

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО
ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ «САРАТОВСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н.Г.ЧЕРНЫШЕВСКОГО»
Институт химии

Авторы – составители:

КОЖИНА Л.Ф., ЗАХАРОВА Т.В.

БИНАРНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Учебно-методическое пособие

Саратов

2015

Авторы-составители: Кожина Л.Ф., Захарова Т.В.

Бинарные соединения химических элементов. Учебно-методическое пособие.
Электронный ресурс. Саратов. – 2015. - 34 с.

Данное пособие составлено в соответствии с программой дисциплины «Общая и неорганическая химия» для студентов 1 курса Института химии, обучающихся по направлению «Техносферная безопасность». В пособии рассмотрены оксиды, галогениды, халькогениды, нитриды, фосфиды, карбиды, силициды, пероксиды и надпероксиды химических элементов. Приведена классификация бинарных соединений по типу химической связи. В табличной форме приведены свойства различных бинарных соединений на примере элементов III периода.

Представлен перечень основных навыков и умений, которыми должны овладеть студенты в результате изучения предложенного материала. Для самоконтроля степени усвоения изученного материала предложены тестовые задания, особенностью которых является возможность наличия нескольких правильных ответов на поставленный вопрос. Такой подход к проведению тестирования в большей степени направлен на выяснение знаний. Предложенный материал можно использовать при обобщении вопросов, связанных с реакционной способностью химических соединений.

Предложенное пособие может быть использовано студентами при подготовке к лабораторным работам, зачету и экзамену по изучаемой дисциплине.

Рекомендует

Кафедра общей и неорганической химии
Института химии СГУ

Рецензенты

Доценты кафедры общей и неорганической химии
к.х.н Акмаева Т.А., к.х.н. Варламова Т.М.

Единого мнения о том, какие вещества относятся к **бинарным соединениям**, в настоящее время нет. Существует несколько определений бинарных соединений:

- соединения, состоящие из атомов двух элементов, вне зависимости от числа каждого из них называются *бинарными*;

- *бинарные соединения* – это сложные вещества, которые не относятся к классам оксидов, гидроксидов и солей; состоят из катионов и бескислородных анионов (реальных или условных).

Их химические свойства разнообразны и рассматриваются при изучении неметаллов разных групп Периодической системы.

Оксиды — соединения элементов с кислородом (кроме соединений фтора); не образуют соединений с кислородом только He, Ne и Ar. Степень окисления кислорода в оксидах равна -2 . По составу и химическим свойствам оксиды делятся на основные, кислотные, амфотерные, двойные и несолеобразующие. Разнообразие оксидов обусловлено тем, что связи кислорода с другими элементами различаются степенью ионности, типом гибридизации атомных орбиталей кислорода, кратностью и прочностью.

Номенклатура оксидов. Согласно международной номенклатуре, разработанной Международным союзом теоретической и прикладной химии (ИЮПАК), названия оксидов образуются от латинского корня названия кислорода (охугениум) с окончанием - *ид* и русского названия элемента в родительном падеже. Если элемент образует несколько оксидов, то в их названиях указывается степень окисления элемента римской цифрой в скобках сразу после названия:

H_2O - оксид водорода, FeO - оксид железа (II),

P_2O_5 - оксид фосфора (V), Fe_2O_3 - оксид железа (III)

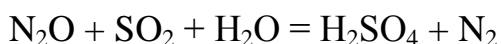
Иногда степень окисления не указывают, а к слову "оксид" добавляют приставку, соответствующую греческому числительному, обозначающему число атомов кислорода в формуле (моно-, ди- и т.д.). Употребляется также исторически сложившиеся эмпирические названия оксидов, а в случае ангидридов кислот - еще и названия, показывающие, ангидридом какой кислоты является данный оксид. Для оксида углерода – CO_2 употребляются следующие названия: оксид углерода (IV), диоксид углерода, углекислый газ, ангидрид угольной кислоты.

Оксиды делятся на *солеобразующие* (обладающие способностью образовывать соли) и *несолеобразующие* (безразличные).

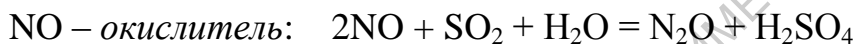
Оксиды	<i>Несолеобразующие</i>	CO, NO, N ₂ O, SiO, S ₂ O
	<i>Солеобразующие</i>	<i>Основные</i> Li ₂ O, CaO, FeO, MnO
		<i>Амфотерные</i> ZnO, Al ₂ O ₃ , Cr ₂ O ₃ , Fe ₂ O ₃
		<i>Кислотные</i> CO ₂ , P ₂ O ₅ , SO ₂ , Mn ₂ O ₇

Несолеобразующие оксиды — оксиды неметаллов, не имеющие кислотных гидроксидов и не вступающие в реакции солеобразования (в отличие от основных, кислотных и амфотерных оксидов), например: CO, NO, N₂O, SiO, S₂O. Однако они могут проявлять *окислительно-восстановительные* свойства:

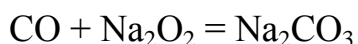
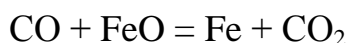
N₂O- сильный *окислитель*:



NO – окислительно-восстановительная двойственность:



CO – сильный *восстановитель*:



Выделяют высшие оксиды, в которых элемент проявляет максимальную степень окисления, равную номеру группы. Исключение: фтор, бром и иод, которые не образуют оксидов, аналогичных оксиду хлора Cl₂O₇; полоний не образует оксид, аналогичный SO₃; оксиды астата не получены. По химическим свойствам *солеобразующие* оксиды делятся на три группы.

Основные оксиды — продукты полной дегидратации (реальной или условной) основных гидроксидов, например Li₂O, Na₂O, K₂O, MgO, CaO, BaO. Сохраняют химические свойства основных гидроксидов. *Основные оксиды* образуют металлы в низших степенях окисления, им соответствуют основания. Большинство основных оксидов представляет собой *твёрдые кристаллические вещества* ионного характера, поэтому оксиды типичных металлов обладают высокими температурами плавления и кипения. Близость ионных радиусов многих ионов металлов приводит к тому, что часть ионов одного металла в кристаллической решётке оксидов может быть замещена ионами другого металла. Это приводит к тому, что для оксидов часто не выполняется закон постоянства состава и они могут существовать как смешанные оксиды переменного состава.

Кислотные оксиды — продукты полной дегидратации (реальной или условной) кислотных гидроксидов, например CO₂, SiO₂, SO₂, SO₃, P₂O₅.

Исключение: у оксидов NO_2 и ClO_2 нет соответствующих кислотных гидроксидов, но при взаимодействии со щелочами они образует две соли, например NaNO_2 и NaNO_3 ; NaClO_2 и NaClO_3 . *Кислотные оксиды* образуют неметаллы и переходные металлы в высших степенях окисления, им соответствуют кислоты. Среди оксидов неметаллов есть газообразные (CO_2 , NO , SO_2), жидкие (Cl_2O , Cl_2O_5) и твердые (B_2O_3 , SiO_2). В кислотных оксидах связь преимущественно ковалентная, полярность которой тем больше, чем больше разность электроотрицательностей элемента и кислорода. Оксиды с малополярной ковалентной связью имеют кислотный характер. Свойства элементов второго периода мало похожи на свойства своих аналогов третьего и последующих периодов. Примером могут служить диоксиды углерода CO_2 и кремния SiO_2 . Диоксид углерода CO_2 – газ, диоксид кремния SiO_2 – очень твердое вещество, плавящееся при 1710°C . Диоксид углерода имеет молекулярное строение, тип гибридизации центрального атома углерода – sp , а его молекула линейна ($\text{O}=\text{C}=\text{O}$). Диоксид кремния образует непрерывную сетку, в которой нет двойных связей: каждый атом кремния связан с четырьмя атомами кислорода, и каждый атом кислорода в свою очередь связан с двумя атомами кремния; имеет атомную кристаллическую решетку. Диоксиду углерода соответствует угольная кислота H_2CO_3 ($K^1_{\text{д}} = 4,5 \cdot 10^{-7}$), которая проявляет более сильные кислотные свойства, чем кремниевая кислота H_4SiO_4 ($K^1_{\text{д}} = 1,3 \cdot 10^{-10}$) и вытесняет кремниевую кислоту из растворов ее солей.

Амфотерные оксиды — продукты полной дегидратации (реальной или условной) амфотерных гидроксидов, например BeO , ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , PbO , Fe_2O_3 . Сохраняют химические свойства амфотерных гидроксидов. *Амфотерные оксиды* в зависимости от условий проявляют как основные, так и кислотные свойства, т.е. обладают двойственными свойствами (их образуют некоторые металлы – Al , Zn , Cr (III) и др.).

Двойные оксиды образованы либо атомами одного амфотерного элемента в разных степенях окисления, либо атомами двух разных (металлических, амфотерных) элементов, что и определяет их химические свойства, например $(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}^{\text{III}})_2\text{O}_4$, $(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}^{\text{IV}})_2\text{O}_4$, $(\text{MgAl}_2)\text{O}_4$, $(\text{CaTi})\text{O}_3$.

Химические свойства оксидов, как и других соединений, необходимо рассматривать с двух точек зрения: проявление кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств.

Кислотно-основные свойства оксидов обусловлены их отношением к воде (в воде растворимы оксиды щелочных и щелочноземельных металлов с образованием щелочей; остальные в воде нерастворимы; и все кислотные оксиды с образованием кислот, за исключением SiO_2). Кислотные оксиды,

растворимые в воде с образованием кислот, называют *ангидридами*. Оксиды взаимодействуют с веществами противоположными по свойствам:

Основный оксид	$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{реакция не идет}$ $\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} = \text{реакция не идет}$
	$\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Кислотный оксид	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$ $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{реакция не идет}$
	$\text{CO}_2 + \text{CaO} = \text{CaCO}_3$ $\text{SiO}_2 + \text{CaO} = \text{CaSiO}_3$
	$\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_3 + \text{NaOH} = \text{NaHSO}_4$
	$\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Амфотерный оксид	$\text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} = \text{реакция не идет}$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_3 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{O} = 2\text{NaAlO}_2$
	$\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
	$\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
	$\text{ZnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
	$\text{ZnO} + 2\text{NaOH} \xrightarrow{\text{сплавление}} \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Свойства оксидов во многом определяются природой образующих их элементов, а также положением элементов в периодической таблице. Так характер высших оксидов в пределах одного периода изменяется от основного через амфотерный к кислотному:

Na₂O	MgO	Al₂O₃	SiO₂	P₂O₅	SO₃	Cl₂O₇
Сильный основной оксид	Основный оксид	Амфотерный оксид	Слабый кислотный оксид	Средней силы кислотный оксид	Сильный кислотный оксид	Наиболее сильный кислотный оксид

Чем активнее металл, тем сильнее выражены основные свойства его оксида. С увеличением номера периода происходит медленное ослабление кислотных и увеличение основных свойств высших оксидов.

У одного и того же элемента низшие оксиды являются менее кислотными, чем высший оксид. В качестве примера, можно рассмотреть низший оксид серы SO_2 и высший оксид SO_3 , которым соответствуют средней силы кислота H_2SO_3 и сильная кислота H_2SO_4 .

CrO - основной оксид; Cr_2O_3 – амфотерный и CrO_3 – кислотный. С ростом степени окисления элемента происходит увеличение кислотных свойств оксидов.

Среди оксидов особое место занимает оксид водорода – вода.

Атомы водорода H и кислорода O находятся в своих устойчивых степенях окисления, соответственно +1 и -2; поэтому вода не проявляет ярко выраженных окислительных или восстановительных свойств. Высокая полярность воды объясняет ее высокую диэлектрическую проницаемость. Для воды она равна 80. Это означает, что силы сцепления в веществе, помещенном в воду, ослабляются до 80 раз. Таким образом, вода является хорошим растворителем для ионных и полярных веществ. Результатом взаимного влияния молекул воды друг на друга является их **самоионизация**: в одной молекуле воды происходит гетеролитический разрыв полярной связи H – O, и освободившийся протон присоединяется к атому кислорода другой молекулы. Образующийся ион гидроксония H_3O^+ по существу является гидратированным ионом водорода:



Вода диссоциирует в очень малой степени. Величина $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \cdot 10^{-14} = K_w$ называется *ионным произведением воды*. Ионное произведение воды независимо от изменения концентраций ионов остается при неизменной температуре постоянным. Диссоциация воды усиливается с повышением температуры; в интервале температур от 0 до 100°C ионное произведение воды увеличивается в 500 раз.

В нейтральном растворе концентрация ионов водорода и гидроксила равны: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_w \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$ моль / л

В кислой среде $[\text{H}^+] > 1 \cdot 10^{-7}$ моль/л и $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, в щелочной среде $[\text{H}^+] < 1 \cdot 10^{-7}$ моль/л и $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$.

Для характеристики среды обычно пользуются не концентрациями $[\text{H}^+]$ или $[\text{OH}^-]$, а отрицательным десятичным логарифмом концентрации ионов, обозначаемыми символами *pH* или *pOH*:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] \quad \text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$$

Величина, обозначаемая pH, называется *водородным показателем*, а pOH - *гидроксильным показателем*.

Так как $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$ и $\lg[\text{H}^+] + \lg[\text{OH}^-] = -14$, то для водных растворов $\text{pH} + \text{pOH} = 14$. Для нейтральных растворов $\text{pH} = 7$, для кислых –

$\text{pH} < 7$, для щелочных – $\text{pH} > 7$. Изменение pH на единицу соответствует изменению концентрации водородных ионов в 10 раз.

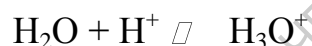
Вода оказывает сильное ионизирующее действие на растворенные в ней электролиты. Под действием диполей воды полярные ковалентные связи в молекулах растворенных веществ превращаются в ионные, ионы гидратируются, связи между ними ослабляются, в результате чего происходит электролитическая диссоциация.

С позиций протолитической теории кислот и оснований, вода – амфотерное соединение, т.е. может отщеплять протоны, как кислота, и присоединять протоны, как основание:

Как кислота:



Как основание:



Химические превращения происходят в растворах или в атмосфере, где всегда присутствует некоторое количество воды. Опыты, проводимые химиками в специально осушенной среде, приводят к выводу о том, что вода, содержащаяся в воздухе, играет роль **катализатора**. Тщательно высушенные вещества либо вовсе теряют способность реагировать друг с другом, либо требуют участия катализаторов. Например, тщательно высушенные газообразные *аммиак и хлороводород* не образуют хлорид аммония (а газообразный хлорид аммония в свою очередь не разлагается на аммиак и хлороводород), *щелочные металлы* не реагируют ни с серной кислотой, ни с галогенами, *калий и натрий* не горят в хорошо высушенном кислороде.

Осушенные и хранящиеся в запаянных ампулах жидкости начинают кипеть при более высоких температурах: бензол – на 26°C выше, чем при обычных условиях, этиловый спирт – на 60°C , ртуть – на 100°C . Эти и другие примеры доказывают действие воды как катализатора химических реакций.

Влажность воздуха (степень насыщения его водными парами) влияет на сохранность вещей и материалов. Для изделий из металлов рекомендуется низкая относительная влажность – 20-30%, из дерева – 50-55%. Резкое усиление коррозии металлов наблюдается при снижении температуры воздуха, так как происходит конденсация воды на поверхности металла.

Для человека комфортной является относительная влажность 40-60%, при этом высокая влажность воздуха ухудшает переносимость низкой и высокой температуры.

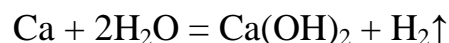
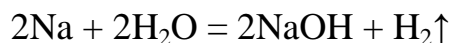
Окислительно-восстановительные реакции с участием воды.

Реакции, в которых вода играет роль *окислителя*, возможны только с

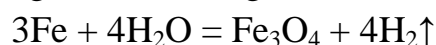
сильными восстановителями, которые способны восстановить ионы водорода, входящие в состав молекул воды, до свободного водорода.

а) взаимодействие с металлами:

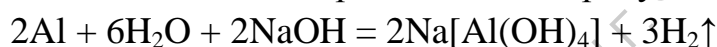
При обычных условиях вода взаимодействует только со щелочными и щелочноземельными металлами:



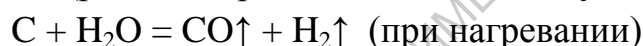
При нагревании вода вступает в реакции с некоторыми другими металлами:



Алюминий и цинк вытесняют водород из воды в присутствии щелочей:



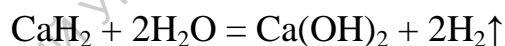
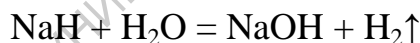
б) взаимодействие с неметаллами, имеющими низкую электроотрицательность (реакции происходят в жестких условиях)



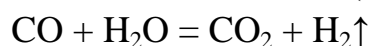
В присутствии щелочей кремний вытесняет водород из воды:



в) взаимодействие с гидридами металлов:



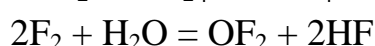
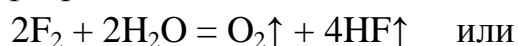
г) взаимодействие с угарным газом и метаном (при нагревании):



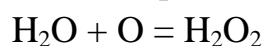
Указанные реакции используются в промышленности для получения водорода.

Реакции, в которых вода играет роль *восстановителя*, возможны только с очень сильными окислителями, которые способны окислить кислород, входящий в состав воды, до свободного кислорода O_2 или до пероксид-анионов $[\text{O}_2]^{2-}$. В исключительном случае в реакции с фтором образуется соединение кислорода в степени окисления +2.

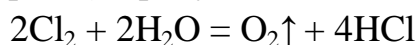
а) взаимодействие с фтором



б) взаимодействие с атомарным кислородом:



в) взаимодействие с хлором (в присутствии катализатора):



Реакции внутримолекулярного окисления - восстановления: под действием электрического тока или высокой температуры может происходить разложение воды на водород и кислород:



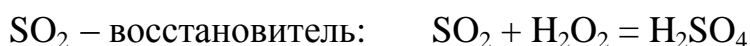
Термическое разложение – процесс обратимый, степень термического разложения воды невелика.

Взаимодействие молекул воды с молекулами или ионами растворяемого вещества называется *гидратацией*. К катиону молекулы воды притягиваются отрицательным полюсом (через атомы кислорода), а к аниону – положительным полюсом (через атомы водорода). Оболочка иона из молекул воды называется *гидратной*. При гидратации энергия выделяется, т.е. процесс *экзотермический*.

Гидратная оболочка катиона часто оказывается достаточно прочной и сохраняется при кристаллизации вещества. Это приводит к образованию кристаллогидратов: медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ - пятиводный сульфат меди (II); железный купорос $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – семиводный сульфат железа (II); сода $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – десятиводный карбонат натрия; глауберова соль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – десятиводный сульфат натрия; гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – двухводный сульфат кальция. Устойчивость кристаллогидратов различна. Многие из них теряют кристаллизационную воду уже при комнатной температуре, а другие при достаточно сильном нагревании.

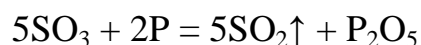
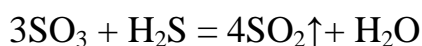
Окислительно-восстановительные свойства оксидов обусловлены степенью окисления элемента, образующего оксид. Большая часть высших оксидов не проявляет окислительных свойств и термодинамически устойчива. Однако имеются высшие оксиды, которые при нагревании разлагаются с выделением кислорода. Именно эти оксиды являются окислителями, и их синтез из простых веществ затруднен или невозможен. Их получают окислением низших оксидов тех же элементов более сильными окислителями, чем кислород O_2 , например: $2\text{NO}_2 + \text{O}_3 = \text{N}_2\text{O}_5 + \text{O}_2$.

Так, оксид серы SO_2 (атом серы S^{+4} имеет промежуточную степень окисления), способен к проявлению окислительно-восстановительной двойственности:

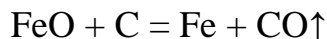
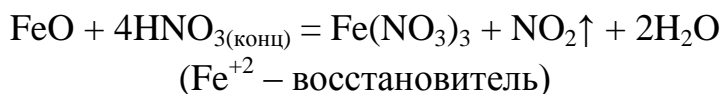


В большей степени характерны восстановительные свойства.

SO_3 – атом серы находится в максимальной степени окисления (+6), проявляет сильные *окислительные* свойства:

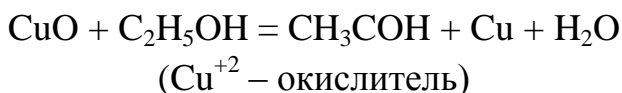


Оксид FeO (Fe^{+2}) легко окисляется азотной кислотой, но его можно восстановить углеродом, т.е. FeO проявляет окислительно-восстановительную двойственность:

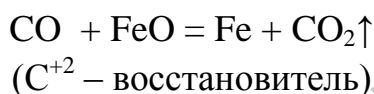


(при нагревании выше 1000°C , Fe^{+2} – окислитель)

Оксид меди легко окисляет этанол до альдегида при нагревании:

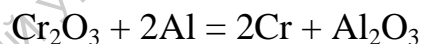
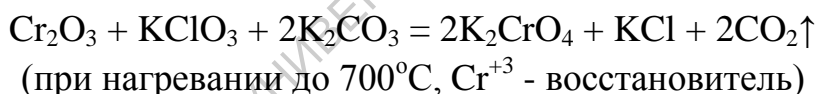


Восстановительные свойства оксида углерода CO широко используют при получении металлов:



Низшие оксиды способны проявлять восстановительные свойства. Их сила как восстановителей уменьшается по периодам и группам.

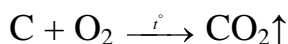
Оксиды, в которых элемент находится в промежуточной степени окисления, могут проявлять *окислительно-восстановительную двойственность*:



(при нагревании до 800°C , Cr^{+3} - окислитель)

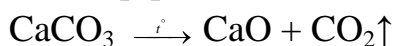
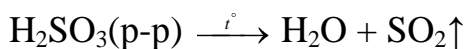
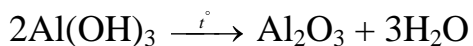
Способы получения оксидов различны. Основными являются следующие:

1. Термодинамически устойчивые оксиды можно получить синтезом их простых веществ (при различных условиях):



Чем выше активность металла, тем больше термодинамическая устойчивость его оксида. Молекулярный кислород непосредственно окисляет все элементы, кроме азота, галогенов и благородных газов. Химически инертные металлы, такие как золото и платина, реагируют с кислородом: их поверхность покрыта тонкой пленкой оксидов.

2. Оксиды образуются в результате разложения при нагревании кислородных соединений - гидроксидов (оснований, кислот) и солей (карбонатов, нитратов и т.п.):





3. Если ангидриду соответствует непрочная кислота и основному оксиду - непрочное основание, то возможно получить оксид действием более сильных кислот и щелочей на соответствующую соль:



Рассмотрим более подробно другие бинарные соединения. В основном бинарные соединения классифицируют по виду аниона (реального или условного), например:

- *галогениды*: OF_2 , HF , KBr , PbI_2 , BrF_3 , IF_7

- *халькогениды*: H_2S , Na_2S , ZnS , K_2Se , As_2S_3

- *нитриды*: NH_3 , Li_3N , Mg_3N_2 , AlN , Si_3N_4

- *карбиды*: Be_2C , Al_4C_3 , CaC_2 , SiC

- *силициды*: Li_4Si , Mg_2Si , Ca_2Si

- *гидриды*: LiH , CaH_2 , AlH_3 , SiH_4

- *пероксиды*: H_2O_2 , Na_2O_2 , BaO_2

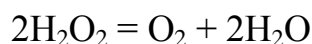
- *надпероксиды*: KO_2 , $\text{Ba}(\text{O}_2)_2$

По типу химической связи среди бинарных соединений различают:

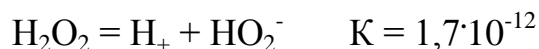
ковалентные: OF_2 , HF , IF_7 , H_2S , NH_3

ионные: KBr , K_2Se , Na_2S , CaC_2 , Na_2O_2 , KO_2

Более подробно остановимся на отдельных типах бинарных соединений. Особую группу кислородных соединений элементов составляют *пероксиды*. Самый известный из пероксидов – пероксид водорода H_2O_2 . В чистом виде пероксид водорода довольно устойчив. Однако в присутствии катализаторов, при нагревании или освещении он быстро разлагается:



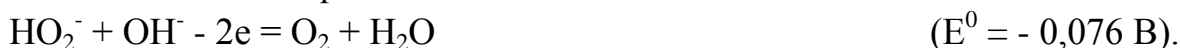
В водных растворах – очень слабая кислота:



Пероксид водорода проявляет окислительно-восстановительную двойственность, окислительные свойства характерны в большей степени, чем восстановительные:



Наиболее сильно восстановительные свойства пероксид водорода проявляет в щелочной среде:

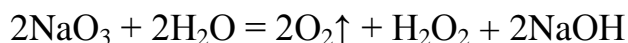


Пероксиды металлов обычно рассматривают как соли пероксида водорода H_2O_2 . У пероксидов атомы кислорода химически связаны не только

с атомами других элементов, но и между собой (образуют пероксидную группу -O-O-). Na_2O_2 - пероксид натрия, BaO_2 - пероксид бария. Проявляют окислительно-восстановительную двойственность.

Надпероксиды (супероксиды) известны только для щелочных металлов (например, KO_2). Они содержат надпероксид-ион O_2^- ; кратность связи = 1,5. Очень сильные окислители.

Озониды – содержат озонид-ион O_3^- . Известны для натрия, калия, рубидия, цезия (MO_3). Термически неустойчивы, проявляют свойства сильных окислителей, разлагаются водой:



Свойства пероксидов, надпероксидов и озонидов (на примере соединения натрия)

<p>Пероксид</p> <p>Na_2O_2</p>	$2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{хол})} = \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{NaOH}$ $\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{гор})} = \text{O}_2\uparrow + 4\text{NaOH}$ $\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}_2$ $2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4_{(\text{разб,гор})} = 2\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$ $2\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{S} = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Na}_2\text{O}$ $2\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{C} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Na}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{Na} = 2\text{Na}_2\text{O}$ $3\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{Al} = 2\text{NaAlO}_2 + 2\text{Na}_2\text{O}$ $2\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{CO}_2 = 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2\uparrow$ $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{CO} = \text{Na}_2\text{CO}_3$ $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{MnO}_2 = \text{Na}_2\text{MnO}_4$ $5\text{Na}_2\text{O}_2 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KMnO}_4 = 5\text{O}_2\uparrow + 2\text{MnSO}_4 + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4$ $3\text{Na}_2\text{O}_2 + 3\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] = 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 8\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>Окислительно-восстановительная двойственность, окислительные свойства выражены в большей степени.</p>
<p>Надпероксид</p> <p>NaO_2</p>	$4\text{NaO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{NaOH} + 3\text{O}_2\uparrow$ $2\text{NaO}_2 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{O}_2\uparrow$ $4\text{NaO}_2 + 2\text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{O}_2\uparrow$ $2\text{NaO}_2 + \text{CO} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2\uparrow$ $\text{NaO}_2 + \text{Al} = \text{NaAlO}_2$ <p>Сильный окислитель</p>
<p>Озонид</p> <p>NaO_3</p>	$2\text{NaO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{O}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{NaOH}$ <p>Сильный окислитель</p>

Среди бинарных соединений особое место занимают *бескислородные кислоты*, которые содержат подвижный катион водорода и поэтому проявляют кислотные свойства. В соответствии с классификацией по аниону они относятся к *галогенидам и халькогенидам*. Наиболее распространенные из них: HF, HCl, HBr, HI, H₂S, H₂Se. Кислотные свойства характеризуются константой диссоциации. По группе сверху вниз и по периоду слева направо кислотные свойства бескислородных соединений увеличиваются:

Группа VI	Группа VII
	HF ($K = 6,6 \cdot 10^{-4}$)
H ₂ S ($K_1 = 6 \cdot 10^{-8}$; $K_2 = 1 \cdot 10^{-14}$)	HCl ($K = 10^7$)
H ₂ Se ($K_1 = 1,7 \cdot 10^{-4}$; $K_2 = 1 \cdot 10^{-11}$)	HBr ($K = 1 \cdot 10^9$)
H ₂ Te ($K_1 = 1 \cdot 10^{-3}$; $K_2 = 1 \cdot 10^{-11}$)	HI ($K = 1 \cdot 10^{11}$)

Сила бескислородных кислот определяется электроотрицательностью атома водорода H и связанного с ним элемента, а также поляризуемостью связи H – Э, которая возрастает с ростом радиуса атома элемента Э. В соответствии с этим галогеноводородные кислоты HCl, HBr, HI – сильные кислоты, причем K увеличивается от HCl к HI, т.е. сила кислот увеличивается. HF – слабая кислота. H₂S, H₂Se и H₂Te в водных растворах представляют собой слабые кислоты.

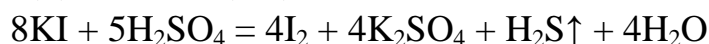
Бескислородные соли – образованы катионами металлов и анионами бескислородных кислот. К ним относятся фториды, хлориды, бромиды, иодиды, сульфиды, селениды и теллуриды. Многие из них образуются при непосредственном взаимодействии простых веществ.

Галогениды – анионы F⁻, Cl⁻, Br⁻, I⁻ устойчивы в водных растворах. Фториды подвергаются обратимому гидролизу по аниону; взаимодействие анионов Cl⁻, Br⁻, I⁻ с водой ограничивается только процессом гидратации.

Фторид-ион проявляет восстановительные свойства только при электролизе в расплаве, т.к. электрический ток самый сильный окислитель. Хлорид-ион проявляет восстановительные свойства при электролизе в расплаве и в растворе, а также в составе концентрированной соляной кислоты при взаимодействии с сильными окислителями в твердой фазе. Например,



Хлорид-, бромид-, иодид-ионы проявляют восстановительные свойства при электролизе, как в расплаве, так и в растворе, а также в составе кислот и солей. Восстановительные свойства галогенид-ионов увеличиваются в ряду Cl⁻ < Br⁻ < I⁻, что согласуется с величинами стандартных потенциалов.



Рассмотрим свойства хлоридов элементов 3 периода:

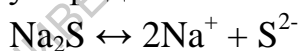
Хлориды	
NaCl	Умеренно растворяется в воде, гидролиза нет $\text{NaCl}_{(\text{ТВ})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{КОНЦ})} = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}\uparrow_{(\text{газ})}$ $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$ Восстановитель (слабый): $2\text{NaCl}_{(\text{ТВ})} + 4\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{КОНЦ})} + \text{PbO}_2 = \text{Cl}_2\uparrow + \text{Pb}(\text{HSO}_4)_2 + 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ Электролиз в расплаве: $2\text{NaCl} = 2\text{Na} + \text{Cl}_2\uparrow$ Электролиз в растворе: $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow + \text{Cl}_2\uparrow$
MgCl ₂	Хорошо растворяется в воде; незначительный гидролиз по катиону: $\text{MgCl}_2 + \text{HOH} \leftrightarrow \text{MgOHCl} + \text{HCl}$ $\text{MgCl}_{2(\text{ТВ})} + 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{КОНЦ})} = \text{Mg}(\text{HSO}_4)_2 + 2\text{HCl}_{(\text{газ})}$ $\text{MgCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl}$ $\text{Cl}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgCl}$ Электролиз в расплаве: $\text{MgCl}_2 = \text{Mg} + \text{Cl}_2\uparrow$ Электролиз в растворе: $\text{MgCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow + \text{Cl}_2\uparrow$
AlCl ₃	Хорошо растворяется в воде; гидролиз по катиону: $\text{AlCl}_3 + \text{HOH} \leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2 + \text{HCl}$ $\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2 + \text{HOH} \leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{HCl}$ $\text{AlCl}_3 + 3\text{NaOH}_{(\text{нед})} = \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{NaCl}$ $\text{AlCl}_3 + 4\text{NaOH}_{(\text{изб})} = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{NaCl}$ $\text{AlCl}_3 + \text{Na}_3\text{PO}_4 = \text{AlPO}_4 + 3\text{NaCl}$ $\text{Cl}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgCl}$ Электролиз в расплаве: $2\text{AlCl}_3 = 2\text{Al} + 3\text{Cl}_2\uparrow$ Электролиз в растворе: $2\text{AlCl}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{Cl}_2\uparrow + 3\text{H}_2\uparrow$
SiCl ₄	Полный гидролиз в водных растворах: $\text{SiCl}_4 + (2+n)\text{H}_2\text{O} = \text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O} + 4\text{HCl}$ $\text{SiCl}_4 + 4\text{NaOH}_{(\text{разб})} = \text{SiO}_2 + 4\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{SiCl}_4 + 8\text{NaOH}_{(\text{КОНЦ})} = \text{Na}_4\text{SiO}_4 + 4\text{NaCl} + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{SiCl}_4 + 2\text{Zn} = 2\text{ZnCl}_2 + \text{Si}$
PCl ₅	Полный и необратимый гидролиз: $\text{PCl}_5 + 4\text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{HCl}$ $\text{PCl}_5 + 8\text{NaOH}_{(\text{разб})} = \text{Na}_3\text{PO}_4 + 5\text{NaCl} + 4\text{H}_2\text{O}$
SCl ₂	$2\text{SCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HCl} + \text{S} + \text{SO}_2\uparrow$ $\text{SCl}_2 + 4\text{HNO}_{3(\text{КОНЦ, гор})} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 4\text{NO}_2\uparrow + 2\text{HCl}$ (SCl ₂ – восстановитель) $\text{SCl}_2 + 6\text{NaOH}_{(\text{разб})} = 4\text{NaCl} + \text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (диспропорционирование)
S ₂ Cl ₂	$2\text{S}_2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{HCl} + 3\text{S} + \text{SO}_2\uparrow$ $\text{S}_2\text{Cl}_2 + 10\text{HNO}_{3(\text{КОНЦ, гор})} = 2\text{H}_2\text{SO}_4 + 10\text{NO}_2\uparrow + 2\text{HCl} + 2\text{H}_2\text{O}$ (S ₂ Cl ₂ – восстановитель) $2\text{S}_2\text{Cl}_2 + 6\text{NaOH}_{(\text{разб})} = 4\text{NaCl} + 3\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

SCl_4	(диспропорционирование)
	$\text{SCl}_4 = \text{SCl}_2 + \text{Cl}_2 \uparrow$
	$\text{SCl}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HCl} + \text{SO}_2 \uparrow$
	$\text{SCl}_4 + 2\text{HNO}_3(\text{конц.}) + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}_2 \uparrow + 4\text{HCl}$
	$\text{SCl}_4 + 6\text{NaOH}(\text{разб.}) = 4\text{NaCl} + \text{Na}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

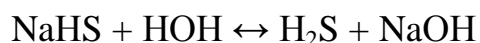
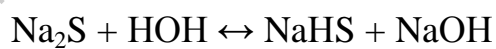
Халькогениды – сера, селен и теллур образуют с водородом сероводород, селеноводород и теллуридоводород. Халькогениды – газообразные вещества, мало растворимые в воде; их водные растворы представляют собой слабые двухосновные кислоты (соли – сульфиды, селениды и теллуриды). Щелочные и щелочноземельные металлы образуют ионные соединения стехиометрического состава, а остальные металлы – ковалентные соединения, как правило, нестехиометрического состава. В водном растворе подвергаются гидролизу по аниону. Наиболее распространенными являются сульфиды различных металлов.

Сульфиды можно классифицировать по растворимости в воде и кислотах.

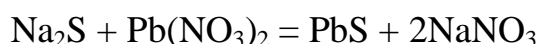
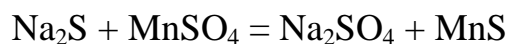
- *Сульфиды, растворимые в воде* – сульфиды щелочных и щелочноземельных металлов, а также сульфида аммония. В растворе они диссоциируют с образованием сульфид-ионов:



Такие сульфиды подвергаются обратимому гидролизу по аниону (в 2-е стадии, т.к. сероводородная кислота – двухосновная) с образованием щелочной среды:



Сульфид аммония подвергается одновременно обратимому гидролизу по катиону и аниону, среда раствора близка к нейтральной. Сульфиды этой группы получают по реакции обмена между щелочью и сероводородной кислотой:



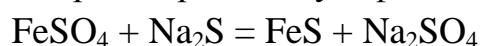
Они обладают свойствами солей, а за счет атома серы в минимальной степени окисления (S^{2-}) проявляют восстановительные свойства:



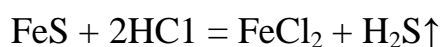
- *Сульфиды, нерастворимые в воде, но растворимые в разбавленных кислотах.*

ПР таких сульфидов больше или сопоставимо с величиной константы диссоциации сероводородной кислоты: ПР(MnS) = $2,5 \cdot 10^{-10}$; ПР(ZnS) = $1,6 \cdot 10^{-24}$; ПР(FeS) = $5 \cdot 10^{-18}$; H_2S ($K_1 = 6 \cdot 10^{-8}$; $K_2 = 1 \cdot 10^{-14}$; $K_{\text{общ}} = 6 \cdot 10^{-22}$).

Сульфиды этой группы получают по реакции обмена между растворимой солью металла и растворимым сульфидом:



Они растворяются в кислотах-неокислителях с выделением сероводорода:

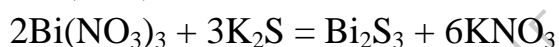
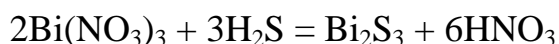


При взаимодействии с кислотами-окислителями проявляют восстановительные свойства:



- Сульфиды нерастворимые ни в воде, ни в разбавленных кислотах.

Сульфиды этой группы получают по реакции обмена растворимой соли металла с растворимым сульфидом или сероводородной кислоты:



ПР таких сульфидов значительно меньше (на несколько порядков) константы диссоциации сероводородной кислоты, например, ПР(Bi_2S_3) = $1,6 \cdot 10^{-72}$, ПР(CuS) = $6 \cdot 10^{-36}$.

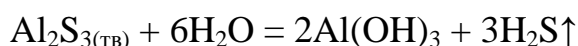
Сульфиды такого типа переводятся в раствор действием кислот-окислителей:



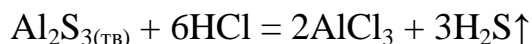
- Сульфиды, не существующие в водных растворах. Сульфиды этой группы подвергаются полному и необратимому гидролизу (Al_2S_3 , Cr_2S_3); их получают при сплавлении простых веществ (металлов и серы):



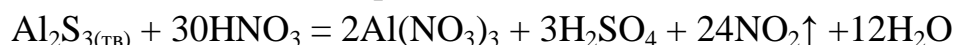
В таблице растворимости для таких соединений стоит прочерк и фраза – «разлагаются водой».



Сульфиды этой группы разлагаются с выделением сероводорода разбавленными кислотами-неокислителями:

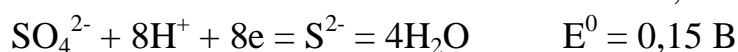


Взаимодействие с кислотами-окислителями протекает по типу окислительно-восстановительных реакций:

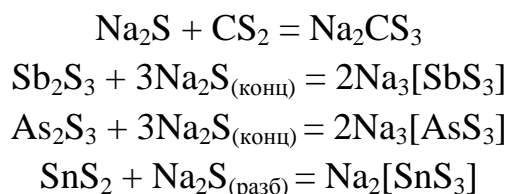


Общим свойством всех сульфидов является проявление сильных восстановительных свойств, т.к. атом серы находится в минимальной степени окисления (-2).

В зависимости от условий и силы окислителя могут образовываться соединения, в которых сера проявляет степени окисления 0, +4, +6:

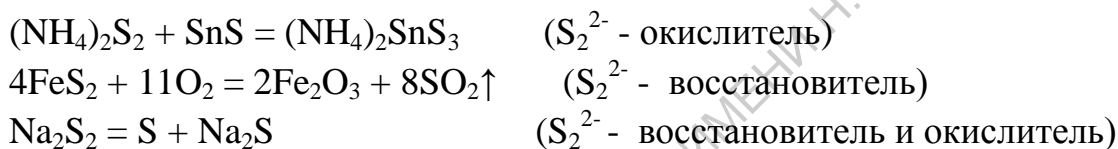


Различают основные, амфотерные и кислотные сульфиды. При взаимодействии основных и кислотных сульфидов образуются тиосоли:



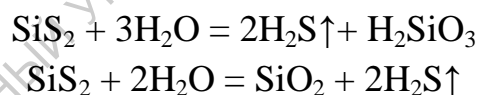
Практическая значимость сульфидов элементов-металлов определяется их полупроводниковыми свойствами.

Способность серы к образованию гомоцепей проявляется в существовании полисульфидов типа $\text{M}_2^{+1}\text{S}_n$ и полисульфидов водорода (сульфанов) H_2S_n . Полисульфидные ионы имеют цепочечное строение: S_3^{2-} $[\text{S-S-S}]^{2-}$ или S_4^{2-} $[\text{S-S-S-S}]^{2-}$. Для полисульфидов характерны окислительные и восстановительные свойства:



Сульфаны H_2S_n устойчивы только в кислой среде, они легко разлагаются на H_2S и S . Сульфаны являются кислотами и тем более сильными, чем больше в них атомов серы. Об этом свидетельствует уменьшение степени гидролиза их солей с увеличением количества серы в кислотных остатках.

Сульфиды неметаллов:



Известны сульфиды фосфора: P_4S_3 и P_4S_{10} . P_4S_3 - основной компонент зажигательной смеси для спичечных коробков.

Сера образует галогениды различного состава (SCl_2 , S_2Cl_2 , SCl_4), большинство из них образуется при непосредственном взаимодействии элементов. С уменьшением электроотрицательности галогенов уменьшается и склонность серы к взаимодействию с ними. Иодиды серы не выделены. Для теллура известны соединения со всеми галогенами. Селен не образует иодидов. Известны SeF_6 , TeF_6 , SeCl_4 , SeBr_4 , TeCl_4 , SeCl_2 , TeCl_2 , Se_2Cl_2 .

Рассмотрим свойства сульфидов элементов III периода:

Сульфиды	
Na_2S (Na_2S_n)	Хорошо растворяется в воде, сильный гидролиз по аниону: $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NaHS} + \text{NaOH}$ $\text{Na}_2\text{S} + \text{CuSO}_4 = \text{CuS} + \text{Na}_2\text{SO}_4$ ($\text{S}^{2-} + \text{Cu}^{2+} = \text{CuS}$) $\text{Na}_2\text{S} + 2\text{HCl}_{(\text{разб})} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{S} \uparrow$ $\text{Na}_2\text{S} + 4\text{HNO}_{3(\text{конц})} = 2\text{NaNO}_3 + 2\text{NO}_2 \uparrow + \text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ (Na_2S – восстановитель)

MgS	$2\text{MgS} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{Mg}(\text{HS})_2$
Al ₂ S ₃	Не существует в водных растворах, полный и необратимый гидролиз: $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$ $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$ Проявляет восстановительные свойства: $\text{Al}_2\text{S}_3 + 30\text{HNO}_3(\text{конц,гор}) = 2\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 24\text{NO}_2\uparrow + 12\text{H}_2\text{O}$
SiS ₂	Полностью гидролизруется водой: $\text{SiS}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{SiO}_2 + 2\text{H}_2\text{S}$ $\text{SiS}_2 + 16\text{HNO}_3(\text{конц}) = \text{SiO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + 16\text{NO}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{SiS}_2 + 4\text{NaOH}(\text{разб}) = \text{SiO}_2 + 2\text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
P ₄ S ₃	$\text{P}_4\text{S}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{S} + \text{смесь кислот } \text{H}_3\text{PO}_4, \text{H}_2(\text{HPO}_3), \text{H}(\text{H}_2\text{PO}_2)$ $\text{P}_4\text{S}_3 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_3\text{PO}_4, \text{Na}_2(\text{HPO}_3), \text{Na}(\text{H}_2\text{PO}_2)$ $\text{P}_4\text{S}_3 + 38\text{HNO}_3(\text{конц}) = 4\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 38\text{NO}_2\uparrow + 10\text{H}_2\text{O}$ $\text{P}_4\text{S}_3 + 8\text{O}_2 = \text{P}_4\text{O}_{10} + 3\text{SO}_2\uparrow$
P ₄ S ₁₀	$\text{P}_4\text{S}_{10} + 16\text{H}_2\text{O} = 4\text{H}_3\text{PO}_4 + 10\text{H}_2\text{S}\uparrow$ $\text{P}_4\text{S}_{10} + 24\text{NaOH} = 4\text{Na}_3\text{PO}_4 + 6\text{Na}_2\text{S} + 8\text{H}_2\text{O} + 4\text{H}_2\text{S}\uparrow$ $\text{P}_4\text{S}_{10} + 15\text{O}_2 = \text{P}_4\text{O}_{10} + 10\text{SO}_2\uparrow$
SCl ₂	$2\text{SCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HCl} + \text{S} + \text{SO}_2\uparrow$ $\text{SCl}_2 + 4\text{HNO}_3(\text{конц, гор}) = \text{H}_2\text{SO}_4 + 4\text{NO}_2\uparrow + 2\text{HCl}$ (SCl ₂ – восстановитель) $\text{SCl}_2 + 6\text{NaOH}(\text{разб}) = 4\text{NaCl} + \text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (диспропорционирование)
S ₂ Cl ₂	$2\text{S}_2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{HCl} + 3\text{S} + \text{SO}_2\uparrow$ $\text{S}_2\text{Cl}_2 + 10\text{HNO}_3(\text{конц, гор}) = 2\text{H}_2\text{SO}_4 + 10\text{NO}_2\uparrow + 2\text{HCl} + 2\text{H}_2\text{O}$ (S ₂ Cl ₂ – восстановитель) $2\text{S}_2\text{Cl}_2 + 6\text{NaOH}(\text{разб}) = 4\text{NaCl} + 3\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (диспропорционирование)
SCl ₄	$\text{SCl}_4 = \text{SCl}_2 + \text{Cl}_2\uparrow$ $\text{SCl}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HCl} + \text{SO}_2\uparrow$ $\text{SCl}_4 + 2\text{HNO}_3(\text{конц.}) + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}_2\uparrow + 4\text{HCl}$ $\text{SCl}_4 + 6\text{NaOH}(\text{разб}) = 4\text{NaCl} + \text{Na}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

Нитриды - бинарные соединения азота с другими элементами (соединения азота с элементами, электроотрицательность которых меньше, чем электроотрицательность азота). По типу химической связи выделяют **солеобразные** (с преобладанием ионного характера связи) K₃N, Ca₂N, Mg₃N₂, Ca₃N₂, Zn₃N₂, Be₃N₂, Cu₃N, **ковалентные** (соединения элементов-неметаллов и алмазоподобные) BN, AlN, Si₃N₄, InN, P₃N₅, S₄N₄, NCl₃, NF₃ и **металлоподобные** TiN, CrN, Cr₂N, Fe₄N, Cr₂N, Ni₄N, Co₃N, Nb₂N. Нитриды являются ценными веществами для изготовления полупроводниковых материалов, катализаторов, огнеупоров.

Свойства нитридов элементов III периода приведены ниже:

Нитриды	
Na ₃ N	Na ₃ N + 3H ₂ O = 3NaOH + NH ₃ ↑
Mg ₃ N ₂	Mg ₃ N ₂ + H ₂ O = 3Mg(OH) ₂ + 2NH ₃ ↑ Mg ₃ N ₂ + 8HCl _(разб) = 3MgCl ₂ + 2NH ₄ Cl 2Mg ₃ N ₂ + 3O ₂ = 6MgO + 2N ₂ ↑
AlN	Химически инертный, устойчив к действию почти всех кислот и щелочей
Si ₃ N ₄	Термостойкий, химически инертный.
P ₃ N ₅	В жестких условиях реагирует с водой: P ₃ N ₅ + 12H ₂ O = 3H ₃ PO ₄ + 5NH ₃ ↑ (> 180 ⁰ C, P0 P ₃ N ₅ + 5HNO ₃ (конц) + 12H ₂ O = 3H ₃ PO ₄ + 5NH ₄ NO ₃ Химически пассивный.
S _x N _y	S ₄ N ₄ – термодинамически неустойчив.
Cl _x N _y	NCl ₃ + 4H ₂ O _(хол) = NH ₃ ·H ₂ O + 3HClO 4NCl ₃ + 6H ₂ O _(гор) = 4NH ₃ + 6Cl ₂ ↑ + 3O ₂ ↑ 2NCl ₃ + 6NaOH _(разб, хол) + 2H ₂ O = 2(NH ₃ ·H ₂ O) + 6NaClO 2NCl ₃ + 6NaOH _(разб, гор) = 2NH ₃ ↑ + 6NaCl + 3O ₂ ↑

Фосфидами называют бинарные соединения различных элементов с фосфором или соединения фосфора с менее электроотрицательными, чем фосфор, элементами. Среди них выделяют **солеобразные**: Li₃P, Na₃P, Na₂P₅, K₂P₅, Mg₃P₂, Ca₃P₂, Zn₃P₂, Cd₃P₂, Cu₃P, CuP₂; **ковалентные** Be₃P₂, AlP, BP, SiP; **молекулярные ковалентные** P₃N₅, P₄S₁₀, PCl₅, PCl₃, PF₅; и **металлоподобные** Tl₃P, TiP, Cr₃P, CrP, Fe₃P, Fe₂P, FeP.

Фосфиды элементов III периода характеризуются следующими свойствами:

Фосфиды	
Na ₃ P	Na ₃ P + 3H ₂ O = 3NaOH + PH ₃ ↑
Mg ₃ P ₂	Mg ₃ P ₂ + 6H ₂ O = 3Mg(OH) ₂ + 2PH ₃ ↑
AlP	Полупроводник, легко разлагается разбавленными кислотами AlP + 3HCl = AlCl ₃ + PH ₃ ↑
Si _x P _y	SiP, Si ₂ P, устойчивы на воздухе, разлагаются горячей водой, растворами кислот и щелочей.
P ₄ S ₃	P ₄ S ₃ + H ₂ O = H ₂ S + смесь кислот H ₃ PO ₄ , H ₂ (HPO ₃), H(H ₂ PO ₂) P ₄ S ₃ + NaOH = Na ₂ S + Na ₃ PO ₄ , Na ₂ (HPO ₃), Na(H ₂ PO ₂) P ₄ S ₃ + 38HNO ₃ (конц) = 4H ₃ PO ₄ + 3H ₂ SO ₄ + 38NO ₂ + 10H ₂ O P ₄ S ₃ + 8O ₂ = P ₄ O ₁₀ + 3SO ₂ ↑
P ₄ S ₁₀	P ₄ S ₁₀ + 16H ₂ O = 4H ₃ PO ₄ + 10H ₂ S↑ P ₄ S ₁₀ + 24 NaOH = 4Na ₃ PO ₄ + 6Na ₂ S + 8H ₂ O + 4H ₂ S↑ P ₄ S ₁₀ + 15O ₂ = P ₄ O ₁₀ + 10SO ₂ ↑

PCl ₅	Полный и необратимый гидролиз: $PCl_5 + 4H_2O = H_3PO_4 + 5HCl$ $PCl_5 + 8NaOH_{(разб)} = Na_3PO_4 + 5NaCl + 4H_2O$
------------------	---

К **карбидам** относят бинарные соединения углерода с металлами (продукты замещения атомов водорода в углеводородах на атомы какого-либо элемента-металла). Карбиды классифицируют на **солеобразные** (стехиометрического состава); **ковалентные** – карборунд SiC (имеет структуру алмаза и обладает большой твердостью и химической устойчивостью), P₂C₆ (устойчив по отношению к воде, кислотам и щелочам, легко загорается на воздухе при незначительном нагревании); и **металлоподобные** (нестехиометрического состава) Cr₂C₂, Cr₇C₃, CrC, Fe₃C, Mn₃C, V₂C, Nb₂C и др. Предполагают, что в таких карбидах существуют углерод - углеродные связи.

Карбиды элементов III периода характеризуются следующими свойствами:

Карбиды	
Na ₂ C ₂	Ацетилениды: $Na_2C_2 + 2H_2O = 2NaOH + C_2H_2 \uparrow$
MgC ₂	$MgC_2 + H_2O = CH_3CCH + CH_2=C=CH_2 \uparrow + Mg(OH)_2$
Al ₄ C ₃	Метаниды (производные метана) (содержат ион C ⁴⁻) $Al_4C_3 + 12H_2O = 4Al(OH)_3 + 3CH_4 \uparrow$ $Al_4C_3 + 12HCl = 4AlCl_3 + 3CH_4 \uparrow$ $Al_4C_3 + 4NaOH + 12H_2O = 4Na[Al(OH)_4] + 3CH_4 \uparrow$
SiC	$SiC + 2H_2O = SiO_2 + CH_4 \uparrow (1300^\circ C)$ $SiC + 4NaOH + 2O_2 = Na_2CO_3 + Na_2SiO_3 + 2H_2O (600^\circ C)$
P ₂ C ₆	Аморфный, устойчиво к действию воды, кислот и щелочей; горит на воздухе при слабом нагревании.
CCl ₄	Негорючая бесцветная жидкость, токсичная; хороший растворитель.

Продукты замещения водорода в гидридах кремния на атомы других элементов называются **силициды**. Различают **солеобразные**: Mg₂Si, Ca₂Si, CaSi, BaSi, NaSi, CsSi, CaSi₂, BaSi₂; **металлоподобные**: V₂Si, FeSi₂, CrSi₂, MoSi₂, Mn₅Si₃, Fe₅Si₃, TiSi, ZrSi, MnSi; и **ковалентные силициды** SiC, SiS₂.

Силициды элементов III периода характеризуются следующими свойствами:

Силициды	
NaSi (NaSi ₆ NaSi ₈)	$NaSi + H_2O$ разлагаются с выделением смеси силанов Si _x H _y и щелочи $Na_2Si + 3H_2O = Na_2SiO_3 + 3H_2 \uparrow$

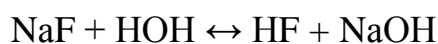
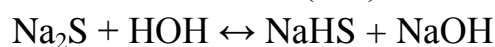
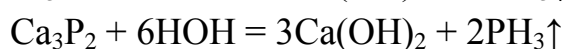
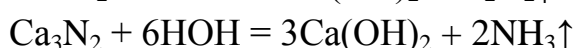
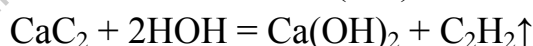
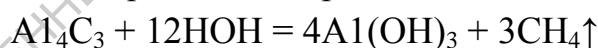
Mg_2Si	$Mg_2Si + 4H_2O = 2Mg(OH)_2 + SiH_4\uparrow$ $Mg_2Si + 4HCl + 2H_2O = 2MgCl_2 + SiO_2 + 4H_2\uparrow$ $Mg_2Si + 2H_2SO_4 = 2MgSO_4 + SiH_4\uparrow$ $Mg_2Si + Cl_2 = 2MgCl_2 + Si$
Al_xSi	Данные отсутствуют
P_xSi_y	SiP , Si_2P , устойчивы на воздухе, разлагаются горячей водой, растворами кислот и щелочей.
SiS_2	Полностью гидролизруется водой: $SiS_2 + 2H_2O = SiO_2 + 2H_2S\uparrow$ $SiS_2 + 16HNO_{3(конц)} = SiO_2 + 2H_2SO_4 + 16NO_2\uparrow + 6H_2O$ $SiS_2 + 4NaOH_{(разб)} = SiO_2 + 2Na_2S + 2H_2O$
$SiCl_4$	Полный гидролиз в водных растворах: $SiCl_4 + (2+n)H_2O = SiO_2 \cdot nH_2O + 4HCl$ $SiCl_4 + 4NaOH_{(разб)} = SiO_2 + 4NaCl + 2H_2O$ $SiCl_4 + 8NaOH_{(конц)} = Na_4SiO_4 + 4NaCl + 4H_2O$ $SiCl_4 + 2Zn = 2ZnCl_2 + Si$

Гидриды – это бинарные соединения металлов и менее электроотрицательных, чем водород, неметаллов с водородом. Однако достаточно часто в классе бинарных соединений рассматривают и соединения элементов, электроотрицательность, которых выше, чем у водорода.

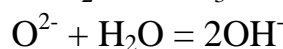
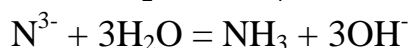
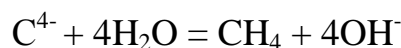
Гидриды	
NaH	Сильные восстановительные свойства $NaH + H_2O = NaOH + H_2\uparrow$ $NaH + HCl_{(разб)} = NaCl + H_2\uparrow$ $NaH + Cl_2 = NaCl + HCl$ $NaH + 4C = Na_2C_2 + C_2H_2\uparrow$
MgH_2	$MgH_2 + 2H_2O = Mg(OH)_2 + H_2\uparrow$
AlH_3	Сильный восстановитель: $2AlH_3 + 6H_2O = 2Al(OH)_3 + 12H_2\uparrow$ Нельзя синтезировать из простых веществ;
$^{+4}Si^{ -1}H_4$	Реакционно-способные восстановители. $SiH_4 + 2H_2O_{(гор)} = SiO_2 + 4H_2\uparrow$ $SiH_4 + 4NaOH_{(конц)} = Na_4SiO_4 + 4H_2\uparrow$ $3SiH_4 + 8KMnO_4 = 8MnO_2 + 3SiO_2 + 8KOH + 2H_2O$
Si_2H_6	$Si_2H_6 + 4H_2O_{(гор)} = 2SiO_2 + 7H_2\uparrow$ $Si_2H_6 + 8NaOH_{(конц)} = 2Na_4SiO_4 + 7H_2\uparrow$

	$3\text{Si}_2\text{H}_6 + 14\text{KMnO}_4 = 14\text{MnO}_2 + 6\text{SiO}_2 + 14\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O}$
$\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$	Максимальное значение $n=8$, все силаны ядовиты, имеют неприятный запах.
PH_3	Сильный восстановитель. $\text{PH}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} = \text{H}_2(\text{HPO}_3) + 3\text{SO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{PH}_3 + 8\text{HNO}_{3(\text{конц})} = \text{H}_3\text{PO}_4 + 8\text{NO}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{PH}_3 + \text{NaOH} + 2\text{NaOCl} = \text{Na}(\text{H}_2\text{PO}_2) + 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ Донорные свойства выражены слабее, чем у аммиака. $\text{PH}_3 + \text{HI}_{(\text{конц})} = \text{PH}_4\text{I}$
H_2S	$\text{H}_2\text{S} = \text{HS}^- + \text{H}^+ (K_1 = 6 \cdot 10^{-8}); \quad \text{HS}^- = \text{S}^{2-} + \text{H}^+ (K_2 = 1 \cdot 10^{-14})$ $\text{H}_2\text{S} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{PbS} + 2\text{HNO}_3$ $5\text{H}_2\text{S} + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$
HCl	$\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{HCl} + \text{CuO} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{HCl} + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{SiO}_3 = 2\text{NaCl} + \text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl} + \text{HNO}_3$ $14\text{HCl}_{(\text{конц})} + 2\text{KMnO}_{4(\text{тв})} = 2\text{KCl} + 2\text{MnCl}_2 + 5\text{Cl}_2\uparrow + 7\text{H}_2\text{O}$

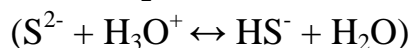
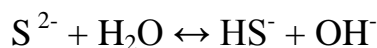
Особенностью многих бинарных соединений является взаимодействие с водой. Уравнения реакций гидролиза бинарных соединений:

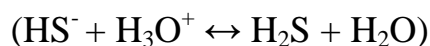


показывают, что анионы C^{4-} , N^{3-} , P^{3-} , O^{2-} в водных растворах существовать не могут: при взаимодействии с молекулами воды образуют водородные соединения:



Анионы S^{2-} , Se^{2-} , F^- лишь частично взаимодействуют с водой, реакция гидролиза обратима:





Анионы Cl^- , Br^- , I^- устойчивы в водных растворах. Взаимодействие с водой ограничивается только процессом гидратации.

Изучив предлагаемый материал, студенты должны

владеть:

- навыками составления формул наиболее распространенных бинарных соединений;

- навыками классификации бинарных соединений по типу химической связи

уметь:

- классифицировать наиболее распространенные бинарные соединения по типу химической связи;

- записывать уравнения химических реакций, характеризующих свойства бинарных соединений;

знать:

- свойства наиболее распространенных бинарных соединений в зависимости от типа химической связи и положения элементов в периодической системе.

Решение одного из вариантов проверочных тестов

1. Укажите области практического применения водорода:

1) восстановитель при получении металлов из оксидов

2) получение воды 3) синтез хлороводорода 4) синтез аммиака

Решение:

Водород в свободном состоянии в большей степени проявляет восстановительные свойства, активно взаимодействует с металлами, неметаллами и оксидами. Правильный ответ – восстановитель при получении металлов из оксидов $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$, синтез хлороводорода $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$, синтез аммиака $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$. **Ответ - 1,3,4.**

2. Как можно различить между собой растворы сульфата и сульфида натрия?

1) с помощью раствора хлорида бария

2) с помощью раствора лакмуса

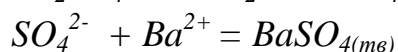
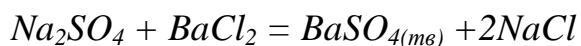
3) с помощью раствора нитрата свинца

4) с помощью раствора нитрата калия

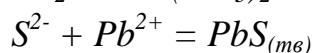
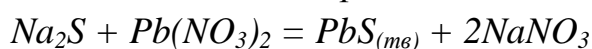
Решение:

Растворы солей сульфата и сульфида натрия: Na_2SO_4 и Na_2S . Эти соли образованы катионами натрия и анионами – сульфат- и сульфид-ионами.

$Na_2SO_4 \leftrightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-}$ Качественной реакцией на сульфат-ион является взаимодействие с растворимой солью бария, признак реакции – образование белого осадка сульфата бария, нерастворимого в воде и кислотах.



$Na_2S \leftrightarrow 2Na^+ + S^{2-}$ Качественной реакцией на сульфид-ион является образование сульфида свинца черного цвета, нерастворимого в воде и разбавленных кислотах при взаимодействии с растворимой солью свинца.

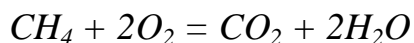


Ответ - 1,2,3.

3. Углекислый газ в лаборатории получают:

- 1) сжиганием метана
- 2) термическим разложением карбоната кальция
- 3) термическим разложением гидрокарбоната натрия
- 4) взаимодействием мрамора с соляной кислотой

Решение:



В лаборатории используют методы, которые являются наиболее удобными с точки зрения условий получения и доступности реагентов.

Ответ – 3,4.

4. Какие факторы способствуют увеличению выхода продукта реакции синтеза аммиака из простых веществ?

- 1) повышение давления
- 2) увеличение концентрации исходных веществ
- 3) понижение температуры
- 4) изменение природы катализатора

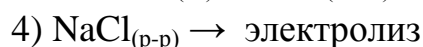
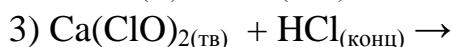
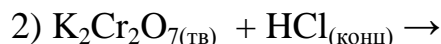
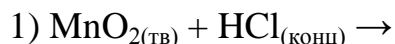
Решение:

Синтез аммиака из простых веществ описывается уравнением реакции:
 $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ (процесс протекает в присутствии катализатора, реакция экзотермическая)

В соответствии с принципом Ле-Шателье, выход продукта реакции увеличивается при повышении давления (равновесие смещается в сторону

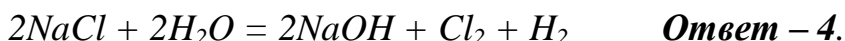
реакции, происходящей с уменьшением объема газообразных веществ) и при увеличении концентрации исходных реагентов. **Ответ – 1,2.**

5. Какую реакцию используют при получении хлора в промышленности?



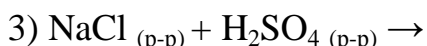
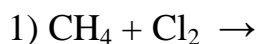
Решение:

При получении хлора (как и любого другого вещества) используют наиболее простой способ и дешевое сырье: электролиз водного раствора поваренной соли



Для самоконтроля степени усвоения изученного материала студенты могут воспользоваться тестовыми заданиями. **Особенность! Правильных ответов на вопрос может быть несколько.**

1. Лабораторный способ получения хлороводорода:



2. Окисление SO_2 в SO_3 в промышленности проводят:

1) при комнатной температуре 2) в присутствии катализатора

3) при нагревании

4) при пониженном давлении

3. С помощью какого одного реактива можно распознать растворы концентрированных кислот – серной, азотной и соляной?

1) индикатор

2) раствор карбоната натрия

3) раствор нитрата бария

4) стружка меди

4. Для обнаружения углекислого газа используют:

1) воду

2) известковую воду

3) кислоту

4) оксид кальция

5. Сырьем для получения водорода в промышленности является?

1) цинк

2) природный газ

3) разбавленная серная кислота

4) вода

6. Газовую смесь кислорода и аммиака можно разделить с помощью:

1) воды

2) сухого хлороводорода

3) оксида кальция

4) оксида фосфора (V)

7. Какие газы можно осушать (т.е.убрать влагу), пропуская их через раствор щелочи?

1) водород

2) метан

3) хлороводород

4) углекислый газ

8. Основа промышленного способа получения водорода:

1) взаимодействие железа с разбавленной соляной кислотой

2) взаимодействие цинка с разбавленной серной кислотой

3) взаимодействие углерода с парами воды

4) взаимодействие метана с парами воды в присутствии катализатора

9. С помощью каких веществ можно разделить смесь газов, состоящую из оксида азота (II) и оксида азота (IV):

1) раствора щелочи

2) раствора соляной кислоты

3) оксида фосфора (V)

4) хлорида кальция

10. Пробирки с концентрированными серной и соляной кислотами можно различить с помощью:

1) индикатора

2) воды

3) хлорида бария

4) лучинки

11. При производстве серной кислоты контактным способом реакция обжига железного колчедана является:

1) обратимой

2) экзотермической

3) окислительно-восстановительной

4) каталитической

12. Для получения меди из сульфидной руды используют:

1) электролиз расплава руды

2) восстановление сульфида водородом

3) метод алюмотермии

4) обжиг руды с последующим восстановлением оксида

13. Какой газ лучше других растворяется в воде?

1) сероводород

2) кислород

3) азот

4) хлороводород

14. При обжиге пирита при получении серной кислоты основным продуктом является:

1) оксид серы (VI)

2) оксид серы (IV)

3) оксид железа (II)

4) оксид железа (III)

15. Углекислый газ образуется при:

1) сливании растворов хлорида алюминия и карбоната натрия

2) прокаливании карбоната кальция с коксом

3) нагревании гидрокарбоната натрия

4) прокаливании карбоната натрия

16. Реакция получения оксида азота (II) при промышленном способе получения азотной кислоты является:

1) гетеролитической

2) каталитической

3) обратимой

4) окислительно-восстановительной

17. Какое вещество, содержащееся в воздухе при повышенной влажности, вызывает наибольшую коррозию металлов?

- 1) углекислый газ
- 2) азот
- 3) сернистый газ
- 4) кислород

18. Для **поглощения** хлора можно использовать растворы:

- 1) NaCl
- 2) HCl
- 3) NaOH
- 4) Ca(OH)₂

19. В окислительной башне при производстве азотной кислоты протекает реакция:

- 1) окисления аммиака
- 2) окисления оксида азота (II) до оксида азота (IV)
- 3) поглощение оксида азота (IV) водой
- 4) синтез аммиака

20. Сероводород в лаборатории можно получить:

- 1) взаимодействием сульфида натрия с азотной кислотой
- 2) взаимодействием сульфида железа (II) разбавленной соляной кислотой
- 3) обработкой сульфида алюминия водой
- 4) взаимодействием серы с водородом при нагревании

21. Для определения в растворе **хлорид - ионов** используют:

- 1) BaCl₂
- 2) AgNO₃
- 3) KBr
- 4) H₂SO₄

22. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ в большей мере справедлива для реакций:

- 1) между газами и твердыми веществами
- 2) между твердыми веществами и растворами
- 3) протекающих в растворах и между газами
- 4) идущих с участием твердых веществ

23. В контактном аппарате при производстве азотной кислоты протекает реакция:

- 1) окисления аммиака
- 2) окисления оксида азота (II) до оксида азота (IV)
- 3) поглощение оксида азота (IV) водой
- 4) синтез аммиака

24. Аммиак в лаборатории можно получить:

- 1) действием алюминия на нитрат натрия в щелочной среде
- 2) нагреванием смеси хлорида аммония с гидроксидом кальция
- 3) обработкой соли аммония соляной кислотой
- 4) действием цинка на нитрат натрия в щелочной среде

25. С помощью каких веществ можно разделить смесь газов, состоящую из оксида азота (II) и оксида азота (IV):

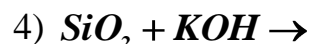
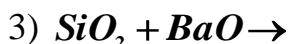
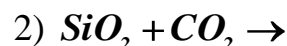
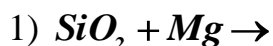
- 1) раствора щелочи
- 2) раствора соляной кислоты
- 3) оксида фосфора (V)
- 4) хлорида кальция



4. Укажите вещества, при разложении которых образуются кислотный и основной оксиды:



5. Какие схемы реакций подтверждают кислотный характер оксида кремния(4):

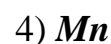


Вариант

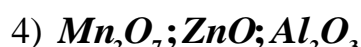
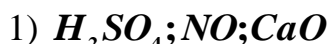
1. Укажите формулы кислотных оксидов:



2. Укажите символы элементов, образующих и кислотные и основные оксиды:



3. Оксид азота (V) реагирует с каждым веществом ряда по отдельности:



4. Оксиды, которые взаимодействуют с оксидом бария:



5. В уравнении реакции $Cr_2O_3 + N_2O_5 \rightarrow \dots$ сумма коэффициентов равна:

1) 3

2) 4

3) 5

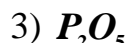
4) 6

Вариант

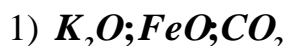
1. Укажите формулы основных оксидов:



2. Укажите оксид с наиболее выраженными кислотными свойствами:



3. Оксиды какого ряда реагируют с водой при комнатной температуре:



4. Какие оксиды реагируют со щелочами:



5. Оксид серы (VI) образует соль:



Вариант

1. Укажите формулы солеобразующих оксидов:

- 1) NO 2) P_2O_5 3) Mn_2O_7 4) SiO

2. Укажите оксид с наиболее выраженными основными свойствами:

- 1) CaO 2) Cs_2O 3) ZnO 4) FeO

3. Оксиды какого ряда растворимы в воде с образованием кислот:

- 1) $SO_3; N_2O_5; Cl_2O_7$ 2) $FeO; CO; Cr_2O_3$
3) $K_2O; P_2O_5; N_2O$ 4) $MnO; SO_2; CO_2$

4. Какие оксиды взаимодействуют с кислотами и щелочами:

- 1) ZnO 2) CuO 3) Al_2O_3 4) P_2O_5

5. Формула продукта сплавления избытка гидроксида калия и оксида хрома (VI):

- 1) $KCrO_2$ 2) K_2CrO_2 3) K_2CrO_4 4) $K_2Cr_2O_7$

Вариант

1. Укажите формулы амфотерных оксидов:

- 1) Cr_2O_3 2) CuO 3) SO_3 4) ZnO

2. Все из оксидов какого ряда, формулы которых приведены ниже, являются кислотными:

- 1) $CO; SO_2; CaO$ 2) $Mn_2O_7; CrO_3; SO_3$
3) $N_2O_5; SiO; Cl_2O_7$ 4) $P_2O_5; MnO; N_2O$

3. Оксид меди (II) реагирует с веществами какого ряда по отдельности:

- 1) $O_2; H_2SO_4; NaNO_3$ 2) $H_2; HNO_3; P_2O_5$
3) $KOH; Ag; NaCl$ 4) $H_2O; HCl; CaCO_3$

4. Какие оксиды реагируют с водой:

- 1) CaO 2) SiO_2 3) P_2O_5 4) Fe_2O_3

5. Какие оксиды при н.у. являются газами:

- 1) SiO_2 2) CO 3) N_2O 4) Fe_2O_3

Вариант

1. Какие оксиды при н.у. являются твёрдыми:

- 1) Al_2O_3 2) N_2O 3) CO 4) CuO

2. Какие оксиды, формулы которых приведены ниже, являются безразличными (несолеобразующие):

- 1) NO_2 2) SiO 3) CO_2 4) NO

3. Все из оксидов какого ряда, формулы которых приведены ниже, взаимодействуют с серной кислотой:

Вариант

1. Укажите формулы солеобразующих оксидов:

- 1) N_2O_5 2) CO 3) N_2O 4) Cl_2O_7

2. Укажите оксид с наиболее выраженными основными свойствами:

- 1) Al_2O_3 2) BaO 3) BeO 4) MgO

3. Оксиды какого ряда растворимы в воде с образованием кислот:

- 1) $SiO_2; Fe_2O_3; CuO$ 2) $Al_2O_3; NO_2; FeO$
3) $Cl_2O_7; SO_3; P_2O_5$ 4) $ZnO; CO_2; NO$

4. Формула вещества, образующегося при взаимодействии оксида цинка с раствором гидроксида калия:

- 1) $Zn(OH)_2$ 2) K_2ZnO_2 3) $K_2[Zn(OH)_4]$ 4) ZnO

5. Какие оксиды при н.у. являются газами:

- 1) P_2O_5 2) CO_2 3) NO_2 4) ZnO

Вариант

1. Укажите формулы амфотерных оксидов:

- 1) Al_2O_3 2) P_2O_5 3) SiO_2 4) ZnO

2. Все из оксидов какого ряда, формулы которых приведены ниже, являются кислотными:

- 1) $N_2O; SiO_2; CO_2$ 2) $Cl_2O_7; NO_2; CrO_3$
3) $N_2O_5; SiO; CO$ 4) $SO_2; MnO; NO$

3. Оксид меди (II) реагирует с веществами какого ряда по отдельности:

- 1) $NO_2; Ca(OH)_2; O_2$ 2) $H_2SO_4; H_2; N_2O_5$
3) $K_2O; Mn_2O_7; CO$ 4) $H_2O; HNO_3; NaOH$

4. Какие оксиды реагируют с водой:

- 1) BaO 2) CO 3) N_2O 4) Cl_2O_7

5. Формула продукта сплавления избытка гидроксида калия и оксида алюминия:

- 1) $K[Al(OH)_4]$ 2) $KAlO_2$ 3) Al_2O_3 4) $K_3[Al(OH)_6]$

Список литературы

1. Третьяков Ю.Д. Неорганическая химия: в 3 т.- М.: Академия, 2004. – Т.1. – 240с.
2. Неорганическая химия. Химия элементов: Учебник в 2 томах. / Ю.Д.Третьяков, Л.И. Мартыненко, А.Н. Григорьев, А.Ю. Цивадзе. – 2-е изд., перераб. и доп. – М.: Изд-во МГУ; ИКЦ «Академкнига», 2007.
3. Неорганическая химия: учеб.для вузов / Д.А. Князев, С.Н. Смартыгин. – 3-е изд., испр.,- М.: Дрофа, 2005. – 591с.
4. Гельфман М.М., Юстратов В.П.Химия. Серия «Учебники для ВУЗов Специальная литература». – СПб.: Лань. 2000. – 480с.
5. Лидин Р.А., Аликберова Л.Ю., Логинова Г.Н. Общая и неорганическая химия в вопросах: пособие для ВУЗов / Под ред. Р.А.Лидина. – М.: Дрофа, 2004. – 304с.
- 6.Коровин Н.В. Общая химия: учебник для технических направлений и спец. ВУЗов. – М.: Высш.шк., 1998. – 559с.
7. Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические Свойства неорганических веществ / Под ред. Р.А.Лидин. – 5-е изд., стер.- М.:КолосС, 2006. – 480 с.
8. Задачи и вопросы по общей и неорганической химии с ответами и решениями / Ю.М. Коренев, А.Н. Григорьев, Н.Н. Желиговская, К.М.Дунаева. – М.: Мир, 2004. – 368 с.
- 9.Химия: Справочник для старшеклассников и поступающих в вузы / Р.А.Лидин, Л.Ю.Аликберова. – М.: АСТ-ПРЕСС КНИГА, 2012. – 512 с.