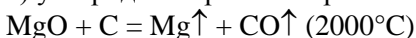
а) электрохимический метод:



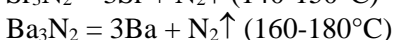
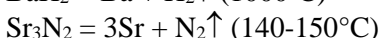
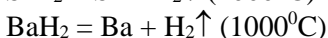
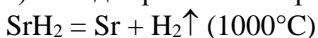
б) металлотермический метод:



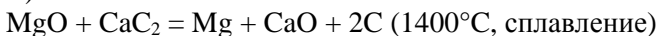
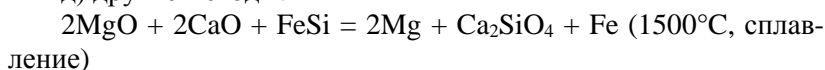
в) углеродо- и кремнийтермия:



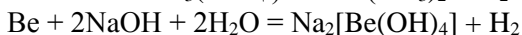
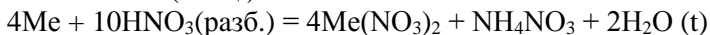
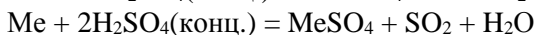
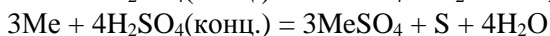
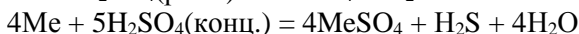
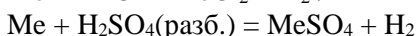
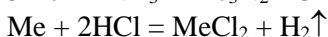
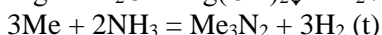
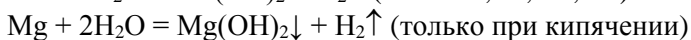
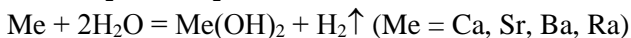
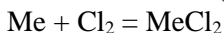
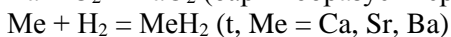
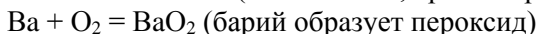
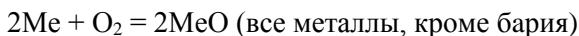
г) метод термического разложения:



д) другие методы:



Химические свойства:



$\text{Me} + \text{NaOH} \neq$ магний и щелочноземельные металлы с щелочами не реагируют.

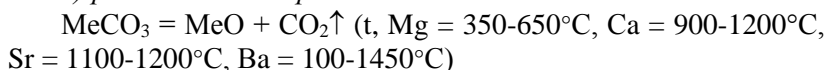
Оксиды металлов IIА группы: MgO, CaO, SrO, BaO – основные оксиды, BeO – амфотерный оксид.

Получение оксидов:

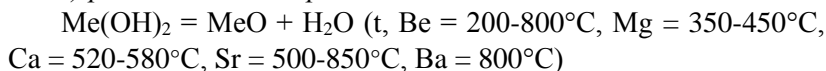
а) из простых веществ:



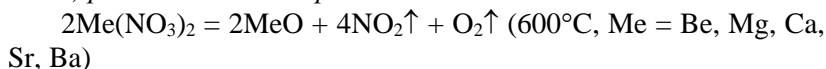
б) разложением карбонатов:



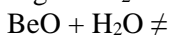
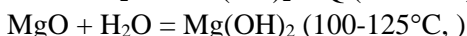
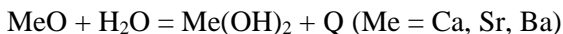
в) разложением гидроксидов:

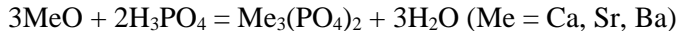
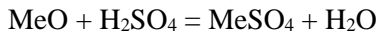
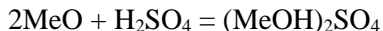
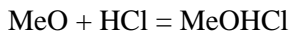
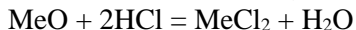
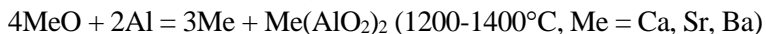
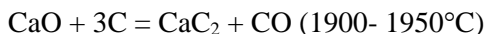
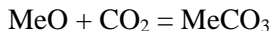


г) разложением нитратов:



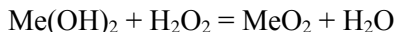
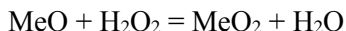
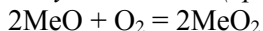
Химические свойства:



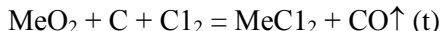
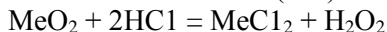


Пероксиды элементов IIА группы: получены пероксиды всех металлов этой группы, кроме Be и супероксиды, кроме Be и Mg. Проявляют окислительные и восстановительные свойства, в воде труднорастворимы.

Получение MeO_2 (кроме BeO_2):

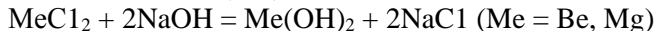


Химические свойства пероксидов (Me = Mg, Ca, Sr, Ba):

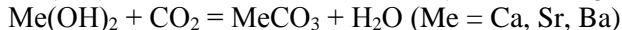


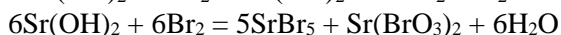
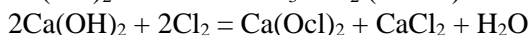
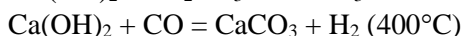
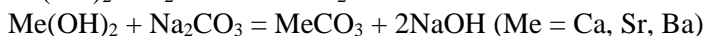
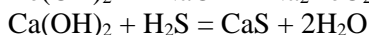
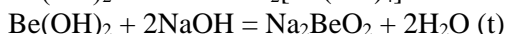
Гидроксиды элементов IIА группы: основные гидроксиды Mg, Ca, Sr, Ba – ионные соединений с малой растворимостью, Be(OH)_2 – амфотерный гидроксид нерастворимый в воде; Me(OH)_2 (Me = Ca, Sr, Ba) – щелочи, Mg(OH)_2 – малорастворимое соединение средней силы.

Получение:



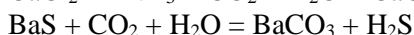
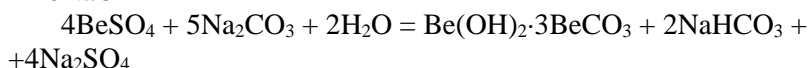
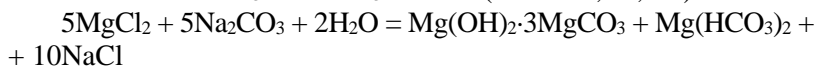
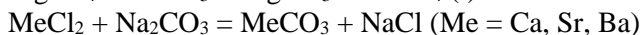
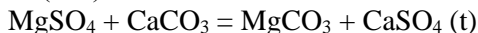
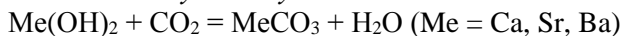
Химические свойства:



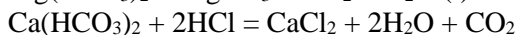
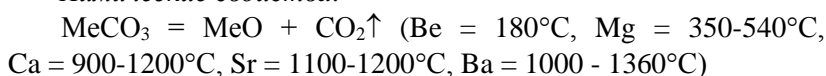


Карбонаты и гидрокарбонаты: CaCO_3 – известняк, мрамор, мел; MgCO_3 – магнезит, белая магнезия.

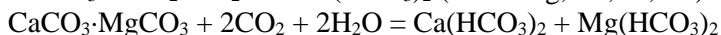
Возможные пути получения:



Химические свойства:



в природе:

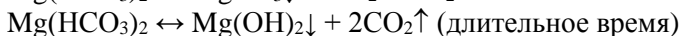


Смягчение временной жесткости

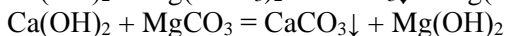
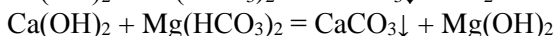
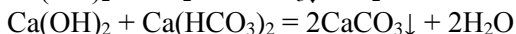
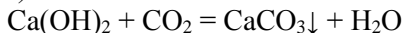
Жесткость воды – сумма миллиэквивалентов ионов кальция и магния, содержащихся в 1л воды; воду с жесткостью менее 4 мг-экв/г называют *мягкой*, от 4 до 8 – *средней*, от 8 – 12 – *жесткой*; 1 миллиэквивалент жесткости: 20 мг/г Ca^{2+} или 12 мг/г

Mg^{2+} . Временная (карбонатная) жесткость определяется содержанием гидрокарбонатов кальция и магния. Ее можно устранить:

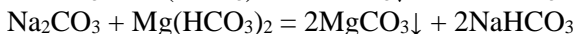
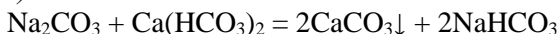
а) кипячением:



б) известковым способом:

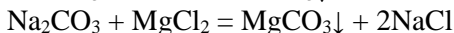
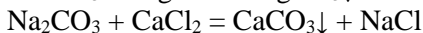
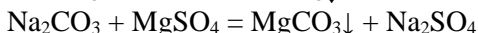
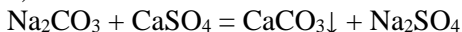


в) содовым способом:



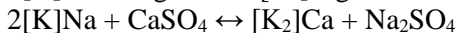
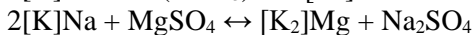
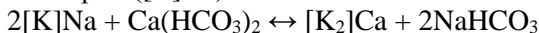
Постоянная жесткость определяется присутствием в воде сульфатов и хлоридов кальция и магния. Ее можно устранить:

а) содовым способом:



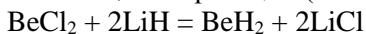
б) ионно-обменным методом:

воду пропускают через слой катионита, содержащий катионы натрия ($[\text{K}]\text{Na}$):

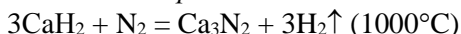


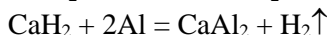
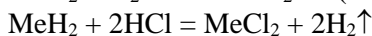
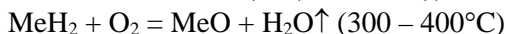
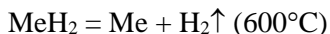
Гидриды металлов IIА группы: это бесцветные кристаллические вещества, легко гидролизуются, проявляют восстановительные свойства.

Получение гидридов:



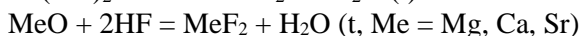
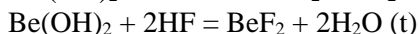
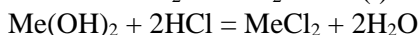
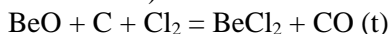
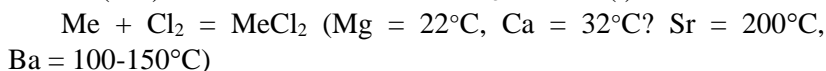
Свойства гидридов:



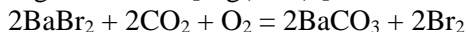
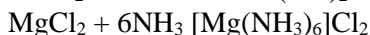
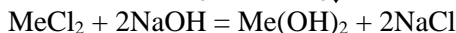
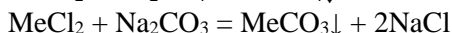
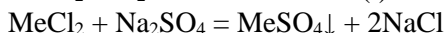
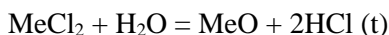


Галогениды металлов IIA группы: фториды М, Са, Ва не-
растворимы, остальные галогениды растворяются в воде.

Получение галогениды:

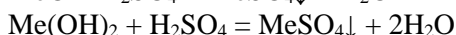
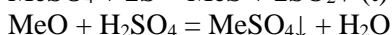
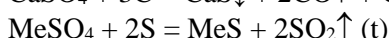
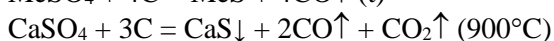
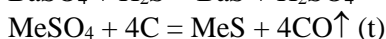
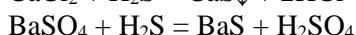
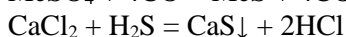
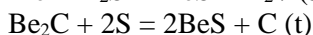
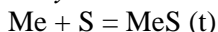


Свойства галогенидов:

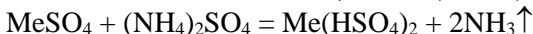
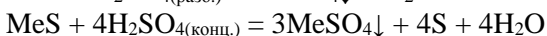
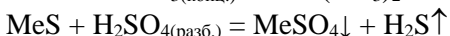
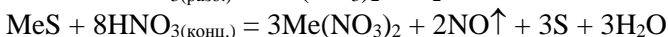
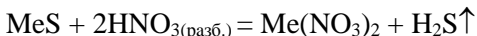
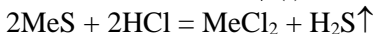
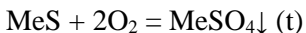
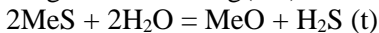
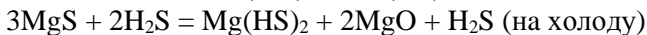


Сульфиды и сульфаты металлов IIA группы:

Получение:

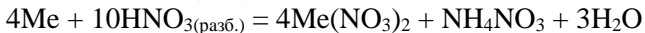
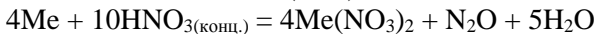
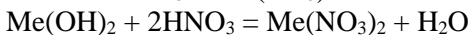
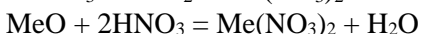
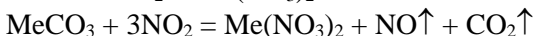


Свойства сульфидов и сульфатов:

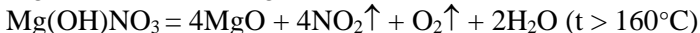
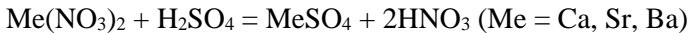
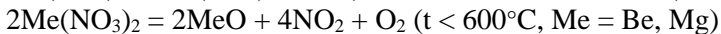
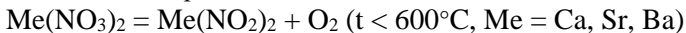


Нитраты металлов IIA группы:

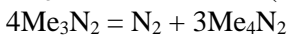
Получение:

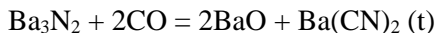


Свойства нитратов:

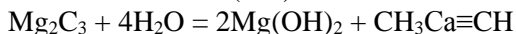
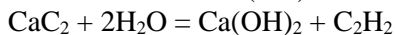
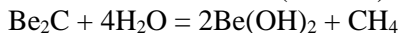


Нитриды металлов IIA группы:

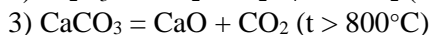
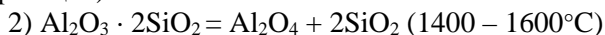
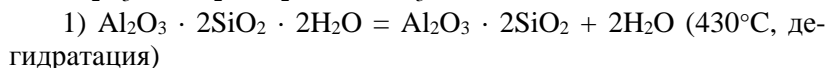
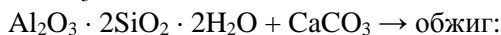
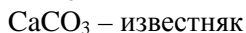
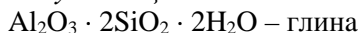




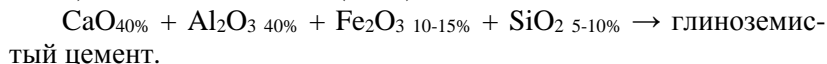
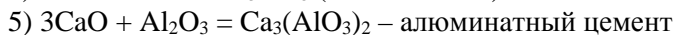
Карбиды:



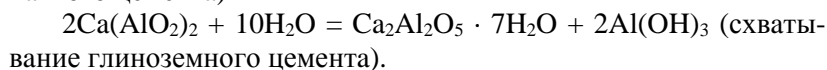
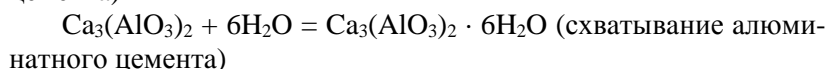
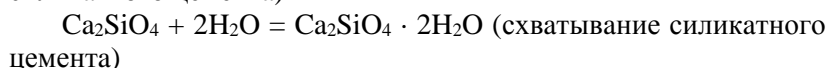
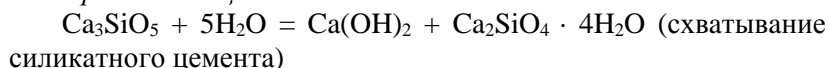
Получение цемента:



* цементный клинкер:



Применение цемента:



Контрольные вопросы и упражнения

1. Напишите электронные конфигурации атомов бериллия и магния. Могут ли существовать молекулы Be_2 и Mg_2 ? Какие степени окисления проявляют эти элементы?
2. Какое положение в ряду напряжения металлов занимают бериллий и магний? Каково их отношение к воде, к кислотам (HCl , H_2SO_4 , HNO_3) и щелочам?
3. В чем сходство и различие щелочноземельных и щелочных металлов?

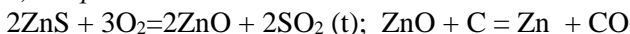
4. Какие вы знаете виды жесткости воды и способы их устранения?
5. Какие из веществ можно использовать для устранения общей жесткости воды: NaOH , H_2SO_4 , CaCl_2 , Na_3PO_4 , CaSO_4 , Na_2CO_3 , известковая вода? Запишите уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной формах.
6. Подсчитайте массу диоксида углерода, которую можно теоретически получить при обжиге 1 кг: а) магнезита; б) доломита; в) известняка.
7. Рассчитайте жесткость воды, содержащей в 1 л:
а) 1 г CaCl_2 ;
б) 0,01 моль $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.
8. Напишите уравнения реакций, подтверждающих амфотерный характер оксида бериллия.
9. Напишите уравнения реакций стронция с водой и концентрированной азотной кислотой.
10. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}$
11. Для получения карбида кальция использовали 117,9 кг негашеной извести (массовая доля CaO равна 95%). Получено 89,6 кг CaC_2 . Определите выход продукта.
12. Почему бериллий и магний не относят к щелочно-земельным металлам?
13. Почему магний можно хранить в обычных условиях, а кальций нет?
14. При взаимодействии 1,97 г двухвалентного металла с хлором образовалось 3 г хлорида. Определите относительную атомную массу металла и назовите его.
15. Приведите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, доказывающие, что CaO – основной оксид, а $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – основание.

ЦИНК, КАДМИЙ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

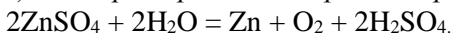
Цинк – голубовато-серый активный металл с амфотерными свойствами, а кадмий – мягкий серебристо-белый металл; токсичные металлы; катионы цинка окрашивают пламя в зелено-голубой цвет, а катионы кадмия – в красноватый; это d – элементы.

Способы получения цинка:

а) в промышленности:



б) в лаборатории – электролизом растворов солей:

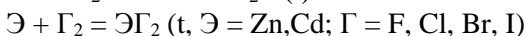
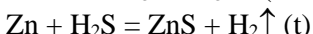
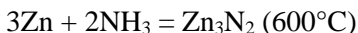
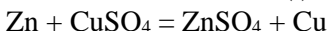
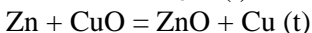
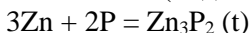
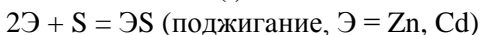
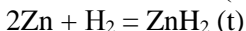
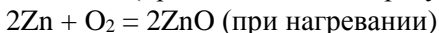


Химические свойства:

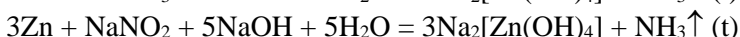
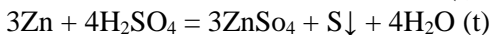
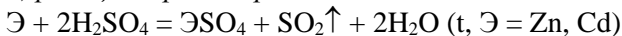
а) восстановительные свойства:

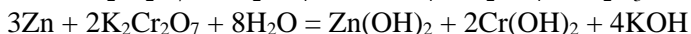
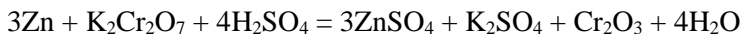


$\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} = \text{ZnO} + \text{H}_2$ (при снятии оксидной пленки в нагретом водяном пару)

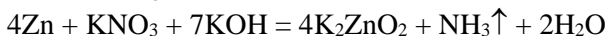
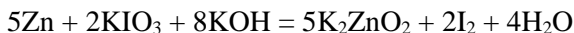
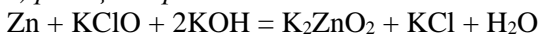


б) реакции в растворах:

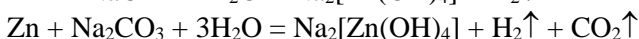
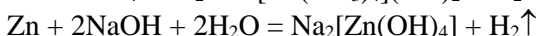
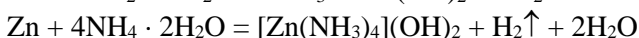
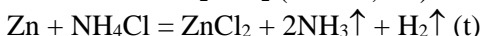
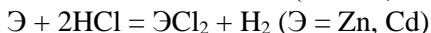
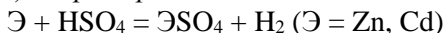




в) реакции в расплавах:

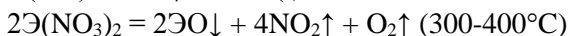
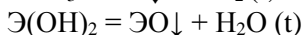
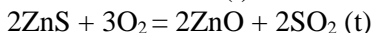
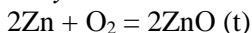


з) амфотерные свойства:

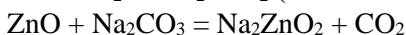
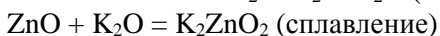
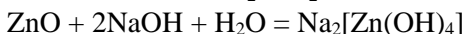
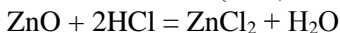
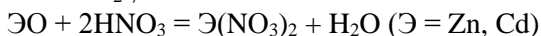
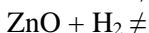
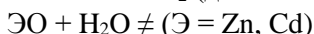


Оксиды цинка и кадмия: ZnO – рыхлый белый порошок, амфотерный оксид; CdO – бурый порошок, основной оксид.

Получение оксидов цинка и кадмия:

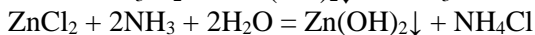
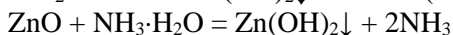
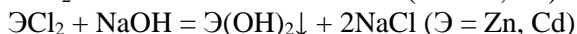


Свойства оксидов цинка и кадмия:

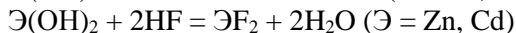
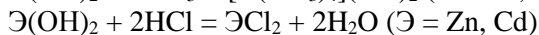
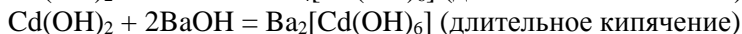
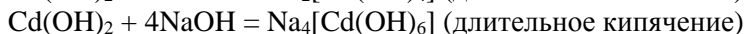
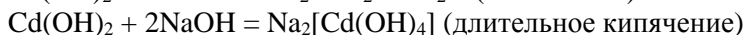
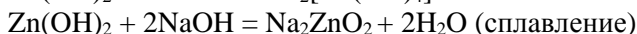
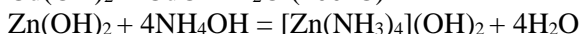
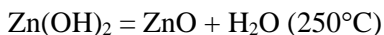


Гидроксиды цинка и кадмия: $\text{Zn}(\text{OH})_2$ – амфотерный, $\text{Cd}(\text{OH})_2$ – слабоамфотерный, $\text{Zn}(\text{OH})_2 < \text{Cd}(\text{OH})_2$ – растворимость увеличивается.

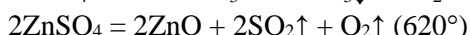
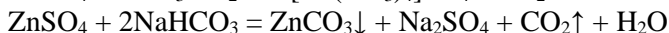
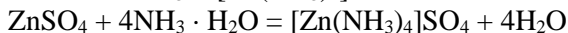
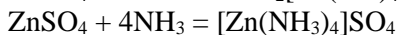
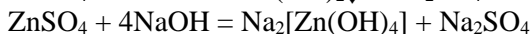
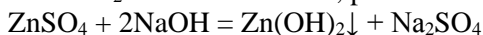
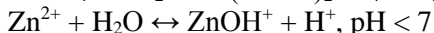
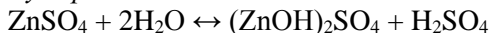
Получение:



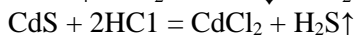
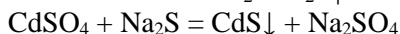
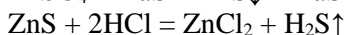
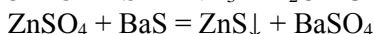
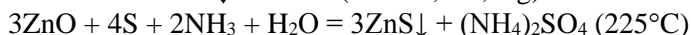
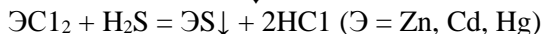
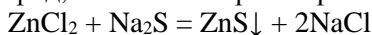
Химические свойства:



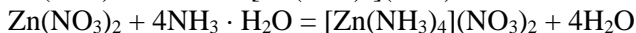
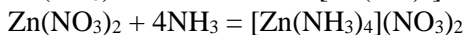
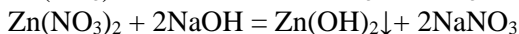
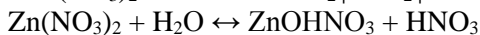
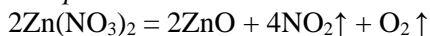
Сульфаты:



Сульфиды: ZnS – белый сульфид, CdS – лимонно-желтый сульфид, ZnS > CdS – растворимость уменьшается.

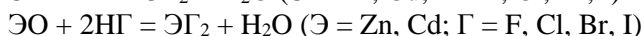
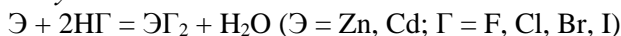


Нитраты:

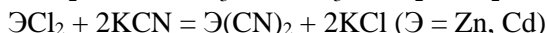
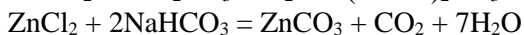
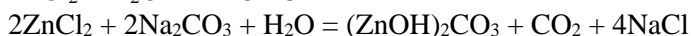
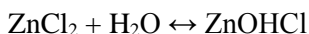


Галогениды

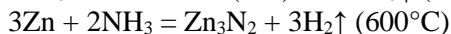
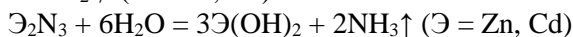
Получение:



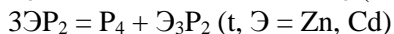
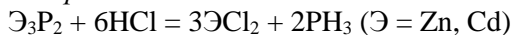
Химические свойства:



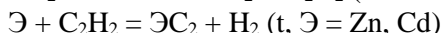
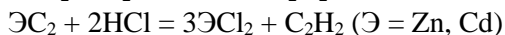
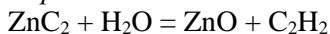
Нитриды:



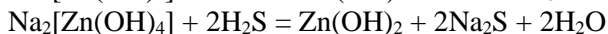
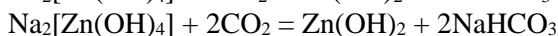
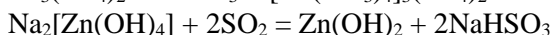
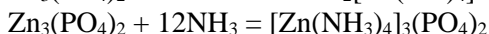
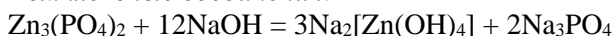
Фосфиды:

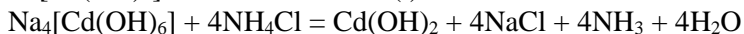
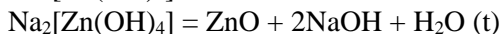
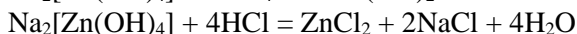
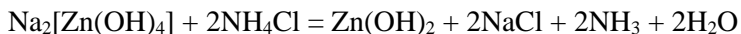


Карбиды:



Комплексные соединения:





Контрольные вопросы, задачи и упражнения

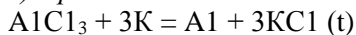
1. Чем объяснить, что ртуть в ряду напряжений стоит значительно правее кадмия и цинка?
2. Сравните химическую активность цинка, кадмия и ртути с активностью щелочноземельных металлов.
3. Изобразите строение электронных оболочек Zn и Zn^{2+} .
4. Почему кадмий и стронций находятся в одной группе, но в разных подгруппах?
5. Напишите уравнение реакций цинка с разбавленной и концентрированной серной кислотой, с раствором гидроксида калия. Определите степени окисления атомов до и после реакции, а также электронные переходы по методу электронного баланса.
6. Каково воздействие ртути и кадмия на живой организм? Какие заболевания они вызывают?
7. Укажите различия в строении атомов элементов подгруппы цинка и щелочноземельных металлов.

АЛЮМИНИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

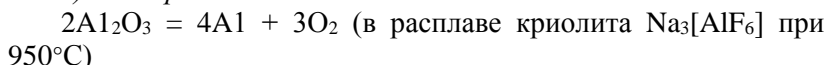
Алюминий – легкий серебристо-белый пластичный металл, обладает высокой электро- и теплопроводностью, покрыт оксидной пленкой; проявляет амфотерные свойства. Природные минералы: натриевый полевой шпат (альбит) $\text{Na}[\text{AlSi}_3\text{O}_8]$, кальциевый полевой шпат (анортит) $\text{Ca}[\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8]$, калиевый полевой шпат (ортоклаз) $\text{K}[\text{AlSi}_3\text{O}_8]$ и слюды: биотит $\text{K}(\text{Mg},\text{Fe})_3[\text{AlSi}_3\text{O}_{10}](\text{OH},\text{F})_2$, и мусковит $\text{KAl}_2[\text{AlSi}_3\text{O}_{10}](\text{OH})_2$.

Получение алюминия:

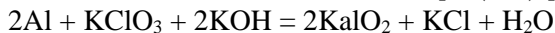
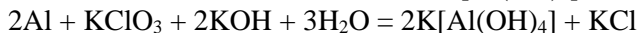
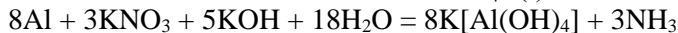
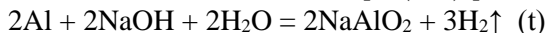
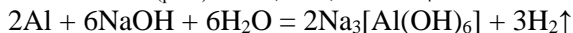
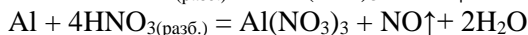
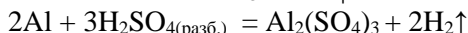
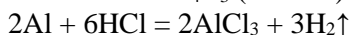
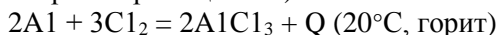
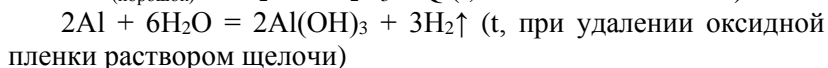
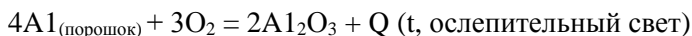
а) в расплаве:



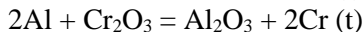
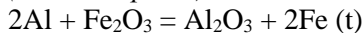
б) электролиз:



Химические свойства алюминия:



(алюмотермия):



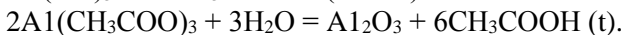
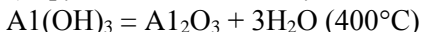
Оксид алюминия, или глинозем Al_2O_3 – составная часть глин. Известны три его модификации: α , β и γ . Чаще встречается α -форма – корунд (бесцветный), рубин (красный), сапфир (синий). Al_2O_3 – амфотерный оксид.

Получение:

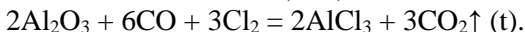
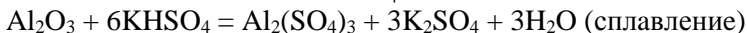
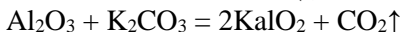
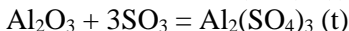
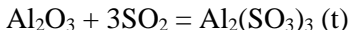
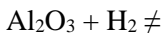
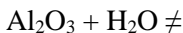
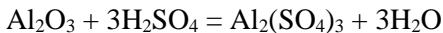
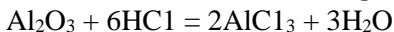
а) из бокситов $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$:

- 1) $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O} + 2\text{NaOH} + 5\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2] \text{ (t)}$
- 2) $2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2] + \text{CO}_2 = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + \text{Na}_2\text{CO}_3 + 5\text{H}_2\text{O}$
- 3) $2\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \text{ (400}^\circ\text{C)}$

б) другие возможные случаи:

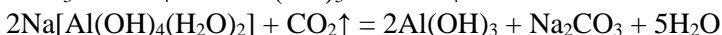
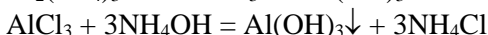
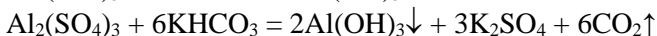
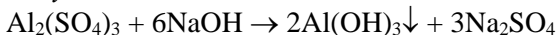


Химические свойства:



Гидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ – белый студенистый осадок, амфотерный с преобладанием основных свойств; состав и структура осадка существенно зависят от способа получения и хранения; со временем стареет, теряя способность растворяться в кислотах и щелочах. Формула $\text{Al}(\text{OH})_3$ условна, осажденный гидроксид алюминия содержит большое количество связанной воды, поэтому точнее изображать его формулу как $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. При высушивании получается продукт, состав которого близок к $\text{AlO}(\text{OH})$ или (в другой записи) $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Получение:



Химические свойства:

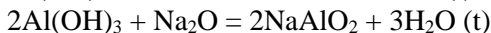
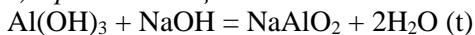
а) в разбавленных растворах щелочей:



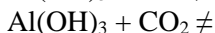
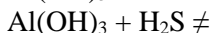
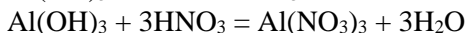
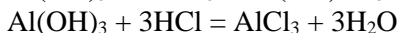
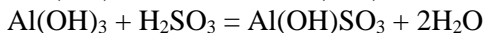
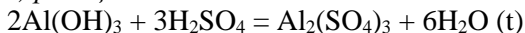
б) в концентрированных растворах щелочей:



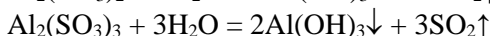
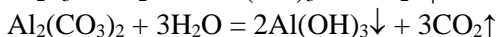
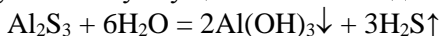
в) в расплавах щелочей:



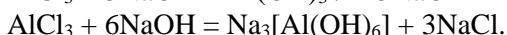
г) реакции с кислотами:



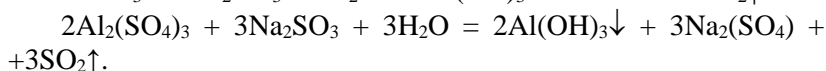
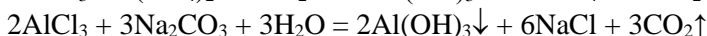
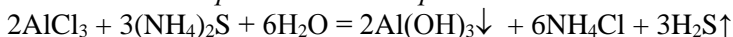
$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{SO}_2 \neq$ нет реакции со слабыми кислотами, т.к. Al_2S_3 , $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$ подвергаются необратимому гидролизу и не могут существовать в водных растворах:



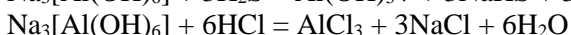
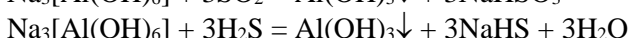
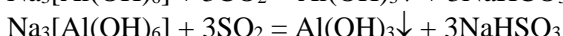
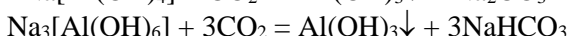
Важнейшие соли алюминия. Соли алюминия в водных растворах сильно гидролизуются.



Совместный гидролиз идет необратимо:



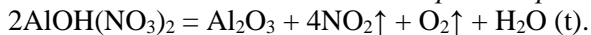
Комплексные соединения алюминия:



Разложение основных солей бескислородных кислот:



Разложение основных солей кислородсодержащих кислот:



Разложение двойных солей:



Контрольные вопросы и упражнения

1. Дайте общую характеристику элементов главной подгруппы третьей группы Периодической системы.
2. Напишите электронную конфигурацию атома алюминия. Какие валентные состояния характерны для этого элемента?
3. Как относится алюминий к кислороду воздуха, к воде, кислотам? Чем объясняется устойчивость алюминия по отношению к азотной кислоте?
4. Чем объяснить некоторое уменьшение основных и усиление кислотных свойств гидроксидов при переходе от $\text{Al}(\text{OH})_3$ к $\text{Ga}(\text{OH})_3$?
5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
6. Сколько литров водорода образовалось при взаимодействии 108 г алюминия с раствором гидроксида натрия (н.у.)?
7. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей AlCl_3 и KAlO_2 . Укажите реакцию среды растворов этих солей.
8. С атомом какого инертного газа и с ионом какого галогена сходна по электронному строению частица, образующаяся при отрыве от атома алюминия его валентных электронов?
9. Какую реакцию среды имеет водный раствор хлорида алюминия? Напишите уравнение реакции гидролиза.
10. Как получают алюминий в промышленности?

ЖЕЛЕЗО И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Железо – серебристо-серый пластичный и ковкий металл с сильными магнитными свойствами. Природные минералы: магнитный железняк (минерал магнетит Fe_3O_4), красный железняк (минерал гематит Fe_2O_3), бурый железняк (минерал гетит $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ или лимонит $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$), шпатовый железняк (минерал сидерит FeCO_3), железный колчедан FeS_2 .

Возможные пути получения:

а) в промышленности:

$3\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} = 2\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CO}_2\uparrow$ – восстановление оксида железа (III) до Fe_3O_4 при $T = 450 - 500^\circ\text{C}$

$\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CO} = 3\text{FeO} + \text{CO}_2\uparrow$ – Fe_3O_4 восстанавливается до оксида железа (II) при $T = 600^\circ\text{C}$

$\text{FeO} + \text{CO} = \text{Fe} + \text{CO}_2\uparrow$ – оксид железа (II) восстанавливается до чистого железа при $T = 700^\circ\text{C}$

б) в лаборатории:

$2\text{FeSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Fe} + \text{O}_2\uparrow + \text{H}_2\text{SO}_4$ (электролиз раствора)

$\text{FeSO}_4 + \text{Me} = \text{Fe} + \text{MeSO}_4$ (Me = левее Fe в ряду напряжения металлов).

Химические свойства:

$3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4 (\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3)$ (t)

$2\text{Fe} + 3\text{I}_2 = 2\text{FeI}_3$ (t, I = F, Cl, Br)

$\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$ (t)

$3\text{Fe} + \text{C} = \text{Fe}_3\text{C}$ цементит ($t > 500^\circ\text{C}$)

$4\text{Fe} + 3\text{O}_2 + 3\text{SO}_2 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – химическая коррозия

$2\text{Fe} + 3\text{O}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$ – электрохимическая коррозия

$3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} = \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$

$\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$

$\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_{4(>70\%)} \neq$ на холоду пассивируется

$2\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{SO}_{4(50\%)} = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ (t)

$2\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{SO}_{4(>50\%)} = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S}\downarrow + 4\text{H}_2\text{O}$ (t)

$\text{Fe} + \text{HNO}_{3(0)} \neq$ на холоду пассивируется

$4\text{Fe} + 10\text{HNO}_{3(<5\%)} = 4\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

$\text{Fe} + 4\text{HNO}_{3(30\%)} = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

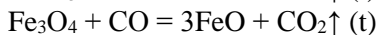
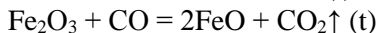
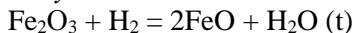
$\text{Fe} + 6\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$ (t)

$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}\downarrow$.

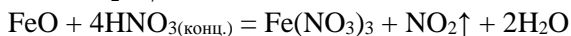
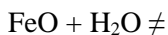
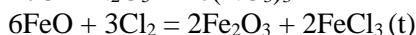
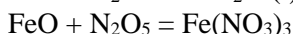
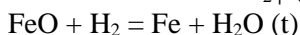
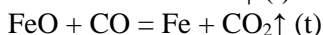
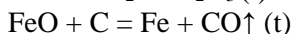
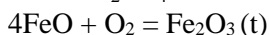
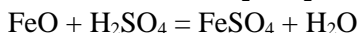
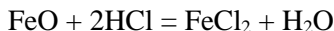
Химические свойства соединений железа (II)

Оксид железа (II) FeO – черное кристаллическое вещество, не растворяется в воде.

Получение:



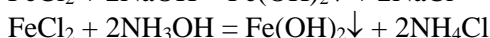
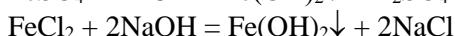
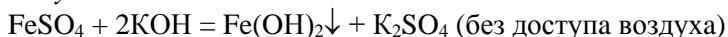
Химические свойства:



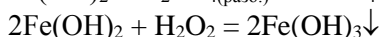
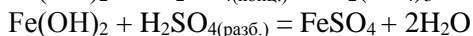
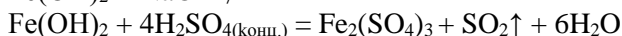
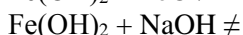
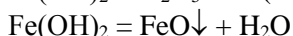
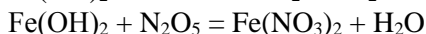
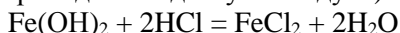
Гидроксид железа (II) Fe(OH)₂ – порошок белого цвета, не растворяется в воде; основание средней силы; свежесосажденный – белый, переходящий в серо-зеленый, а затем в бурый, что связано с частичным окислением:

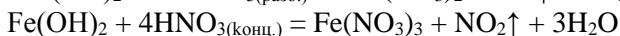
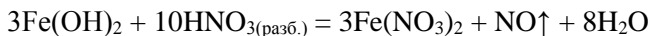


Получение:



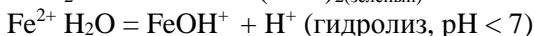
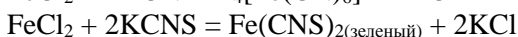
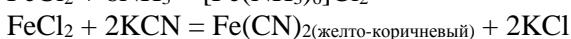
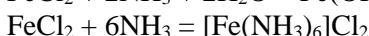
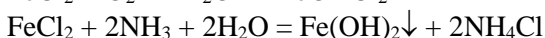
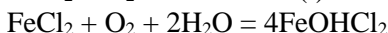
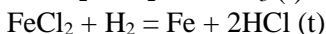
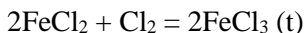
Химические свойства (все реакции с соединениями железа (II) проводят без доступа воздуха):



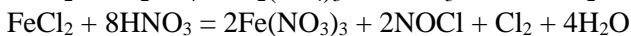
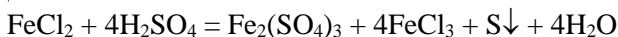


Галогениды железа (II)

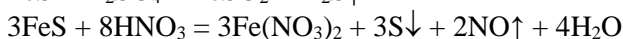
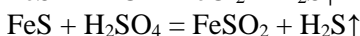
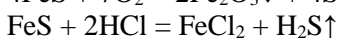
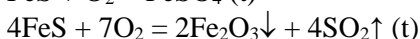
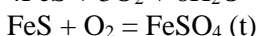
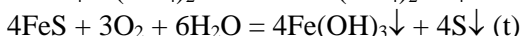
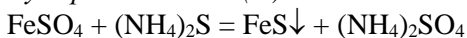
Легко окисляются в соли железа (III), являются восстановителями:



Восстановительные свойства сильно выражены в кислой среде:

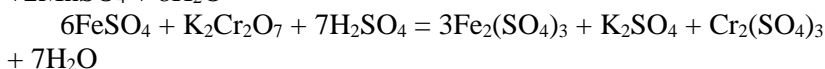
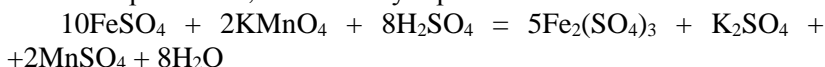


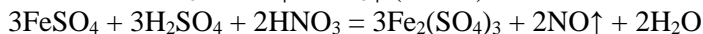
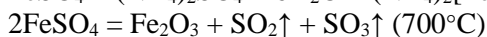
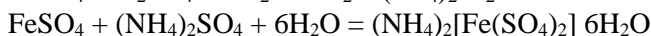
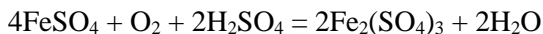
Сульфиды железа (II):



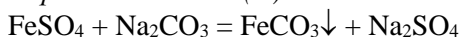
Сульфат железа (II):

FeSO_4 – бесцветные кристаллы; $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – голубовато-зеленые кристаллы, железный купорос

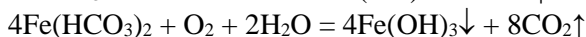
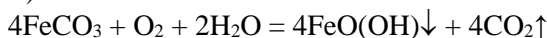




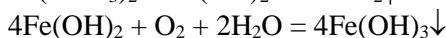
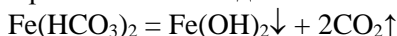
Карбонат железа (II):



$\text{FeCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$ (имеет место в природных водах)

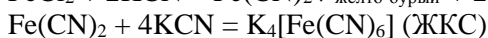


При кипячении воды имеют место реакции:

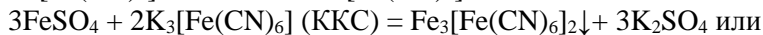
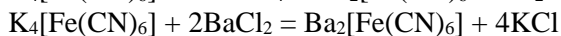
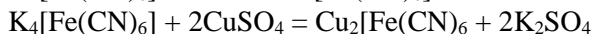
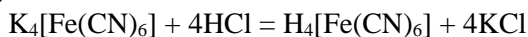


Комплексные соединения железа (II):

$3\text{Fe}(\text{CN})_2 + 4\text{KOH} = 2\text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (желтая кровяная соль – жкс)



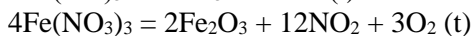
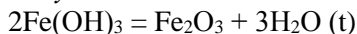
$2\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{Cl}_2 = 2\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (красная кровяная соль – ккс) + 2KCl



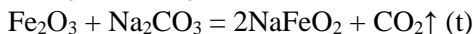
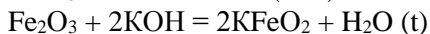
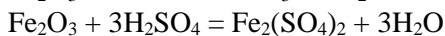
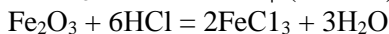
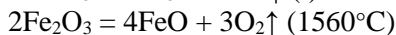
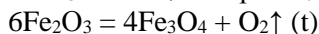
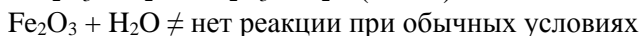
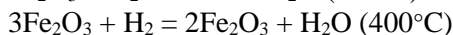
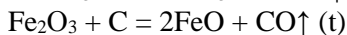
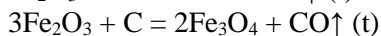
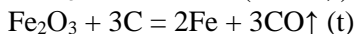
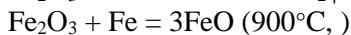
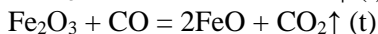
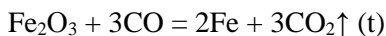
Химические свойства соединений железа (III)

Оксид железа (III) Fe_2O_3 – гематит, красный железняк; красно-коричневое вещество со слабо амфотерными свойствами.

Получение:

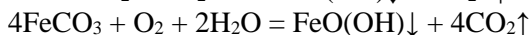
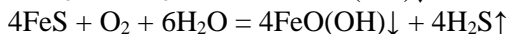
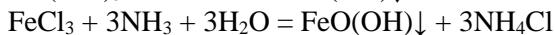
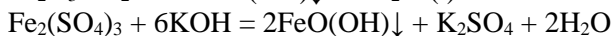


Химические свойства:

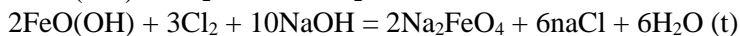
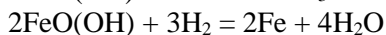
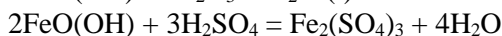


Метагидроксид железа (III) $\text{FeO}(\text{OH})$ – амфотерный гидроксид с преобладанием основных свойств; окрашен в светло-коричневый цвет, не растворяется в воде; осаждается из раствора в виде бурого аморфного полигидрата $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$; проявляет слабые окислительные и восстановительные свойства; является продуктом атмосферной коррозии железа.

Получение:

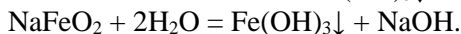
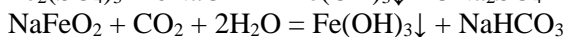
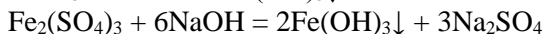
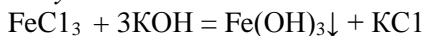


Химические свойства:

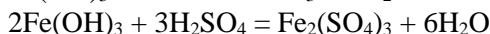
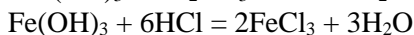
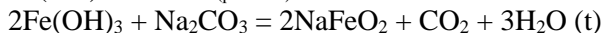
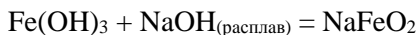


Гидроксид железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (точнее, $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$) – красно-бурое вещество (ржавый цвет), проявляет амфотерные свойства.

Получение:



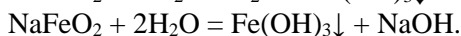
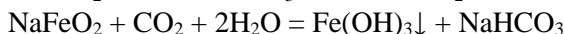
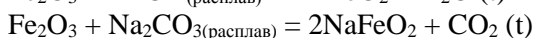
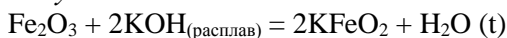
Химические свойства:



Ферриты (MeFeO_2) или ферраты (III):

Ферриты – соли несуществующей железистой кислоты HFeO_2 .

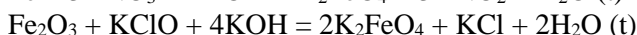
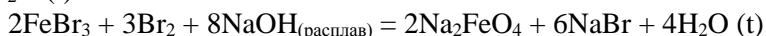
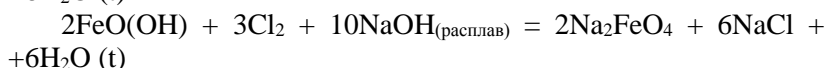
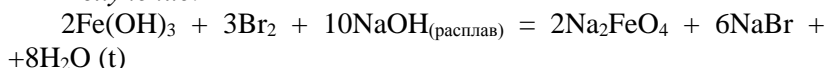
Получение и химические свойства:



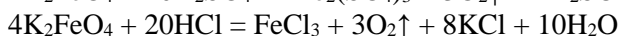
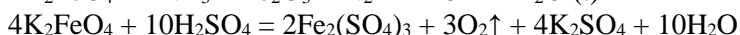
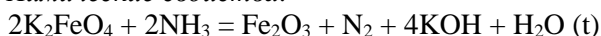
Ферраты Me_2FeO_4

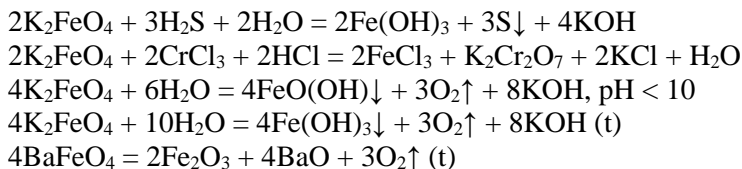
Ферраты – соли несуществующей железной кислоты H_2FeO_4 , являются более сильными окислителями, чем KMnO_4 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Получение:



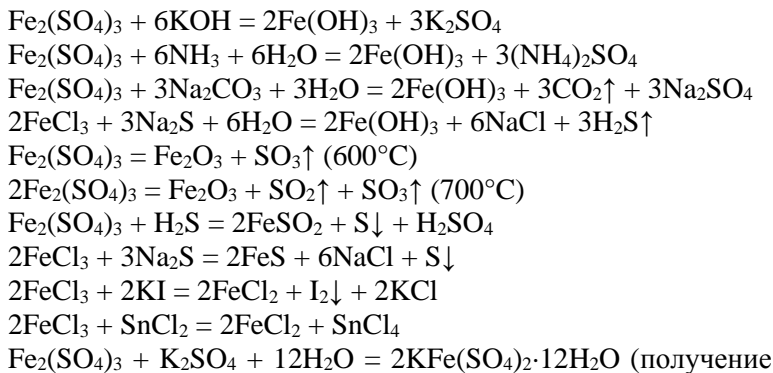
Химические свойства:



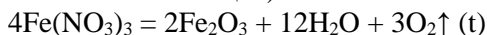


Соли кислородсодержащих и бескислородных кислот

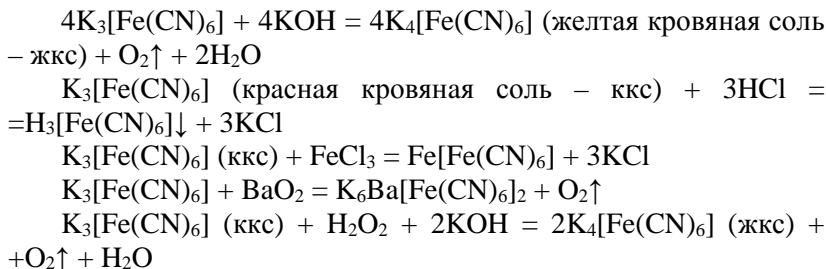
Химические свойства:



железокалиевых квасцов)



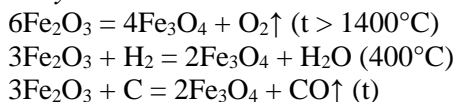
Комплексные соединения:



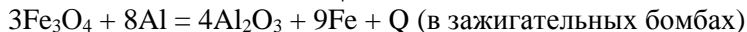
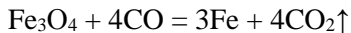
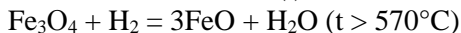
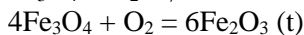
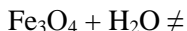
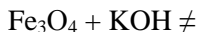
Получение и химические свойства железной окалины Fe_3O_4

Fe_3O_4 – вещество черного цвета, представляет собой продукт взаимодействия FeO и Fe_2O_3 ($\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ – магнетит, железная окалина).

Получение:



Химические свойства:



Контрольные вопросы, задачи и упражнения

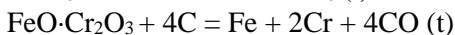
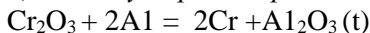
1. Как взаимодействуют железо с концентрированной и разбавленной серной кислотой? Напишите уравнения реакций.
2. Как окрашены ионы Fe^{2+} , Fe^{3+} ? Какие качественные реакции на эти катионы известны.
3. Укажите различия в строении атомов элементов побочной и главной подгрупп VIII группы Периодической системы.
4. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 - а) $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$
 - б) $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$
5. На частичное восстановление 120г оксида железа (III) затрачен водород объемом 5,6 л при н.у. Какой оксид железа образовался в результате реакции?
6. Какова биологическая роль железа в живом организме?
7. Изобразите строение электронных оболочек Fe, Fe^{2+} и Fe^{3+} .

ХРОМ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

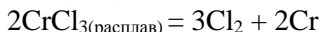
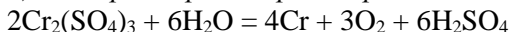
Хром – серебристо-серый тугоплавкий металл, ковкий, тягуч; самый твердый из всех металлов; химически малоактивен, т.к. при обычных условиях покрыт защитной оксидной пленкой; природные минералы – $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ хромистый железняк или хромит FeCrO_4 .

Получение:

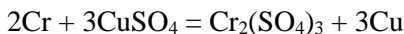
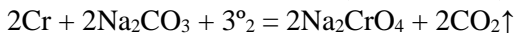
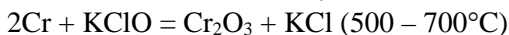
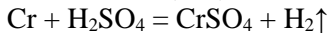
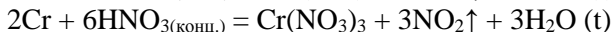
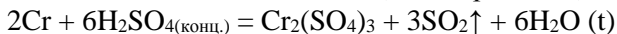
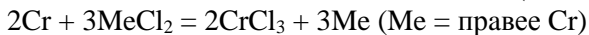
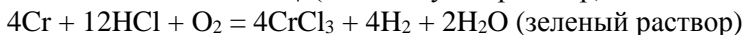
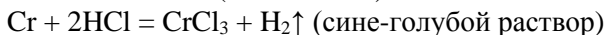
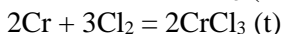
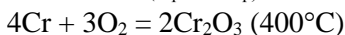
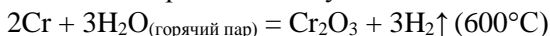
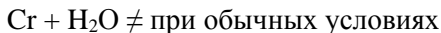
а) алюмо-углеродотермия:



б) электролиз раствора или расплава:



Химические свойства металлического хрома:



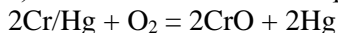
Химические свойства соединений хрома (II)

Соединения Cr^{2+} неустойчивы; быстро окисляются кислородом воздуха и переходят в соединения Cr^{3+} ; сильные восстановители.

Оксид хрома (II): CrO – основной оксид, от черного до красно-коричневого цвета.

Получение:

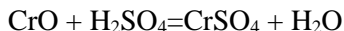
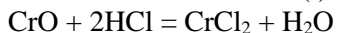
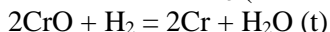
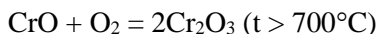
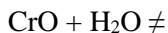
а) окисление амальгамы хрома кислородом воздуха:



б) термическое разложение карбонила:



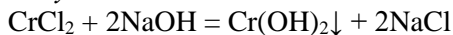
Химические свойства:



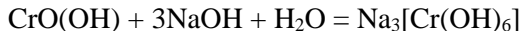
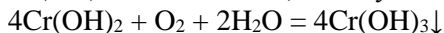
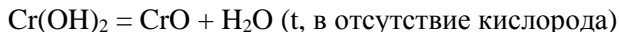
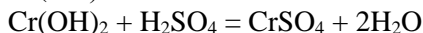
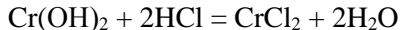
Гидроксид хрома (II)

$\text{Cr}(\text{OH})_2$ – вещество коричневого или желтого цвета, плохо растворимое в воде, проявляет основные свойства, хороший восстановитель.

Получение:

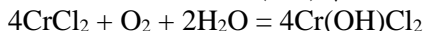
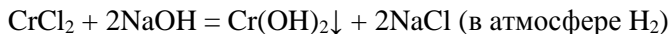
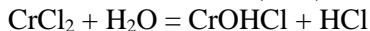
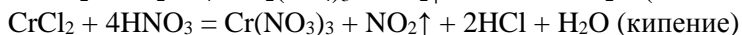


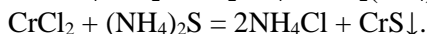
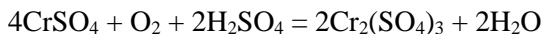
Химические свойства:



Соли хрома (II)

Известны галогениды хрома (II), сульфаты и перхлораты; растворы солей окрашены в синий цвет. Все соли хрома (II) – сильные восстановители.





Комплексные соединения хрома (II):

$[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ – темно-голубой

$[\text{Cr}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$ – фиолетовый

$[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3]\text{Cl}_2$ – светло-голубой

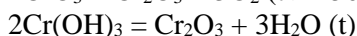
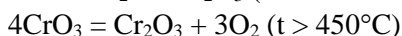
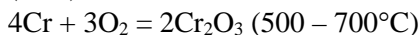
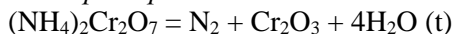
$[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_2$ – светло-зеленый

Химические свойства соединений хрома (III)

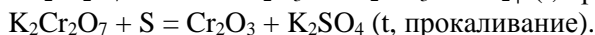
Оксид хрома (III): Cr_2O_3 – химически инертный амфотерный оксид (кислотные свойства выражены слабо) темно-зеленого цвета.

Получение:

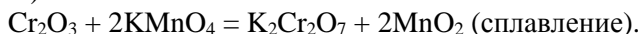
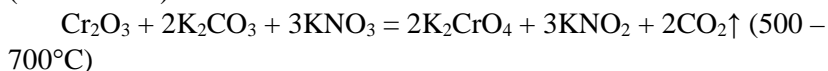
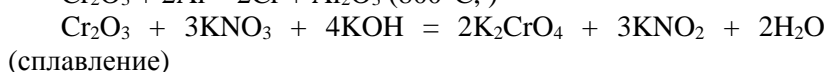
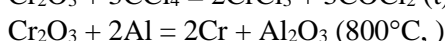
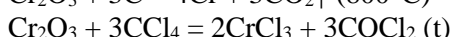
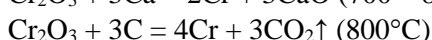
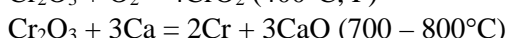
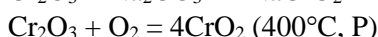
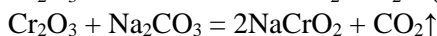
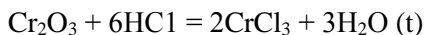
в лаборатории:



в промышленности:

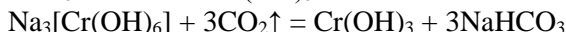
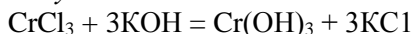


Химические свойства:

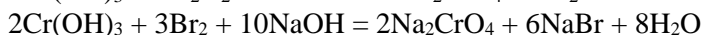
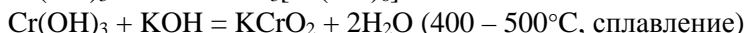
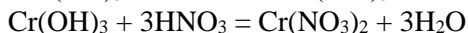
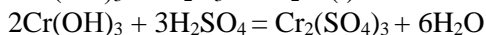
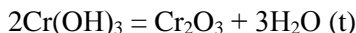


Гидроксид хрома (III): $\text{Cr}(\text{OH})_3$ – амфотерное вещество, из раствора осаждается в виде серо-зеленого осадка; более слабое основание, чем $\text{Cr}(\text{OH})_2$.

Получение:

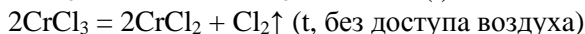
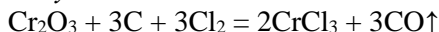


Химические свойства:

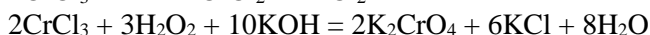
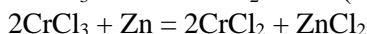
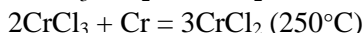
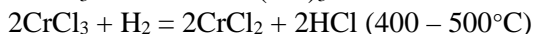
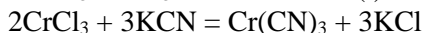
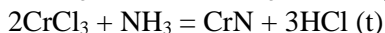
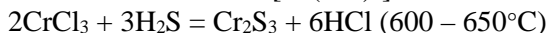
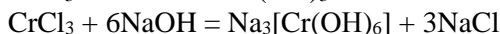
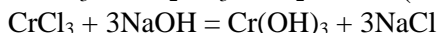
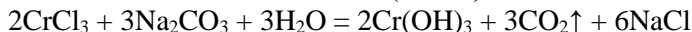
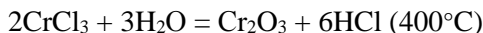


Хлорид хрома (III):

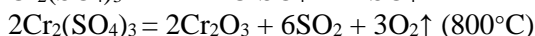
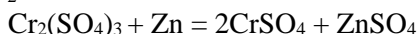
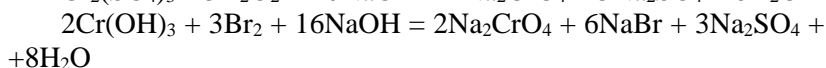
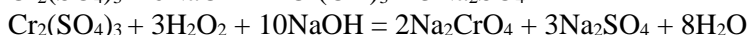
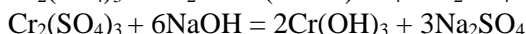
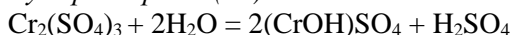
Получение:



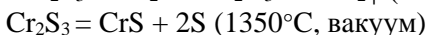
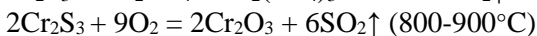
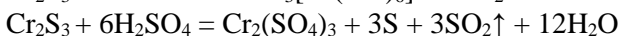
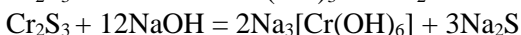
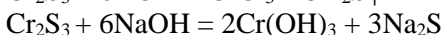
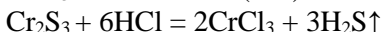
Химические свойства:



Сульфат хрома (III):

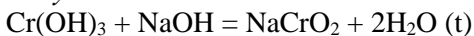


Сульфид хрома (III):

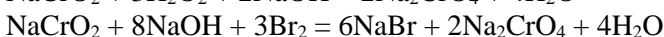
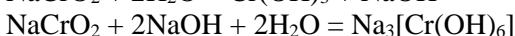
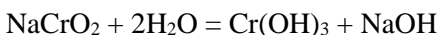


Хромиты

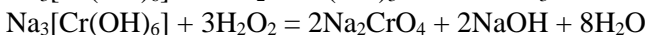
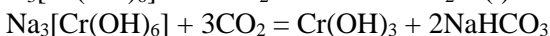
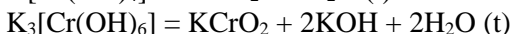
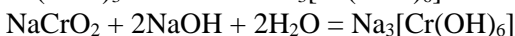
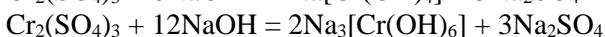
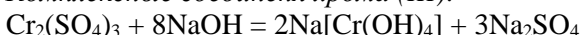
Получение:



Химические свойства:



Комплексные соединения хрома (III):



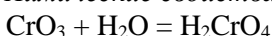
Химические свойства соединений хрома (VI)

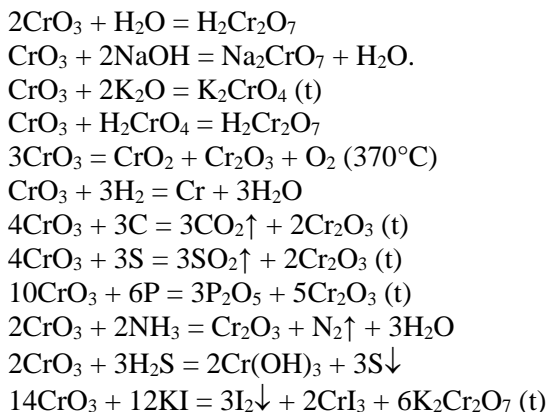
Оксид хрома (VI): CrO_3 – вещество темно-красного цвета; кислотный оксид; сильный окислитель, хорошо растворим в воде, ядовит.

Получение:



Химические свойства:





Хромовая кислота и хроматы

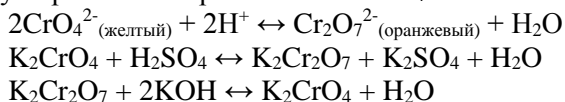
H_2CrO_4 (желтый раствор) и $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (оранжевый раствор) существуют только в водных растворах и являются сильными кислотами.

$\text{H}_2\text{CrO}_4 < \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; хроматы и дихроматы – сильные окислители.

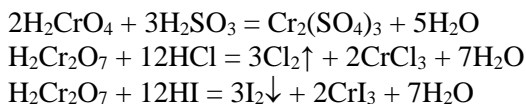
Условия смещения химического равновесия:

- $\text{H}_2\text{CrO}_4 \leftrightarrow \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ (при разбавлении раствора равновесие смещается влево);
- в кислой среде устойчивы дихромат-ионы $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ – равновесие смещается вправо:
 $2\text{CrO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ \leftrightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O}$;
- в щелочной среде устойчивы хромат-ионы
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{OH}^- \leftrightarrow 2\text{CrO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$.

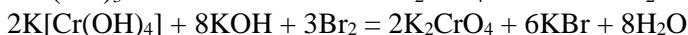
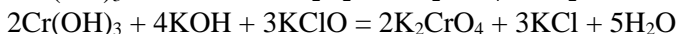
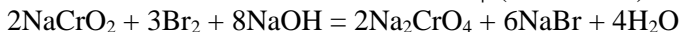
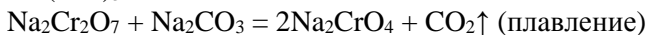
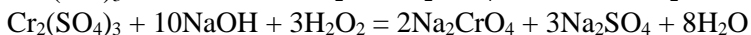
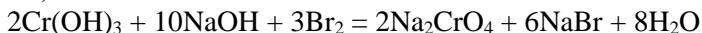
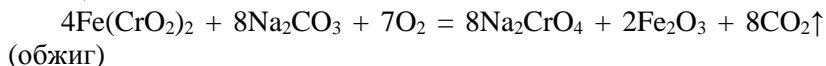
Следовательно: в кислой среде равновесие смещается в сторону образования дихромат-ионов $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, а в щелочной – в сторону образования хромат-ионов CrO_4^{2-} :



Окислительные свойства кислот:

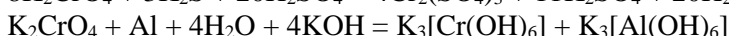
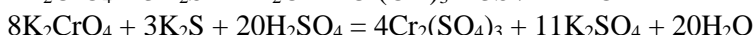
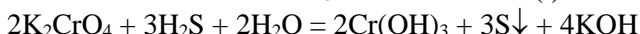
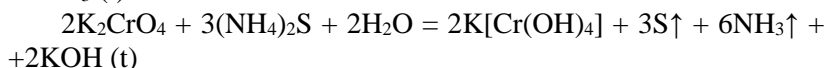
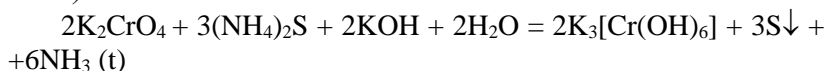


Получение хроматов: хроматы и их водные растворы – желтого цвета.

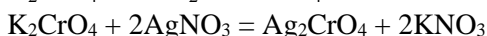
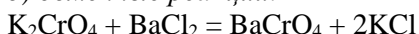


Химические свойства:

а) окислительные свойства:



б) обменные реакции:

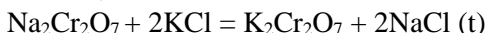
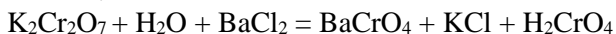
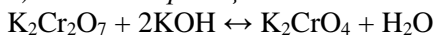


Дихроматы: дихроматы и их водные растворы – оранжевого цвета

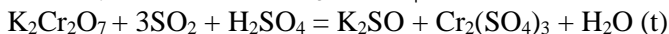
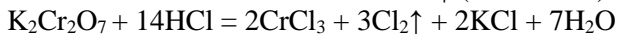
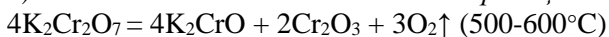


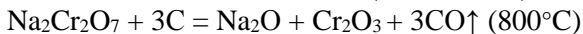
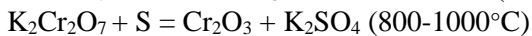
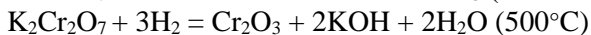
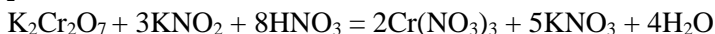
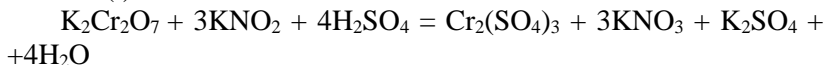
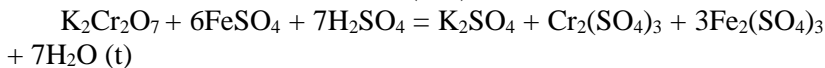
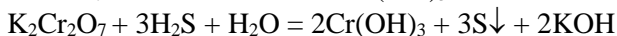
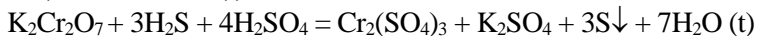
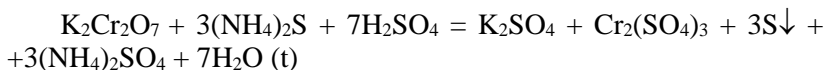
Химические свойства:

а) обменные реакции:



б) окислительно-восстановительные реакции:





Контрольные вопросы, задачи и упражнения

- Приведите электронные конфигурации элементов Cr – Mo – W. Объясните, почему на внешней электронной оболочке атомов хрома и молибдена по одному электрону?
- Какие степени окисления проявляет Cr? Как изменяется способность элемента переходить в состояние высшей степени окисления?
- Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 а) $\text{Na}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$
 б) $\text{Cr} \rightarrow \text{CrCl}_2 \rightarrow \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{CrO}_3 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$
- Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций:
 а) $\text{NaI} + \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 б) $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 в) $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 3\text{C} = \text{Na}_2\text{O} + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{CO}\uparrow (800^\circ\text{C})$
- Укажите различия в строении атомов элементов подгруппы хрома и кислорода.

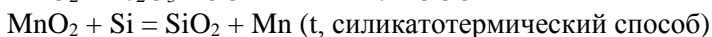
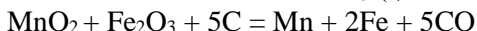
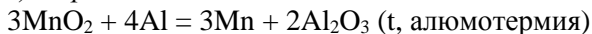
МАРГАНЕЦ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Марганец – серебристо-белый твердый и хрупкий металл; за счет семи валентных электронов Mn проявляет максимальную степень окисления (+7), валентность (VII) – за счет семи валентных орбиталей; проявляемые степени окисления: 0, +2, +3, +4, +6, +7.

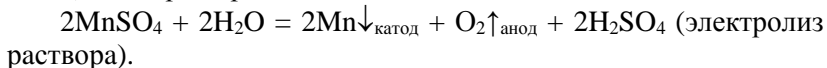
Марганец – активный металл, в ряду напряжений он находится между алюминием и цинком; на воздухе покрывается тонкой оксидной пленкой, предохраняющей его от дальнейшего окисления даже при нагревании.

Получение:

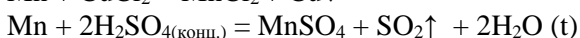
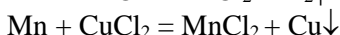
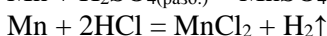
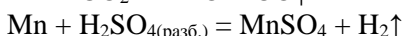
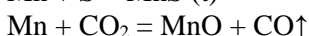
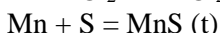
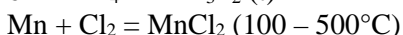
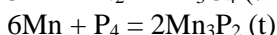
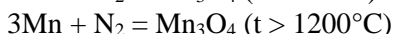
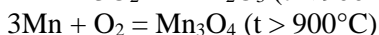
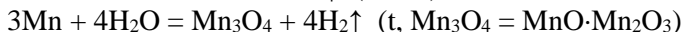
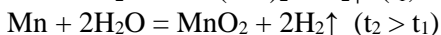
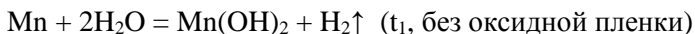
а) в промышленности:



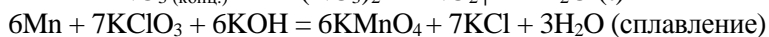
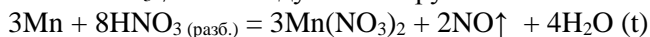
б) в лаборатории:



Химические свойства:



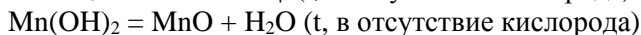
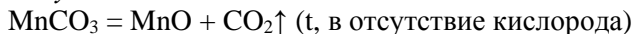
$\text{Mn} + \text{HNO}_3 \neq$ на холоду пассивується



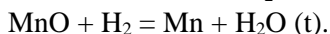
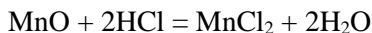
Оксид марганца (II) MnO

MnO – основной оксид, нерастворимый в воде зеленый порошок.

Получение:



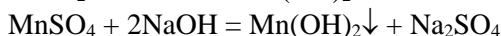
Химические свойства:



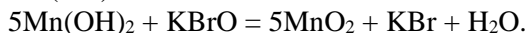
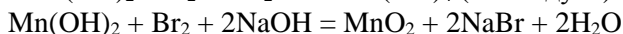
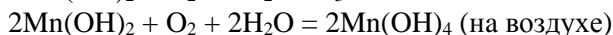
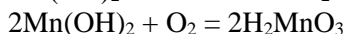
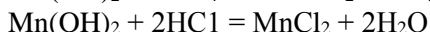
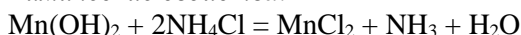
Гидроксид марганца Mn(OH)₂

Mn(OH)₂ – белый, переходящий в студнеобразный светло-розовый осадок; нерастворим в воде; проявляет слабо-основные свойства; на воздухе быстро темнеет, окисляясь в бурый Mn(OH)₄.

Получение:



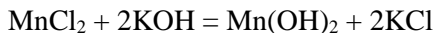
Химические свойства:

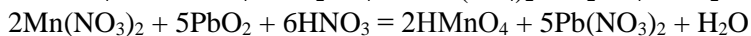
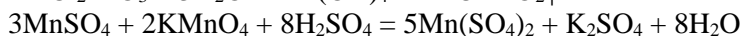
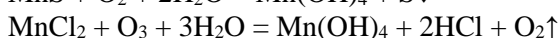
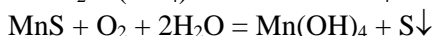
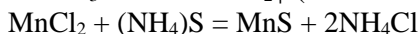
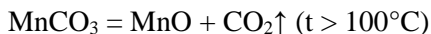


Соли марганца (II)

Большинство солей марганца (II) хорошо растворимы в воде; в сухом виде их кристаллогидраты окрашены в слабо-розовый цвет; нерастворимыми являются карбонат, сульфид и фосфат марганца; при действии сильных окислителей в кислой среде марганец (II) в зависимости от количества окислителя может переходить в MnO₂ или перманганат.

Химические свойства:

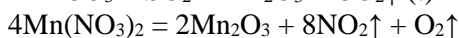
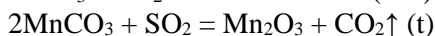
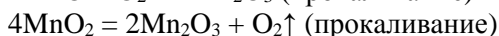
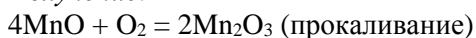




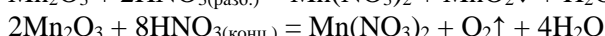
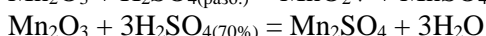
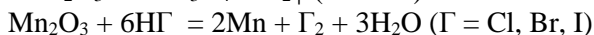
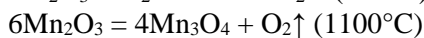
Оксид марганца (III) Mn_2O_3

Mn_2O_3 – красно-коричневое вещество; обладает основными свойствами; неустойчив в сильно щелочной среде.

Получение:



Химические свойства:

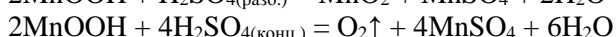
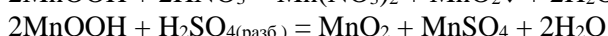


Метагидроксид марганца (III) MnO(OH)

Получение:



Химические свойства:

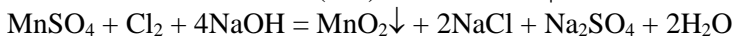
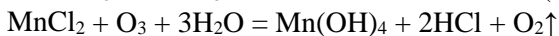
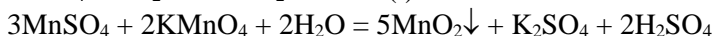
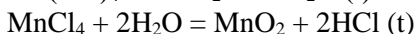


Оксид марганца (IV) MnO_2

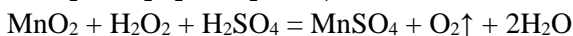
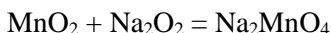
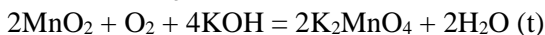
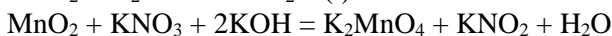
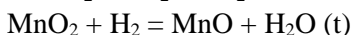
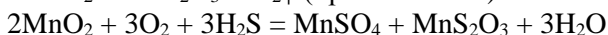
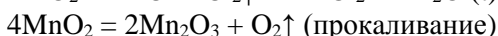
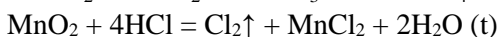
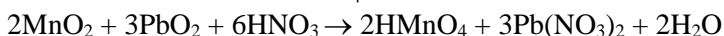
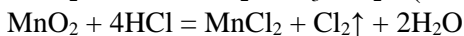
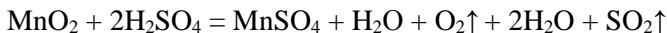
MnO_2 – черно-коричневое вещество, практически нерастворимое в воде; амфотерный оксид; обладает как окислительными, так и восстановительными свойствами.

Получение:

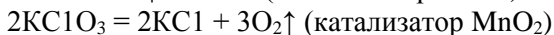
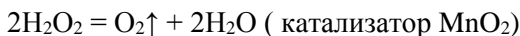




Химические свойства:



Каталитические свойства MnO₂:



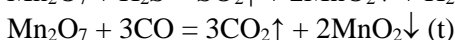
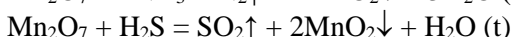
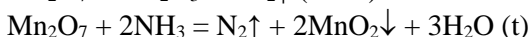
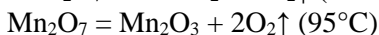
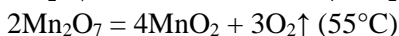
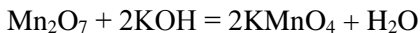
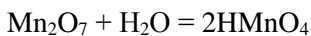
Оксид марганца (VII) Mn₂O₇

Mn₂O₇ – кислотный оксид, марганцовый ангидрид; очень неустойчив – при нагревании взрывается.

Получение:



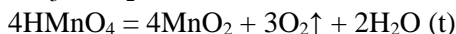
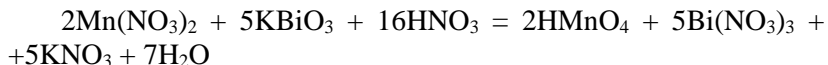
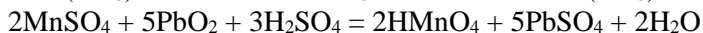
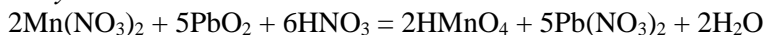
Химические свойства:



Марганцовая кислота HMnO_4

HMnO_4 существует только в растворах; очень нестабильная кислота фиолетово-красного цвета; максимальная концентрация 20%.

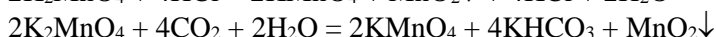
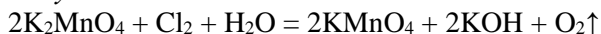
Получение и химические свойства:



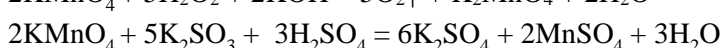
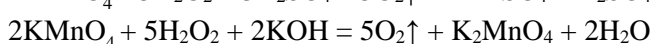
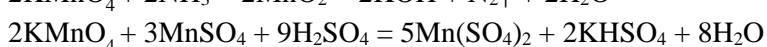
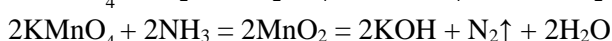
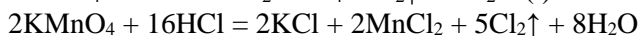
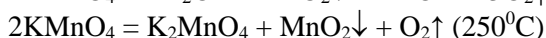
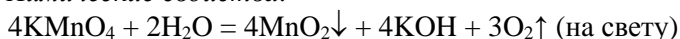
Получение и свойства перманганатов натрия и калия

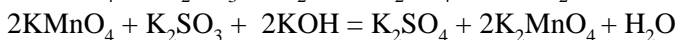
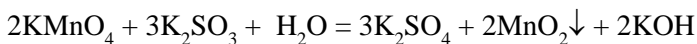
В каждой аптечке обязательно есть марганцовка или перманганат калия KMnO_4 – дезинфицирующее средство. Это калиевая соль сильной марганцевой кислоты HMnO_4 . KMnO_4 – сильный окислитель. На свету окисляет даже воду с выделением кислорода. Из раствора кристаллизуется в виде темно-фиолетовых кристаллов. Разбавленный раствор перманганата калия имеет темно-малиновый, а концентрированный раствор – фиолетовый цвет. В зависимости от pH среды перманганаты восстанавливаются по-разному.

Получение:



Химические свойства:

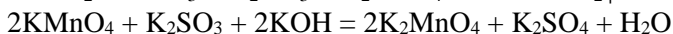
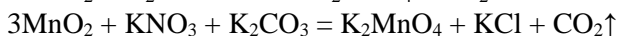
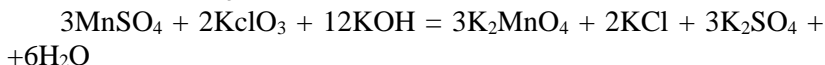
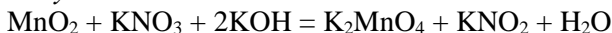




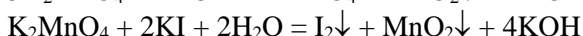
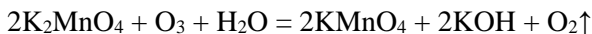
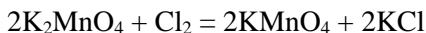
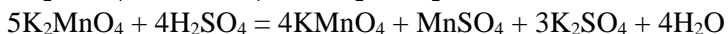
Манганаты

Это соли марганцовистой кислоты H_2MnO_4 – очень неустойчивая, существует только в разбавленных растворах.

Получение:



Химические свойства:



Контрольные вопросы, задачи и упражнения

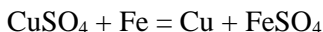
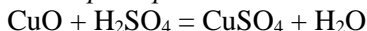
1. Какие степени окисления возможны для марганца?
2. Напишите уравнения реакций, в которых соединения марганца (IV) являются: а) восстановителями; б) окислителями.
3. Укажите различия в строении атомов элементов подгруппы марганца и галогенов.
4. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций:
а) $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
б) $\text{MnSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{Mn} \rightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{HMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MnSO}_4$.
6. Составьте формулы высших гидроксидов элементов с порядковыми номерами: 20, 24, 25, 37, 56. Докажите их химический характер.
7. Определите минимальную и максимальную степень окисления элементов: хлор, фтор, марганец, кислород, мышьяк, хром, железо. Ответ подтвердите электронными конфигурациями данных атомов.

МЕДЬ, СЕРЕБРО, ЗОЛОТО И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

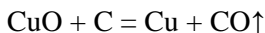
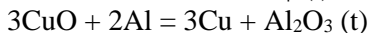
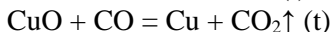
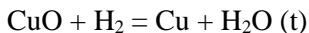
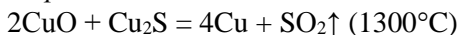
Медь – мягкий пластичный металл розово-красного цвета; серебро – очень мягкий, тягучий металл с самой высокой тепло- и электропроводимостью, имеет белую окраску; золото – ярко-желтый блестящий пластичный металл.

Получение меди

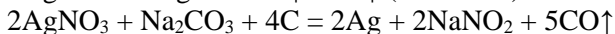
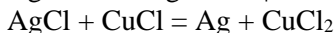
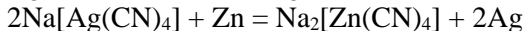
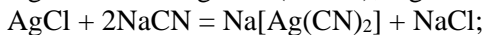
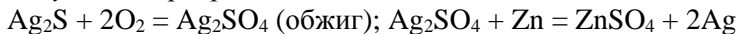
В лаборатории:



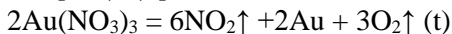
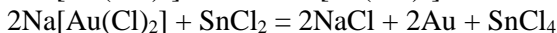
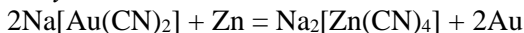
В промышленности:



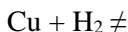
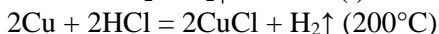
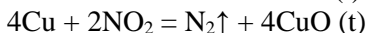
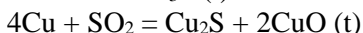
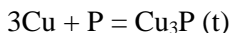
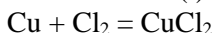
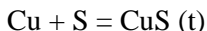
Получение серебра:

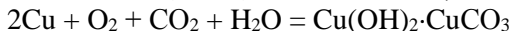
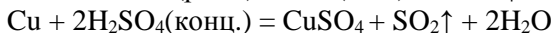
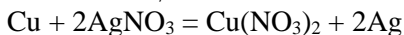
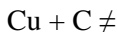
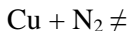


Получение золота:

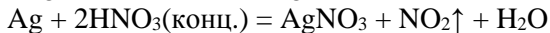
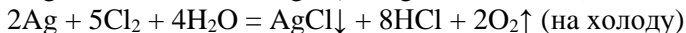
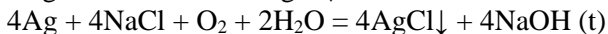
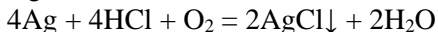
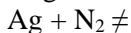
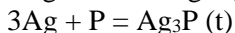


Химические свойства меди:

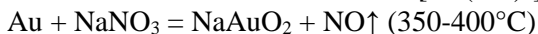
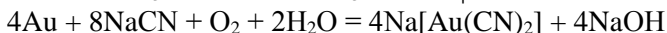
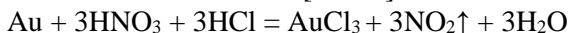




Химические свойства серебра:

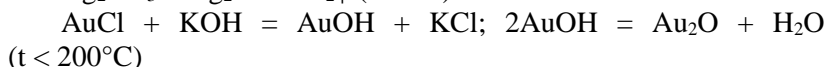
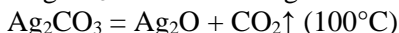
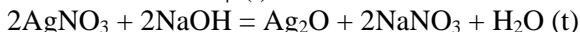
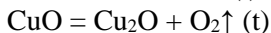
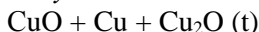


Химические свойства золота:

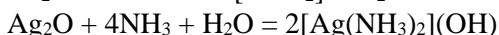
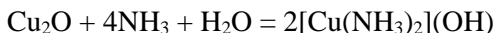


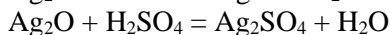
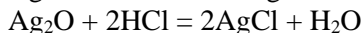
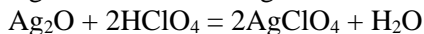
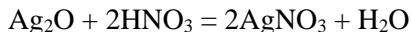
Оксиды Э₂O: Cu₂O – красный, Ag₂O – темно-бурый, Au₂O – серо-фиолетовый; преобладают основные свойства.

Получение:



Свойства оксидов Э₂O:

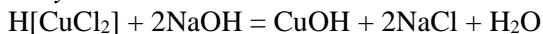




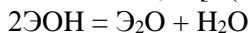
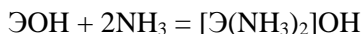
Гидроксиды ЭОН

CuOH – слабое основание, осаждается в виде желтого осадка; AgOH – сильное основание, образует бесцветный раствор, существует только в растворе.

Получение:



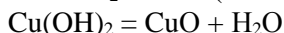
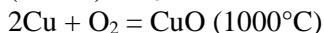
Химические свойства:



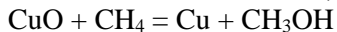
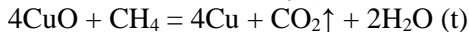
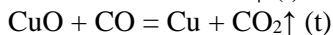
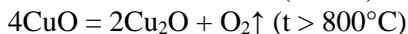
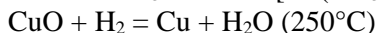
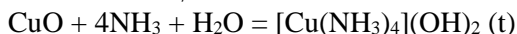
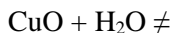
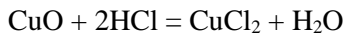
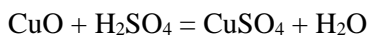
Оксид меди (II)

CuO – черный основной оксид.

Получение:



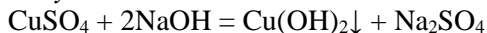
Химические свойства:



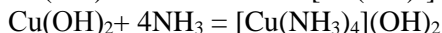
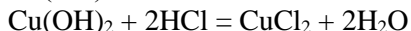
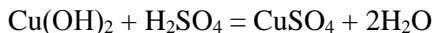
Гидроксид $\text{Cu}(\text{OH})_2$

$\text{Cu}(\text{OH})_2$ – плохо растворимый в воде основной гидроксид синего цвета, проявляет окислительные свойства.

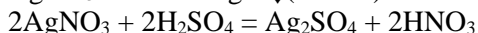
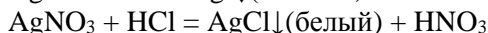
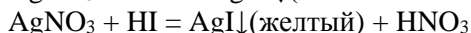
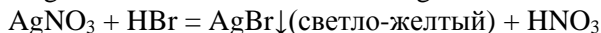
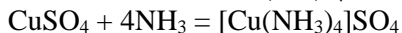
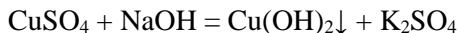
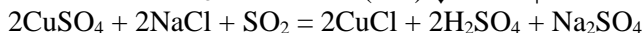
Получение:



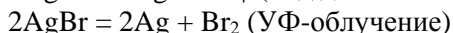
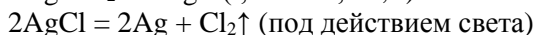
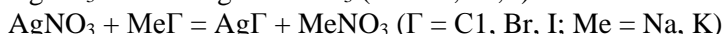
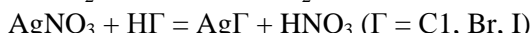
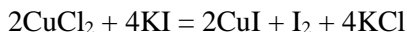
Химические свойства:

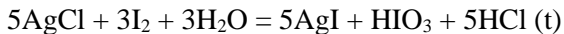


Кислородсодержащие соли:

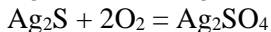
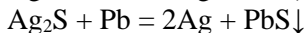
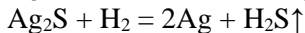
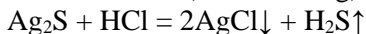
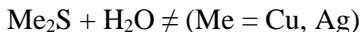
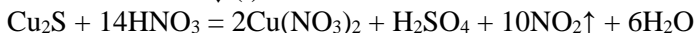
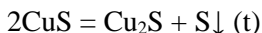
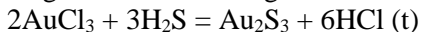
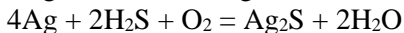
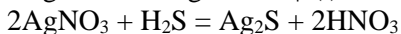
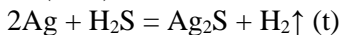
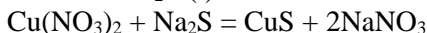
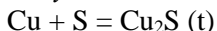


Получение и свойства галогенидов:





Получение и свойства сульфидов:



Контрольные вопросы, задачи и упражнения

1. Какие степени окисления характерны для элементов подгруппы меди? Как согласовать валентные свойства этих элементов с особенностями строения их атомов?
2. Напишите уравнения реакций взаимодействия серебра с азотной кислотой: а) разбавленной; б) концентрированной.
3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$
4. Закончите уравнения реакций, сопровождающиеся переходом металла в раствор:
а) $\text{Au} + \text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$
б) $\text{Au} + \text{KCN} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow \dots$
Определите степени окисления атомов до и после реакции, а также электронные переходы по методу электронного баланса.
5. Напишите комплексные соединения меди, серебра и золота с лигандами: CN^- , F^- , Cl^- , H_2O , NH_3 .
6. Насыщенный раствор медного купороса содержит 27,06% $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Выразите массовую долю безводной соли в процентах.
7. Имеется смесь порошков серебра и золота. Предложите химический способ разделения этих металлов.

ПЕРЕЧЕНЬ ТЕСТОВЫХ ВОПРОСОВ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. Самым распространенным металлом в земной коре является:

1. Fe
2. Al
3. Ni
4. Be
5. Sr

2. Какой из перечисленных элементов наиболее распространен в природе:

1. Кислород
2. Водород
3. Гелий
4. Углерод
5. Сера

3. Металлы имеют:

1. Больше трех электронов на последнем уровне
2. Высокие значения электроотрицательности
3. Низкие значения энергии ионизации
4. Отрицательные степени окисления
5. Высокие значения энергии сродства к электрону

4. В кристаллическом состоянии атомы металлов связаны:

1. Ионной связью
2. Донорно-акцепторной связью
3. Водородной связью
4. Металлической связью
5. Ковалентной связью

5. Связь в кристалле металла происходит преимущественно:

1. За счет образования общих пар электронов
2. За счет обобществления валентных электронов
3. За счет притяжения ионов
4. За счет электростатического притяжения
5. За счет взаимодействия электронов одного атома с пустыми орбиталями другого атома

6. Какой из указанных металлов самый легкоплавкий:

1. Hg
2. Na
3. Ca
4. Cs
5. Mn

7. У атома какого элемента энергия ионизации отрыва первого электрона будет меньше?

1. Li
2. Na
3. Al
4. Mg
5. Si

8. Атомы галогенов имеют одинаковое число:

1. Электронов на внешнем уровне
2. Нейтронов
3. Всех электронов
4. Протонов
5. Энергетических уровней

9. Элементы расположены в порядке возрастания электроотрицательности в ряду:

1. As, Se, Cl, F
2. Br, P, H, Sb
3. C, J, B, Si
4. O, Se, Br, Te
5. O, S, Se, Te

10. Какой ряд включает только переходные элементы?

1. Na, Si, Ti, Mo
2. Al, As, Xe, Bi
3. Cr, Y, W, Hg
4. K, Ge, Sb, Md
5. Cs, Hf, Pb, Po

11. Какой из приведенных элементов имеет химические свойства сходные со свойствами Ca?

1. K
2. Na
3. Al
4. Sr
5. Cs.

12. В каком ряду элементов атомный радиус возрастает?

1. O, S, Se, Te
2. Na, Mg, Al, Si
3. C, N, O, F
4. Si, P, S Cl
5. I, Br, Cl, F

13. Какая пара элементов обладает сходными химическими свойствами?

1. Ca, Si

2. Ag, Ni
3. P, As
4. Fe, P
5. S, Mo

14. Основные свойства гидроксидов щелочных и щелочноземельных металлов с увеличением порядкового номера:

1. Уменьшаются
2. Возрастают
3. Не изменяются
4. Уменьшаются, а затем увеличиваются
5. Увеличиваются, а затем уменьшаются

15. Из приведенных ниже элементов неметаллические свойства наиболее выражены:

1. Si
2. P
3. S
4. Cl
5. F

16. Какой из химических элементов образует высший оксид и гидроксид амфотерного характера?

1. Ag
2. Pt
3. Sn
4. Cd
5. J

17. Октет электронов на внешней электронной оболочке имеет:

1. S
2. Si
3. Se^{2-}
4. Ne^+
5. O

18. Ион, имеющий в своем составе $25p^+$ и $18e^-$, обладает зарядом равным:

1. +2
2. +4
3. +6
4. +7
5. +3

19. Сколько неспаренных электронов имеет ион Co^{3+} ?

1. 3

2. 4
3. 5
4. 2
5. 1

20. Атом какого химического элемента в невозбужденном состоянии имеет следующую электронную конфигурацию: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$?

1. P
2. As
3. Ge
4. Se
5. Nb

21. Какая из частиц имеет электронную формулу одинаковую с атомом аргона?

1. K
2. Na^+
3. Ca
4. Cl^-
5. Cl

22. Валентные электроны атома гафния находятся на орбиталях:

1. $6s^2 4f^2$
2. $6s^2 6p^2$
3. $6s^2 5d^2$
4. $6s^2 4f^2$
5. $6s^2 5f^2$

23. В ряду щелочных металлов цезий является менее электроотрицательными, так как имеет:

1. Наибольшее число нейтронов
2. Наибольшее число электронов
3. Больше число электронов по сравнению с другими элементами
4. Валентные электроны в наибольшей степени удалены от ядра атома
5. Большую атомную массу

24. Из приведенных элементов основной оксид образует:

1. B
2. S
3. Al
4. N
5. Ba

25. С щелочью взаимодействует оксид:

1. MgO

2. Ag_2O
3. FeO
4. SO_2
5. Na_2O

26. Из приведенных оснований может образовывать основную соль:

1. KOH
2. NH_4OH
3. LiOH
4. $\text{Cr}(\text{OH})_3$
5. NaOH

27. Соляная кислота взаимодействует с:

1. P_2O_5
2. H_2ZnO_2
3. H_2SO_3
4. NaNO_3
5. SO_2

28. Какое из приведенных оснований является щелочью?

1. $\text{Al}(\text{OH})_3$
2. $\text{Fe}(\text{OH})_2$
3. $\text{Zn}(\text{OH})_2$
4. KOH
5. $\text{Fe}(\text{OH})_3$

29. Какой из оксидов проявляет амфотерные свойства?

1. CaO
2. MgO
3. CO_2
4. H_2O
5. Al_2O_3

30. Какой из металлов можно использовать для получения водорода ?

1. Ag
2. Cu
3. Mg
4. Hg
5. Au

31. Серная кислота образует трудно растворимую соль при взаимодействии с:

1. KOH
2. Na_2SO_4
3. BaCl_2

4. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
5. $\text{Fe}(\text{OH})_3$

32. Найдите формулу основания, оксид которого SnO_2 :

1. $\text{Sn}(\text{OH})_2$
2. $\text{Sn}(\text{OH})_3$
3. $\text{Sn}(\text{OH})_4$
4. H_4SnO_4
5. $\text{Sn}(\text{OH})_5$

33. Какой из металлов активнее всего реагирует с кислородом при комнатной температуре?

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

34. Какой из перечисленных металлов вытесняет водород из воды при комнатной температуре?

1. Натрий
2. Медь
3. Железо
4. Серебро
5. Золото

35. Кислород в реакции $\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ проявляет:

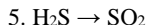
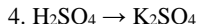
1. Только окислительные свойства
2. Только восстановительные свойства
3. Окислительно-восстановительные свойства
4. Не изменяется
5. Не проявляет окислительно-восстановительных свойства

36. Какая из реакций идет с образованием газообразного продукта?

1. $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow$
2. $\text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow$
3. $\text{OH}^- + \text{K}^+ \rightarrow$
4. $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$
5. $\text{H}^+ + \text{NO}_3^- + \text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow$

37. Укажите превращение, при котором степень окисления серы изменяется от 0 до +4?

1. $\text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
2. $\text{SO}_3 \rightarrow \text{S}$
3. $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2$



38. Азот степень окисления +3 проявляет:

1. Только окислительные свойства
2. Только восстановительные свойства
3. Окислительно-восстановительные свойства
4. Не изменяется
5. Не проявляет окислительно-восстановительных свойств

39. С выделением оксида азота (IV) разлагается при нагревании:

1. NH_4NO_3
2. NaNO_3
3. KNO_3
4. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
5. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

40. Отрицательная степень окисления проявляется азотом в соединении:

1. N_2O
2. NO
3. NO_2
4. Na_3N
5. N_2O_3

41. Взаимодействие медной стружки с концентрированной азотной кислотой приводит к образованию:

1. N_2O
2. NO
3. NO_2
4. NH_3
5. N_2O_3

42. Оксид азота (I) N_2O – веселящий газ – можно получить термическим разложением:

1. NH_4Cl
2. NH_4NO_3
3. NaNO_3
4. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
5. KNO_3

43. В парообразном состоянии при невысоких температурах атомы фосфора объединяются в молекулы:

1. P_2
2. P_3
3. P_4

4. P_6

5. P_8

45. Для получения углекислого газа в лаборатории преимущественно используют реакцию:

1. $CaCO_3 \rightarrow$

2. $C + O_2 \rightarrow$

3. $CaCO_3 + HCl \rightarrow$

4. $H_2C_2O_4 \rightarrow$

5. $CO + O_2 \rightarrow$

46. При взаимодействии 3,42 г щелочного металла с водой выделяется 448 мл водорода (н.у.). Этот щелочной металл:

1. Литий

2. Калий

3. Натрий

4. Рубидий

5. Франций

47. В реакции $4Al + 3CO_2 = 2Al_2O_3 + 3C$ восстанавливается:

1. CO_2

2. Al

3. O_2

4. Al_2O_3 и C

5. Al_2O_3

48. Металл с массой 13,7 г, образующий катион с зарядом $2+$, с водой взаимодействует с выделением 2,24 л газа (н.у.). Это металл:

1. Mg

2. Ca

3. Sr

4. Ba

5. Pb

49. Какая реакция является промышленным способом получения водорода:

1. $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$

2. $TiH_2 = Ti + H_2$

3. $CH_4 + 2H_2O = CO_2 + 4H_2$

4. $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$

5. $2K + 2H_2O = 2KOH + H_2$

50. Что окисляется в реакции: $3Cu^0 + 8H^+ + 2NO_3^- = 3Cu^{2+} + 2NO + 4H_2O$:

1. NO

2. NO_3^-

3. H^+

4. Cu^0
5. H_2O

51. Что окисляется в реакции: $\text{Pb} + 4\text{HNO}_3 = \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$:

1. NO_3^-
2. N^{+5}
3. Pb
4. H_2O
5. NO_2

52. Укажите степень окисления кислорода в молекуле H_2O_2 перекиси водорода:

1. -2
2. -1
3. 0
4. +1
5. +2

53. При пропускании следующих газов H_2 , NH_3 , O_2 , CO_2 , N_2 через раствор щелочи поглощается:

1. H_2
2. NH_3
3. O_2
4. CO_2
5. N_2

54. При пропускании следующих газов CO , N_2O_5 , H_2 , N_2 , He через раствор щелочи поглощается:

1. CO
2. N_2O_5
3. H_2
4. N_2
5. He

55. В состав воздуха преимущественно входят газы: N_2 , O_2 , CO_2 , Ar , H_2O (пар). При пропускании воздуха через колонку с твердой щелочью одновременно поглощаются:

1. N_2 , Ar
2. O_2 , CO_2
3. CO_2 , H_2O
4. N_2 , H_2O
5. N_2 , O_2

56. Бесцветный газ пропускают через раствор гидроксида кальция, при этом выпадает белый осадок. Этим бесцветным газом является:

1. O_2

2. NH_3
3. H_2
4. CO_2
5. NO_2

57. Какие продукты образуются при сжигании пирита?

1. SO_2 и CuO
2. NO_2 и Fe_2O_3
3. Fe_2O_3 и SO_2
4. SiO_2 и Al_2O_3
5. N_2O_5 и CO

58. Сера в степени окисления +4 проявляет только:

1. Только окислительные свойства
2. Только восстановительные свойства
3. Окислительно-восстановительные свойства
4. Не изменяется
5. Не проявляет окислительно-восстановительных свойств

59. Массовая доля фосфора в одном из его оксидов равно 56,36%. Плотность паров этого вещества по воздуху равна 7,58. Молекулярная формула оксида:

1. P_2O_3
2. P_2O_5
3. P_4O_6
4. P_6O_8
5. P_4O_4

60. Йод в степени окисления -1 в реакции $\text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ проявляет:

1. Окислительные свойства
2. Восстановительные свойства
3. Окислительно-восстановительные свойства
4. Не изменяется
5. Не проявляет окислительно-восстановительных свойств

61. Свинец в степени окисления +4 в реакции $\text{PbO}_4 + \text{HCl} = \text{PbCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ проявляет только:

1. Окислительные свойства
2. Восстановительные свойства
3. Не изменяется
4. Окислительно-восстановительные свойства
5. Не проявляет окислительно-восстановительных свойств

62. Наименьшее число неспаренных электронов на f-подуровне имеет в основном состоянии атом элемента лантаноида:

1. Sm
2. Eu
3. Gd
4. Tb
5. Dy

63. У атома европия валентные электроны находятся на орбиталях:

1. 6s
2. 6s и 5d
3. 6s и 6p
4. 6s и 4f
5. 6s и 5f

64. В каком из перечисленных веществ больше всего выражена полярность связи:

1. Сероводород
2. Хлор
3. Фосфин
4. Хлороводород
5. Аммиак

65. Валентный электрон атома калия находится на орбиталях:

1. 3s¹
2. 3p¹
3. 4s¹
4. 4p¹
5. 5s¹

66. Какие элементы относятся к семейству f-элементов?

1. U, Lu
2. K, Be
3. Cr, Fe
4. Br, Ne
5. Na, Al

67. Наиболее яркие металлические свойства проявляет атом, строению внешнего энергетического уровня которого соответствует формула:

1. ...3s²
2. ...4s²
3. ...3s¹
4. ...4s¹
5. ...5s¹

68. Рубидий – s-элемент, теллур – p-элемент 6 группы. Какова формула теллурида рубидия?

1. Rb_2Te
2. RbTe_2
3. Rb_3Te_2
4. RbTe_6
5. RbTe

69. При взаимодействии избытка концентрированной серной кислоты с медью при нагревании будут получены:

1. $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2$
2. $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4$
3. $\text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{CuO} + \text{H}_2\text{S}$
5. $5\text{CuSO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$

70. Кислород проявляет положительную степень окисления в соединениях:

1. Na_2O
2. KNO_3
3. OF_2
4. O_3
5. H_2O_2

71. Сульфиды s-элементов первой группы Периодической системы хорошо растворимы в воде. Их растворы имеют среду:

1. Слабоокислую
2. Сильнокислую
3. Нейтральную
4. Щелочную
5. Слабощелочную

72. Химическая формула сульфида стронция записывается следующим образом:

1. SrS
2. Sr_2S
3. SrS_2
4. SrS_3
5. Sr_2S_3

73. Атом какого из элементов легче отдает один электрон?

1. Натрия
2. Магния
3. Алюминия
4. Кремния
5. Калия

74. Какой из приведенных ниже элементов назван в честь ученого?

1. Zn
2. Md
3. Si
4. Ra
5. Ru

75. Четвертый период Периодической системы элементов содержит:

1. 2 элемента
2. 8 элементов
3. 18 элементов
4. 32 элемента
5. 50 элементов

76. Атом какого из элементов 5 группы главной подгруппы имеет наибольший радиус?

1. Азот
2. Фосфор
3. Мышьяк
4. Сурьма
5. Висмут

77. На основании положения элемента лантана в Периодической системе можно с уверенностью утверждать, что для лантаноидов наиболее характерной степенью окисления будет:

1. +1
2. +2
3. +3
4. +4
5. +5

78. Металлический характер свойств элементов в ряду Be – Mg – Ca – Sr – Ba:

1. Уменьшается
2. Возрастает
3. Не изменяется
4. Уменьшается, а затем возрастает
5. Изменяется закономерно

79. Неметаллический характер свойств элементов в ряду N – P – As – Sb – Bi:

1. Уменьшается
2. Увеличивается
3. Не изменяется

4. Возрастает, а затем уменьшается
5. Изменяется закономерно

80. Соли азотистой кислоты - нитриты, например NaNO_2 :

1. Только окислители
2. Только восстановители
3. И восстановители, и окислители
4. Не могут проявлять окислительно-восстановительных свойств
5. Нерастворимы в воде

81. С какими из перечисленных ниже веществ не взаимодействует концентрированная азотная кислота?

1. CO_2
2. HCl
3. C
4. $\text{Ba}(\text{OH})_2$
5. Cu

82. При взаимодействии активного металла магния с очень разбавленным раствором азотной кислоты происходит ее восстановление преимущественно до:

1. NO_2
2. N_2O_3
3. NO
4. N_2O
5. NH_3

83. С какой кислотой не взаимодействует алюминий?

1. H_2SO_4 (разб.)
2. HCl (разб.)
3. HCl (конц.)
4. HNO_3 (конц.)
5. HNO_3 (разб.)

84. В электротехнике для производства ламп накаливания используют металлическую нить из:

1. Al
2. Cu
3. Fe
4. Ni
5. W

85. В электротехнике используют следующее физическое свойство меди и алюминия:

1. Теплопроводность
2. Ковкость

3. Пластичность
4. Электрическую проводимость
5. Способность прокатываться в тонкую фольгу

86. Сколько и каких элементарных частиц образуют атом ^{19}F ?

1. 9 нейтронов и 9 электронов
2. 9 нейтронов, 10 протонов и 19 электронов
3. 9 протонов и 19 электронов
4. 19 протонов и 19 электронов
5. 9 протонов, 10 нейтронов и 9 электронов

87. Атом какого щелочного металла образует ион, имеющий электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$?

1. Рубидий
2. Калий
3. Натрий
4. Литий
5. Цезий

88. Каковы валентность и степень окисления азота в азотной кислоте?

1. IV; +5
2. III; -3
3. V; +5
4. IV; +4
5. V; +3

89. У какого элемента на третьем энергетическом уровне находится девять d-электронов?

1. K
2. Co
3. Cr
4. Ca
5. Cu

90. Структура валентного электронного слоя атома выражается формулой ... $5s^2 5p^4$. Каков порядковый номер элемента?

1. 48
2. 36
3. 52
4. 58
5. 61

91. Какой подуровень заполняется в атоме электронами после заполнения 4p-подуровня?

1. 4d
2. 3d

- 3. 4s
- 4. 4f
- 5. 5s

92. Чему равно максимальное количество электронов на 3s-орбитали?

- 1. 1
- 2. 2
- 3. 6
- 4. 8
- 5. 4

93. К какому типу элементов относится Курчатовий ($Z=104$)?

- 1. s-элементы
- 2. p-элементы
- 3. d-элементы
- 4. f-элементы
- 5. q-элементы

94. Атом какого элемента в невозбужденном состоянии имеет электронную конфигурацию: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$?

- 1. Na
- 2. K
- 3. Ca
- 4. Ba
- 5. Rb

95. Сколько электронов находится на 4d-подуровне атома молибдена?

- 1. 3
- 2. 4
- 3. 5
- 4. 6
- 5. 2

96. Какая пара элементов является d-элементами?

- 1. Al, Mg
- 2. Ti, Ge
- 3. Ta, Mo
- 4. Pb, Au
- 5. Ba, Pt

97. Из приведенных ниже элементов третьего периода наиболее ярко выраженными неметаллическими свойствами обладает:

- 1. Алюминий
- 2. Кремний

3. Сера
4. Хлор
5. Магний

98. Где в Периодической таблице располагаются элементы с металлическими свойствами?

1. Элементы 1-2 групп главных подгрупп
2. Элементы 7 группы главной подгруппы
3. Элементы главных подгрупп 4-7 группы
4. Элементы 1 и 2 групп побочных подгрупп
5. Элементы 1 и 2 периодов

99. Сколько электронов находится на 2p-подуровне в основном состоянии азота ($Z=7$)?

1. 5
2. 4
3. 2
4. 3
5. 6

100. В представленных ниже оксидах элементов третьего периода периодической системы: Na_2O , MgO , Al_2O_3 , SiO_2 , P_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7 в периоде...

1. Основная свойства возрастают
2. Кислотные свойства возрастают
3. Амфотерные свойства возрастают
4. Амфотерные свойства уменьшаются
5. Кислотные свойства уменьшаются

101. Какой из указанных элементов имеет наименьший потенциал ионизации?

1. Na
2. Mg
3. K
4. Ca
5. Cs

102. В ряду N_2O_3 , P_2O_3 , As_2O_3 , Sb_2O_3 , Bi_2O_3 :

1. Металлические свойства увеличиваются от N к Bi
2. Металлические свойства уменьшаются от N к Bi
3. Амфотерные свойства уменьшаются от Bi к N
4. Неметаллические свойства увеличиваются от N к Bi
5. Неметаллические свойства уменьшаются Bi к N

103. Какова конфигурация валентных электронов в основном состоянии в атоме вольфрама ($Z=74$)?

1. $\dots 5d^1 6s^2 p^3$

2. ...5d⁵5f⁴6s²
3. ...5d⁴6s²
4. ...6s²6p⁴
5. ...5d⁶6s²

104. Наибольшую валентность среди перечисленных металлов имеет...

1. Be
2. Mg
3. Al
4. Ti
5. Sc

105. Какой из приведенных элементов четвертого периода Периодической системы проявляет одинаковые значения валентности в своем водородном соединении и в высшем оксиде?

1. Бром
2. Германий
3. Мышьяк
4. Селен
5. Железо

106. Как изменяются металлические свойства d-элементов в периоде?

1. Увеличиваются
2. Уменьшаются
3. Не изменяются
4. Уменьшаются, а затем увеличиваются
5. Увеличиваются, а затем уменьшаются

107. Электронная конфигурация иона Zn²⁺ соответствует формуле...

1. 1s²2s²2p⁴
2. 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶
3. 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d¹⁰
4. 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d¹⁰4s²
5. 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶4s²3d¹⁰

108. С ростом порядкового номера элемента кислотные свойства в ряду оксидов:

1. Усиливаются
2. Ослабевают
3. Остаются неизменными
4. Усиливаются, затем ослабевают
5. Ослабевают, а потом усиливаются

109. Сколько электронных пар у атома хлора (Z=17)?

1. 2
2. 3

3. 5
4. 8
5. 7

110. Укажите один положительный и один отрицательный ион, у которых электронная структура – как у атома неона:

1. Cl^- , H^+
2. O^{2-} , H^+
3. F^- , Li^+
4. F^- , Na^+
5. Cl^- , Na^+

111. Укажите положительный ион с такой же конфигурацией, как у иона S^{2-} :

1. Mg^{2+}
2. Na^+
3. K^+
4. Al^{3+}
5. Cu^{2+}

112. Элемент имеет валентную конфигурацию электронов $ns^2(n-1)d^{10}np^4$. Определите номер периода, группу и подгруппу этого элемента в таблице Д.И. Менделеева:

1. n – период, VI – группа, побочная подгруппа
2. 7 период, семейство переходных металлов
3. n – период, IV – группа, главная подгруппа
4. n – период, IV – группа, побочная подгруппа
5. n – период, VI – группа, главная подгруппа

113. Максимальная валентность атома – VII. Какая электронная конфигурация этому соответствует?

1. $2s^2 2p^5$
2. $4s^2 3d^5$
3. $3s^2 2d^5$
4. $4s^2 3d^7$
5. $5s^2 5p^5$

114. Какой из атомов в основном состоянии содержит два неспаренных электрона на внешнем уровне?

1. Гелий
2. Водород
3. Углерод
4. Бериллий
5. Фтор

115. К металлам не относится последовательность элементов...

1. Ca, Zn, Cd

2. Ga, Zn, Tl
3. Sn, Ge, Pb
4. W, Bi, Os
5. S, Cl, F

116. Назовите пять простых газообразных веществ (при комнатной температуре)?

1. Фтор, хлор, бром, кислород, йод
2. Азот, графит, озон, олеум, водород
3. Азот, водород, фтор, озон, хлор
4. Тритий, толуол, фуллерен, поташ, сода
5. Азот, кислород, йод, сера, фосфор

117. К числу амфотерных оксидов относятся:

1. SiO_2 , ZnO , Cl_2O_7
2. BeO , Al_2O_3 , N_2O_5
3. Cr_2O_3 , OF_2 , Cl_2O
4. Cr_2O_3 , Al_2O_3 , ZnO
5. ZnO , CO_2 , CO

118. Гидроксиды металлов (основания) принято делить на две группы:

1. Растворимые и не растворимые в кислотах
2. Растворимые и нерастворимые в воде
3. Одноосновные и двухосновные
4. Гидроксиды металлов, стоящих в ряду активности до водорода и гидроксиды металлов, стоящих в этом ряду после водорода
5. Растворимые в воде и растворимые в этаноле

119. Для оснований наиболее характерна реакция с кислотами, называемая реакцией...

1. Самоокисления-самовосстановления
2. Нейтрализации
3. Гидролиза
4. Обмена
5. Окислительно-восстановительная

120. Сколько электронов находится на 2p-подуровне в основном состоянии азота?

1. 5
2. 3
3. 7
4. 2
5. 1

121. Какие из атомов в основном состоянии содержат два неспаренных электрона на внешнем уровне?

1. Палладий

2. Гелий
3. Углерод
4. Магний
5. Натрий

122. Сколько атомов входит в состав молекулы воды?

1. Один
2. Два
3. Три
4. Четыре
5. В состав молекулы входят не атомы, а ядра атомов

123. Сколько электронов содержится в молекуле воды?

1. 10
2. 3
3. 12
4. 18
5. Ни одного

124. Сколько электронов участвуют в образовании химических связей в молекуле аммиака?

1. 2
2. 4
3. 6
4. 8
5. 10

125. Какой тип связи в молекуле H_2 ?

1. Водородная
2. Ковалентная неполярная
3. Донорно-акцепторная
4. Ковалентная полярная
5. Ионная

126. В каком ряду молекулы расположены в порядке увеличения полярности связей?

1. HF, HCl, HBr
2. NH_3 , PH_3 , AsH_3
3. CO_2 , CS_2 , CSe_2
4. CO_2 , SiO_2 , GeO_2
5. H_2Se , H_2S , H_2O

127. Валентность азота равна его степени окисления в молекуле ...

1. Аммиака
2. Азотной кислоты
3. Азота

4. Оксида азота (II)
5. Гидразина

128. Каковы минимальная и максимальная степени окисления благородных газов в соединениях?

1. Благородные газы не образуют химических соединений
2. 0, +2
3. -8, +8
4. 0, +8
5. -2, +8

129. Какую из перечисленных электронных конфигураций может иметь атом хлора?

1. $1s^2 2s^2 2p^5$
2. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 3d^1$
3. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
4. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
5. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

130. Атом гелия имеет электронную конфигурацию $1s^1$...

1. В основном состоянии
2. В первом возбужденном состоянии
3. Во втором возбужденном состоянии
4. В ионном состоянии
5. Вообще не может иметь такую конфигурацию

131. Элементы 1 и 7 групп образуют между собой всегда ...

1. Ковалентную полярную связь
2. Донорно-акцепторную связь
3. Водородную связь
4. Ковалентную неполярную связь
5. Ионную связь

132. Атомы инертных газов не образуют 2-х атомных молекул ...

1. Из-за их неспособности к образованию неспаренных электронов
2. Из-за высокой энергии активации
3. Из-за уменьшения энтропии молекулы
4. Из-за невозможности создать переходный комплекс
5. Из-за невозможности столкновения

133. В каком из ниже приведенных соединений химическая связь наиболее полярна?

1. KF
2. BF_3
3. SiF_4
4. F_2
5. Cl_2

134. Элемент с зарядом ядра атома + 12 имеет порядковый номер:

1. 3
2. 12
3. 2
4. 24
5. 36

135. Заряд ядра атома фосфора равен:

1. +5
2. +15
3. +16
4. +3
5. -5

136. Атом какого элемента имеет состав: 33 электрона, 42 нейтрона, 33 протона?

1. Mo
2. S
3. Re
4. As
5. C

137. У какого атома внешний энергетический уровень завершен?

1. C
2. Ne
3. Mg
4. Li
5. Mo

138. Пять электронов находится на внешнем энергетическом уровне у атома:

1. B
2. O
3. P
4. F
5. Cl

139. Эта неполная схема строения атома $(+X) \text{ })_2 \text{ })_2$ соответствует:

1. Ar
2. Ne
3. Xe
4. Kr
5. He

140. Число электронов во внешнем электронном слое атома, ядро которого содержит 11 протонов, равно:

1. 11

2. 1
3. 2
4. 6
5. 8

141. Схема распределения электронов по энергетическим уровням 2, 8, 3 соответствует атому:

1. Магния
2. Алюминия
3. Кремния
4. Фосфора
5. Серы

142. Число электронов во внешнем электронном слое атома, ядро которого содержит 8 протонов равно:

1. 5
2. 2
3. 6
4. 4
5. 8

143. Химическому элементу, образующему простое вещество с наиболее ярко выраженными неметаллическими свойствами, соответствует схема строения атома:

1. $(+5) \ 2 \ 3$
2. $(+4) \ 2 \ 2$
3. $(+7) \ 2 \ 5$
4. $(+6) \ 2 \ 4$
5. $(+3) \ 2 \ 1$

144. Во 2-м периоде в V группе находится элемент, строению атома которого отвечает формула:

1. +7; 2, 5
2. +6; 2, 4
3. +15; 2, 8, 5
4. +8; 2, 6
5. +16; 2, 4

145. В атоме брома число электронных слоев и число электронов внешнего слоя соответственно равны:

1. 4, 5
2. 3, 7
3. 4, 7
4. 4, 6
5. 4, 4

146. Четыре электронных слоя и один электрон на внешнем энергетическом уровне соответствует химическому элементу:

1. Калий
2. Натрий
3. Серебро
4. Литий
5. Медь

147. Четыре электрона на внешнем третьем слое имеют атомы химического элемента:

1. Углерода
2. Алюминия
3. Кальция
4. Кремния
5. Серы

148. Химическому элементу, образующему простое вещество с наиболее ярко выраженными металлическими свойствами, соответствует схема строения атома:

1. +4; 2, 2
2. +20; 2, 8, 8, 2
3. +12; 2, 8, 2
4. +13; 2, 8, 3
5. +14; 2, 8, 4

149. Число электронных слоев в атомах химических элементов с порядковыми номерами 10 и 17 соответственно равно:

1. 1 и 2
2. 1 и 3
3. 2 и 3
4. 2 и 2
5. 2 и 5

150. Распределение электронов по слоям в атомах кремния соответствует ряд чисел:

1. 2, 8, 2
2. 2, 3
3. 2, 8, 4
4. 2, 8, 6
5. 2, 8, 3

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

Основная:

1. Кочкаров Ж.А. Химия в уравнениях реакций. – Ростов-на-Дону: Феникс. 2014. – 332 с.
2. Хомченко И.Г. Общая химия. – М.: Новая волна, 2008. – 462 с.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.: Новая волна, 2013. – 746 с.
4. Лидин Р.А., Андреева Л.Л., Молочко В.А. Химические свойства неорганических веществ. – М.: Химия, 2005. – 449 с.

Дополнительная:

1. Шрайвер Д., Эткинс Г. Неорганическая химия. Т. 2. – М.: Мир. 2009. – 486 с.
2. Ардашникова Е.И., Казенова Н.Б., Тамм М.Е. Курс общей и неорганической химии. – М.: Аквариум. 1998. – 254 с.
3. Гольбрах З.Е., Маслов Е.И. Сборник задач и упражнений по химии: учебное пособие для студентов. – М.: Астрель. 2004. – 383 с.
4. Ковальчукова О.В., Солдатова С.А. 780 тестов по химии. – М.: Уникум-центр. 1998. – 187 с.
5. Егоров А.С. Химия: пособие-репетитор. – Ростов-на-Дону: Феникс. 2000. – 727 с.

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	3
Общие химические свойства элементов и периодичность их изменения.....	4
Водород	13
Галогены	22
Кислород.....	34
Озон	35
Сера и ее соединения.....	36
Азот и его соединения	52
Фосфор и его соединения.....	69
Углерод и его соединения.....	80
Кремний и его соединения.....	87
Химия щелочных металлов.....	91
Бериллий, магний, щелочноземельные металлы и их соединения	100
Цинк, кадмий и их соединения	109
Алюминий и его соединения	114
Железо и его соединения	118
Хром и его соединения.....	126
Марганец и его соединения	134
Медь, серебро, золото и их соединения	140
Перечень тестовых вопросов для самостоятельной работы.....	145
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК	170

Учебное издание

Ашкеева Раушан Копшильевна
Тугелбаева Ляйла Маханбетовна
Рыскалиева Роза Габдрахимовна

**ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ
В УРАВНЕНИЯХ РЕАКЦИЙ**

Учебное пособие

Редактор Э. Сулейменова
Компьютерная верстка
и дизайн обложки Н. Базарбаевой

В оформлении обложки фото использованы
с сайта <http://naukawpolsce.pap.p>

ИБ №11438

Подписано в печать 27.10.17. Формат 60х84 1/16. Бумага офсетная.

Печать цифровая. Объем 10,62 п.л. Тираж 110 экз. Заказ №5870.

Издательский дом «Қазақ университеті»

Казахского национального университета им. аль-Фараби.

050040, г. Алматы, пр. аль-Фараби, 71. КазНУ.

Отпечатано в типографии издательского дома «Қазақ университеті».