**Химические свойства водорода**

Атом водорода имеет электронную формулу внешнего (и единственного) электронного уровня 1*s*1. С одной стороны, по наличию одного электрона на внешнем электронном уровне атом водорода похож на атомы щелочных металлов. Однако, ему, так же как и галогенам не хватает до заполнения внешнего электронного уровня всего одного электрона, поскольку на первом электронном уровне может располагаться не более 2-х электронов. Выходит, что водород можно поместить одновременно как в первую, так и в предпоследнюю (седьмую) группу таблицы Менделеева, что иногда и делается в различных вариантах периодической системы.

С точки зрения свойств водорода как простого вещества, он, все-таки, имеет больше общего с галогенами. Водород, также как и галогены, является неметаллом и образует аналогично им двухатомные молекулы (H2).

В обычных условиях водород представляет собой газообразное, малоактивное вещество. Невысокая активность водорода объясняется высокой прочностью связи между атомами водорода в молекуле, для разрыва которой требуется либо сильное нагревание, либо применение катализаторов, либо и то и другое одновременно.

***Взаимодействие водорода с простыми веществами***

***с металлами***

Из металлов водород реагирует только с щелочными и щелочноземельными! К щелочным металлам относятся металлы главной подгруппы I-й группы (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr), а к щелочно-земельным – металлы главной подгруппы II-й группы, кроме бериллия и магния (Ca, Sr, Ba, Ra)

При взаимодействии с активными металлами водород проявляет окислительные свойства, т.е. понижает свою степень окисления. При этом образуются гидриды щелочных и щелочноземельных металлов, которые имеют ионное строение. Реакция протекает при нагревании:

2Na + H2 → t 2NaH–1

Ca + H2 → t CaH2–1

Следует отметить, что взаимодействие с активными металлами является единственным случаем, когда молекулярный водород Н2 является окислителем.

***с неметаллами***

Из неметаллов водород реагирует только c углеродом, азотом, кислородом, серой, селеном и галогенами!

Под углеродом следует понимать графит или аморфный углерод, поскольку алмаз – крайне инертная аллотропная модификация углерода.

При взаимодействии с неметаллами водород может выполнять только функцию восстановителя, то есть только повышать свою степень окисления:

C + H2 →→t,кат. CH4+1

N2 +3H2 →→t,кат. 2NH3+1 *(обратимая реакция)*

O2 + 2H2 → t 2H2O

S + H2 → t H2S

Hal2 + H2 →2HHal, *где Hal = F, Cl, Br или I*

***Взаимодействие водорода со сложными веществами***

***с оксидами металлов***

Водород не реагирует с оксидами металлов, находящихся в ряду активности металлов до алюминия (включительно), однако, способен восстанавливать многие оксиды металлов правее алюминия при нагревании:

MgO + H2 ≠

A2O3 + H2 ≠

Fe2O3 + 3H2 → t 2Fe + 3H2O

CuO + H2 → t Cu + H2O

***c оксидами неметаллов***

Из оксидов неметаллов водород реагирует при нагревании с оксидами азота, галогенов и углерода. Из всех взаимодействий водорода с оксидами неметаллов особенно следует отметить его реакцию с угарным газом CO.

Смесь CO и H2 даже имеет свое собственное название – «синтез-газ», поскольку из нее в зависимости от условий могут быть получены такие востребованные продукты промышленности как метанол, формальдегид и даже синтетические углеводороды:

CO + 2H2 →→t, p, кат. CH3OH

CO + (2n+1)H2 →→t, p, кат. H-(CH2)n-H + H2O

***c кислотами***

С неорганическими кислотами водород не реагирует!

Из органических кислот водород реагирует только с непредельными, а также с кислотами, содержащими функциональные группы способные к восстановлению водородом, в частности альдегидные, кето- или нитрогруппы.

***c солями***

В случае водных растворов солей их взаимодействие с водородом не протекает. Однако при пропускании водорода над твердыми солями некоторых металлов средней и низкой активности возможно их частичное или полное восстановление, например:

2FeCl3 + H2 → t 2FeCl2 + 2HCl

CuCl2 + H2 → t Cu + 2HCl

**Получение водорода**

***В лаборатории***

- взаимодействие кислот с металлами средней активности

2HCl + Zn →ZnCl2 + H2↑

- взаимодействие алюминия с раствором щелочи

2Al + 2NaOH + 3H2O → 2Na[Al(OH)4] + 3H2↑

***В промышленности***

Электролиз растворов солей активных металлов (ЩМ, ЩЗМ, Mg, Al)

2NaCl + 2H2O →🗲 2NaOH + Cl2↑ + H2↑

**Химические свойства галогенов**

Галогенами называют химические элементы VIIA группы (F, Cl, Br, I, At), а также образуемые ими простые вещества. Здесь и далее по тексту, если не сказано иное, под галогенами будут пониматься именно простые вещества.

Все галогены имеют молекулярное строение, что обусловливает низкие температуры плавления и кипения данных веществ. Молекулы галогенов двухатомны, т.е. их формулу можно записать в общем виде как Hal2.

|  |  |
| --- | --- |
| **Галоген** | **Физические свойства** |
| F2 | Светло-желтый газ с резким раздражающим запахом |
| Cl2 | Желто-зеленый газ с резким удушливым запахом |
| Br2 | Красно-бурая жидкость с резким зловонным запахом |
| I2 | Твердое вещество с резким запахом, образующее черно-фиолетовые кристаллы |

Следует отметить такое специфическое физическое свойство йода, как его способность к *сублимации* или, иначе говоря, *возгонке*. *Возгонкой*, называют явление, при котором вещество, находящееся в твердом состоянии, при нагревании не плавится, а, минуя жидкую фазу, сразу же переходит в газообразное состояние.

Электронное строение внешнего энергетического уровня атома любого галогена имеет вид ns2np7, где n – номер периода таблицы Менделеева, в котором расположен галоген. Как можно заметить, до восьмиэлектронной внешней оболочки атомам галогенов не хватает всего одного электрона. Из этого логично предположить преимущественно окисляющие свойства свободных галогенов, что подтверждается и на практике. Как известно, электроотрицательность неметаллов при движении вниз по подгруппе снижается, в связи с чем активность галогенов уменьшается в ряду:

F2 > Cl2 > Br2 > I2

***Взаимодействие галогенов с простыми веществами***

Все галогены являются высокоактивными веществами и реагируют с большинством простых веществ. Однако, следует отметить, что фтор из-за своей чрезвычайно высокой реакционной способности может реагировать даже с теми простыми веществами, с которыми не могут реагировать остальные галогены. К таким простым веществам относятся кислород, углерод (алмаз), азот, платина, золото и некоторые благородные газы (ксенон и криптон). Т.е. фактически, **фтор** не реагирует лишь с некоторыми благородными газами.

Остальные галогены, т.е. хлор, бром и йод, также являются активными веществами, однако менее активными, чем фтор. Они реагируют практически со всеми простыми веществами, кроме кислорода, азота, углерода в виде алмаза, платины, золота и благородных газов.

***Взаимодействие галогенов с неметаллами***

***с водородом***

При взаимодействии всех галогенов с водородом образуются *галогеноводороды* с общей формулой HHal. При этом, реакция фтора с водородом начинается самопроизвольно даже в темноте и протекает со взрывом в соответствии с уравнением:

F2 + H2 →2HF

Реакция хлора с водородом может быть инициирована интенсивным ультрафиолетовым облучением или нагреванием. Также протекает со взрывом:

Cl2 + H2 →2HCl

Бром и йод реагируют с водородом только при нагревании и при этом, реакция с йодом является обратимой:

Br2 + H2 → t 2HBr

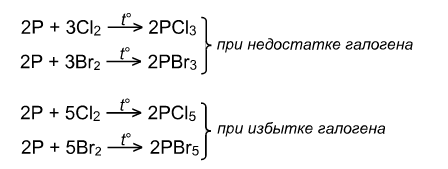
I2 + H2 → t 2HI *(обратимая)*

***с фосфором***

Взаимодействие фтора с фосфором приводит к окислению фосфора до высшей степени окисления (+5). При этом происходит образование пентафторида фосфора:

2P + 5F2 → 2PF5

При взаимодействии хлора и брома с фосфором возможно получение галогенидов фосфора как в степени окисления + 3, так и в степени окисления +5, что зависит от пропорций реагирующих веществ:



При этом в случае белого фосфора в атмосфере фтора, хлора или жидком броме реакция начинается самопроизвольно.

Взаимодействие же фосфора с йодом может привести к образованию только триодида фосфора из-за существенно меньшей, чем у остальных галогенов окисляющей способности:

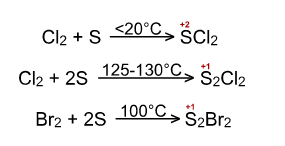
2P + 3I2 → t 2PI3

***с серой***

Фтор окисляет серу до высшей степени окисления +6, образуя гексафторид серы:

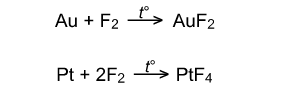
3F2 + S → t SF6

Хлор и бром реагируют с серой, образуя соединения, содержащие серу в крайне не свойственных ей степенях окисления +1 и +2. Данные взаимодействия являются весьма специфичными, и для сдачи ЕГЭ по химии умение записывать уравнения этих взаимодействий не обязательно. Поэтому три нижеследующих уравнения даны скорее для ознакомления:

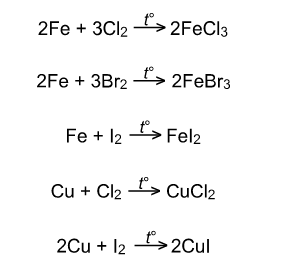


***Взаимодействие галогенов с металлами***

Как уже было сказано выше, фтор способен реагировать со всеми металлами, даже такими малоактивными как платина и золото:



Остальные галогены реагируют со всеми металлами кроме платины и золота:



***Реакции галогенов со сложными веществами***

***Реакции замещения с галогенами***

Более активные галогены, т.е. химические элементы которых расположены выше в таблице Менделеева, способны вытеснять менее активные галогены из образуемых ими галогеноводородных кислот и галогенидов металлов:

Br2 + 2KI → I2 + 2KBr

Cl2 + 2HBr → Br2 + 2HCl

I2 + KBr ≠

Br2 + HCl ≠

Аналогичным образом, бром и йод вытесняют серу из растворов сульфидов и или сероводорода:

Na2S + Br2 →2NaBr + S↓

H2S + I2 →2HI + S↓

Хлор является более сильным окислителем и окисляет сероводород в его водном растворе не до серы, а до серной кислоты:

H2S + 4 Cl2 + 4H2O →H2SO4 + 8HCl

***Взаимодействие галогенов с водой***

Вода горит во фторе синим пламенем в соответствии с уравнением реакции:

H2O + 2F2 → OF2 + 2HF

Бром и хлор реагируют с водой иначе, чем фтор. Если фтор выступал в роли окислителя, то хлор и бром диспропорционируют в воде, образуя смесь кислот. При этом реакции обратимы:

Cl2 + H2O ↔ HCl + HClO

Br2 + H2O ↔ HBr + HBrO

Взаимодействие йода с водой протекает в настолько ничтожно малой степени, что им можно пренебречь и считать, что реакция не протекает вовсе.

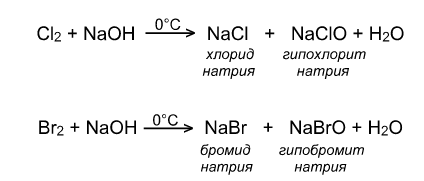
***Взаимодействие галогенов с растворами щелочей***

Фтор при взаимодействии с водным раствором щелочи опять же выступает в роли окислителя:

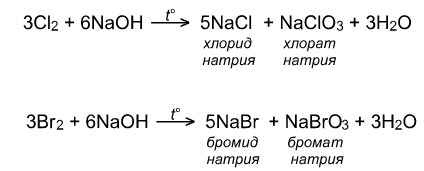
2NaOH + 2F2 → OF2 + 2NaF + H2O

Умение записывать данное уравнение не требуется для сдачи ЕГЭ. Достаточно знать факт о возможности такого взаимодействия и окислительной роли фтора в этой реакции.

В отличие от фтора, остальные галогены в растворах щелочей диспропорционируют, то есть одновременно и повышают и понижают свою степень окисления. При этом, в случае хлора и брома в зависимости от температуры возможно протекание по двум разным направлениям. В частности, **на холоду** реакции протекают следующим образом:



а **при нагревании**:



Йод реагирует с щелочами исключительно по второму варианту, т.е. с образованием йодата, т.к. гипоиодит не устойчив не только при нагревании, но также при обычной температуре и даже на холоду:



**Получение галогенов**

***Фтор*** –электролиз расплавов солей

CaF2 (р-в) →🗲 Ca + F2↑

***Хлор*** –электролиз расплавов и растворов солей *(в промышленности)*

2NaCl (р-в) →🗲 2Na + Cl2↑

2NaCl + 2H2O →🗲 2NaOH + Cl2↑ + H2↑

*В лаборатории:*

4HCl + MnO2 →MnCl2 + Cl2↑ + 2H2O

***Бром и йод*** – вытеснение хлором из солей

KBr + Cl2 = KCl + Br2

**ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОРОДА**

Химический элемент кислород может существовать в виде двух аллотропных модификаций, т.е. образует два простых вещества. Оба этих вещества имеют молекулярное строение. Одно из них имеет формулу O2 и имеет название кислород, т.е. такое же, как и название химического элемента, которым оно образовано. Другое простое вещество, образованное кислородом, называется озон. Озон в отличие от кислорода состоит из трехатомных молекул, т.е. имеет формулу O3.

Поскольку основной и наиболее распространенной формой кислорода является молекулярный кислород O2, прежде всего мы рассмотрим именно его химические свойства.

Химический элемент кислород находится на втором месте по значению электроотрицательности среди всех элементов и уступает лишь фтору. В связи с этим логично предположить высокую активность кислорода и наличие у него практически только окислительных свойств. Действительно, список простых и сложных веществ, с которыми может реагировать кислород огромен. Однако следует отметить, что поскольку в молекуле кислорода имеет место прочная двойная связь, для осуществления большинства реакций с кислородом требуется прибегать к нагреванию. Чаще всего сильный нагрев требуется в самом начале реакции (поджиг) после чего многие реакции идут далее уже самостоятельно без подвода тепла извне.

Среди простых веществ не окисляются кислородом лишь благородные металлы (Ag, Pt, Au), галогены и инертные газы.

Сера сгорает в кислороде с образованием диоксида серы:

S + O2 → t SO2

Фосфор в зависимости от избытка или недостатка кислорода может образовать как оксида фосфора (V), так и оксид фосфора (III):

4P + 5O2(изб.) → t 2P2O5

4P + 3O2 → t 2P2O3

Взаимодействие кислорода с азотом протекает в крайне жестких условиях, в виду того что энергии связи в молекулах кислорода и особенно азота очень велики. Также свой вклад в сложность протекания реакции делает высокая электроотрицательность обоих элементов. Реакция начинается лишь при температуре более 2000 oC и является обратимой:

N2 + O2 →2000°C 2NO *(обратимая)*

Не все простые вещества, реагируя с кислородом образуют оксиды. Так, например, натрий, сгорая в кислороде образует пероксид:

2Na + O2 → t Na2O2

а калий – надпероксид:

K + O2 → t KO2

Чаще всего, при сгорании в кислороде сложных веществ образуется смесь оксидов элементов, которыми было образовано исходное вещество. Так, например:

4FeS2 + 11O2 → t 2Fe2O3 + 8SO2

2CH3OH + 3O2 → t 2CO2 + 4H2O

Однако, при сгорании в кислороде азотсодержащих органических веществ вместо оксида азота образуется молекулярный азот N2. Например:

4C2H5NH2 + 15O2 → t 8CO2 + 14H2O + 2N2

При сгорании в кислороде хлорпроизводных вместо оксидов хлора образуется хлороводород:

C2H5Cl + 3O2 → t 2CO2 + 2H2O + HCl

|  |
| --- |
| **Химические свойства озона**  Озон является более сильным окислителем, чем кислород. Обусловлено это тем, что одна из кислород-кислородных связей в молекуле озона легко рвется и в результате образуется чрезвычайно активный атомарный кислород. Озон в отличие от кислорода не требует для проявления своих высоких окислительных свойств нагревания. Он проявляет свою активность при обычной и даже низкой температурах:  PbS + 4O3 = PbSO4 + 4O2  Как было сказано выше, серебро с кислородом не реагирует, однако, реагирует с озоном:  2Ag + O3 = Ag2O + O2  Качественной реакцией на наличие озона является то, что при пропускании исследуемого газа через раствор иодида калия наблюдается образование йода:  2KI + O3 + H2O = I2↓ + O2 + 2KOH |

**Получение кислорода**

***В промышленности***

Из воздуха – перегонка сжиженного воздуха

***В лаборатории***

- Разложение пероксида водорода

2H2O2 →MnO2 2H2O + O2↑

- Разложение перманганата калия

2KMnO4 → t K2MnO4 + MnO2 + O2↑

- Разложение хлората калия (бертолетовой соли)

2KClO3 → t 2KCl + 3O2↑

**ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СЕРЫ**

Сера как химический элемент может существовать в нескольких аллотропных модификациях. Различают ромбическую, моноклинную и пластическую серу. Моноклинная сера может быть получена при медленном охлаждении расплава ромбической серы, а пластическая напротив получается при резком охлаждении расплава серы, предварительно доведенного до кипения. Пластическая сера обладает редким для неорганических веществ свойством эластичности – она способна обратимо растягиваться под действием внешнего усилия, возвращаясь в исходную форму при прекращении этого воздействия. Наиболее устойчива в обычных условиях ромбическая сера и все иные аллотропные модификации со временем переходят в нее.

Молекулы ромбической серы состоят из восьми атомов, т.е. ее формулу можно записать как S8. Однако, поскольку химические свойства всех модификаций достаточно схожи, чтобы не затруднять запись уравнений реакций любую серу обозначают просто символом S.

Сера может взаимодействовать и с простыми и со сложными веществами. В химических реакциях проявляет как окислительные, так и восстановительные свойства.

***Окислительные свойства серы*** проявляются при ее взаимодействии с металлами (с ЩМ, ЩЗМ, Cu, Hg, Ag – при н.у., Au – не реагирует, остальные Ме – при нагревании), а также неметаллами, образованными атомами менее электроотрицательного элемента (водород, углерод, фосфор):

2Al + 3S → t Al2S3

Hg + S →HgS *(при комн. t)*

S + H2 → t H2S

2S + C → t CS2

3S + 2P → t P2S3

***Как восстановитель сера*** выступает при взаимодействии с неметаллами, образованными более электроотрицательными элементами (кислород, галогены), а также сложными веществами с ярко выраженной окислительной функцией, например, серной и азотной концентрированной кислотами:

S + O2 → t SO2

S + 3F2 →SF6 *(при комн. t)*

S + 6HNO3 (конц.) → t 3H2SO4 + 6NO2 + 2H2O

S + 2H2SO4 (конц.) → t 3SO2↑ + 2H2O

Также сера взаимодействует при кипячении с концентрированными водными растворами щелочей. Взаимодействие протекает ***по типу диспропорционирования***, т.е. сера одновременно и понижает, и повышает свою степень окисления:

3S + 6NaOH → t 2Na2S + Na2SO3 + 3H2O

**Химические свойства азота**

Химический элемент азот образует только одно простое вещество. Данное вещество является газообразным и образовано двухатомными молекулами, т.е. имеет формулу N2. Не смотря то, что химический элемент азот имеет высокую электроотрицательность, молекулярный азот N2 является крайне инертным веществом. Обусловлен данный факт тем, что в молекуле азота имеет место крайне прочная тройная связь (N≡N). По этой причине практически все реакции с азотом протекают только при повышенных температурах.

***Взаимодействие азота с металлами***

Единственное вещество, которое реагирует с азотом в обычных условиях – литий:

6Li + N2 → 2Li3N – *нитрид лития*

Интересным является тот факт, что с остальными активными металлами, т.е. щелочными и щелочноземельными, азот реагирует только при нагревании:

6Na + N2 → t 2Na3N *– нитрид натрия*

3Ca + N2 → t Ca3N2 *– нитрид кальция*

Взаимодействие азота с металлами средней и низкой активности (кроме Pt и Au) также возможно, однако требует несравнимо более высоких температур.

|  |
| --- |
| *Нитриды активных металлов легко гидролизуются водой:*  Li3N + 3H2O →3LiOH + NH3↑  Ca3N2 +6H2O → 3Ca(OH)2 + 2NH3↑  *А также растворами кислот, например:*  Li3N + 4HCl →3LiCl + NH4Cl  Ca3N2 +8HCl → 3CaCl2 + 2NH4Cl |

***Взаимодействие азота с неметаллами***

Азот реагирует с водородом при нагревании в присутствии катализаторов. Реакция является обратимой, поэтому для повышения выхода аммиака в промышленности процесс ведут при высоком давлении:

N2 + H2 → кат., t° 2NH3 *(обратимая реакция)*

Как восстановитель азот реагирует со фтором и кислородом. Со фтором реакция идет при действии электрического разряда:

N2 + 3F2 →🗲 2NF3

С кислородом реакция идет под действием электрического разряда или при температуре более 2000 оС и является обратимой:

N2 + O2 →2000°C 2NO *(обратимая реакция)*

Из неметаллов азот не реагирует с галогенами и серой.

***Взаимодействие азота со сложными веществами***

В рамках школьного курса ЕГЭ можно считать, что азот не реагирует ни с какими сложными веществами кроме гидридов активных металлов:

N2 + 3LiH → t L3N + NH3↑

**ПОЛУЧЕНИЕ**: 1) из воздуха; 2) разложение нитрита аммония: NH4NO2 → t N2 + 2H2O

**Химические свойства фосфора**

Существует несколько аллотропных модификаций фосфора, в частности белый фосфор, красный фосфор и черный фосфор.

Белый фосфор образован четырехатомными молекулами P4, не является устойчивой модификацией фосфора. Ядовит. При комнатной температуре мягкий и подобно воску легко режется ножом. На воздухе медленно окисляется, и из-за особенностей механизма такого окисления светится в темноте (явление хемилюминесценции). Даже при слабом нагревании возможно самопроизвольное воспламенение белого фосфора.

Из всех аллотропных модификаций белый фосфор наиболее активен.

Красный фосфор состоит из длинных молекул переменного состава Pn. В некоторых источниках указывается то, что он имеет атомное строение, но корректнее все-таки считать его строение молекулярным. Вследствие особенностей строения является менее активным веществом по сравнению с белым фосфором, в частности в отличие от белого фосфора на воздухе окисляется значительно медленнее и для его воспламенения требуется поджиг.

Черный фосфор состоит из непрерывных цепей Pn и имеет слоистую структуру схожую со структурой графита, из-за чего и внешне похож на него. Данная аллотропная модификация имеет атомное строение. Самый устойчивый из всех аллотропных модификаций фосфора, наиболее химически пассивен. По этой причине, рассмотренные ниже химические свойства фосфора следует относить прежде всего к белому и красному фосфору.

***Взаимодействие фосфора с неметаллами***

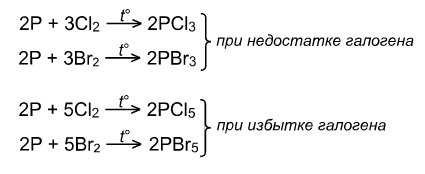
Реакционная способность фосфора является более высокой, чем у азота. Так, фосфор способен гореть после поджига при обычных условиях, образуя кислотный оксид Р2O5:

4P + 5O2 → t 2P2O5

а при недостатке кислорода оксид фосфора (III):

4P + 3O2(недост.) → t 2P2O3

Реакция с галогенами также протекает интенсивно. Так, при хлорировании и бромировании фосфора в зависимости от пропорций реагентов образуются тригалогениды или пентагалогениды фосфора:



Ввиду существенно более слабых окислительных свойства йода по сравнению с остальными галогенами, возможно окисление фосфора йодом только до степени окисления +3:

2P + 3I2 → t 2PI3

В отличие от азота фосфор с водородом не реагирует.

***Взаимодействие фосфора с металлами***

Фосфор реагирует при нагревании с активными металлами и металлами средней активности, образуя *фосфиды*:

3Ca + 2P → t Ca3P2

|  |
| --- |
| *Фосфиды активных металлов подобно нитридам гидролизуются водой:*  Ca3P2 + 6H2O →3Ca(OH)2 + 2PH3↑  *фосфин*  *А также водными растворами кислот-неокислителей:*  Ca3P2 + 6HCl →3CaCl2 + 2PH3↑ |

***Взаимодействие фосфора со сложными веществами***

Фосфор окисляется кислотами окислителями, в частности, концентрированными азотной и серной кислотами:

P + 5HNO3 (конц.) → t H3PO4 + 5NO2 + H2O

3P + 5HNO3 + 2H2O → t 3H3PO4 + 5NO

2P + 5H2SO4 (конц.) → t H3PO4 + 5SO2↑ + 2H2O

|  |
| --- |
| *Следует знать, что белый фосфор реагирует с водными растворами щелочей.*  *На холоду взаимодействие белого фосфора с растворами щелочей протекает медленно. Реакция сопровождается образованием газа с запахом тухлой рыбы — фосфина и соединения с редкой степенью окисления фосфора +1:*  P4 + 3NaOH (конц.) + 3H2O → 0°C 3NaH2PO2 + PH3↑  *При взаимодействии белого фосфора с концентрированным раствором щелочи при кипячении выделяется водород и образуется фосфит:*  P4 + 8NaOH (конц.) + 4H2O → t 4Na2HPO3 + 6H2↑ |

**Получение фосфора**

В промышленности фосфор получают прокаливанием смеси фосфата кальция с песком и коксом:

Ca3(PO4)2 + 3SiO2 + 5C → t 3CaSiO3 + 2P + 5CO↑

**Химические свойства углерода**

Углерод способен образовывать несколько аллотропных модификаций. Это алмаз (наиболее инертная аллотропная модификация), графит, фуллерен и карбин.

Древесный уголь и сажа представляют собой аморфный углерод. Углерод в таком состоянии не имеет упорядоченной структуры и фактически состоит из мельчайших фрагментов слоев графита. Аморфный углерод, обработанный горячим водяным паром, называют активированным углем. 1 грамм активированного угля из-за наличия в нем множества пор имеет общую поверхность более трехсот квадратных метров! Благодаря своей способности поглощать различные вещества активированный уголь находит широкое применение как наполнитель фильтров, а также как энтеросорбент при различных видах отравлений.

С химической точки зрения аморфный углерод является наиболее активной его формой, графит проявляет среднюю активность, а алмаз является крайне инертным веществом. По этой причине, рассматриваемые ниже химические свойства углерода следует прежде всего относить к аморфному углероду.

***Восстановительные свойства углерода***

Как восстановитель углерод реагирует с такими неметаллами как, например, кислород, галогены, сера.

В зависимости от избытка или недостатка кислорода при горении угля возможно образование угарного газа CO или углекислого газа CO2:

С + O2 → t CO2

2C + O2 → t 2CO

При взаимодействии углерода со фтором образуется тетрафторид углерода:

C + 2F2 → t CF4

При нагревании углерода с серой образуется сероуглерод CS2:

C + 2S → t CS2

Углерод способен восстанавливать металлы после алюминия в ряду активности из их оксидов. Например:

3C + 2Fe2O3 → t 4Fe + 3CO2↑

C + CuO → t CO↑ + Cu

Также углерод реагирует и с оксидами активных металлов, однако в этом случае наблюдается, как правило, не восстановление металла, а образование его карбида:

3C + CaO → t CaC2 + CO↑

9C + 2Al2O3 → t Al4C3 + 6CO↑

***Взаимодействие углерода с оксидами неметаллов***

Углерод вступает в реакцию сопропорционирования с углекислым газом CO2:

C + CO2 → t 2CO

Одним из наиболее важных с промышленной точки зрения процессов является так называемая *паровая конверсия угля*. Процесс проводят, пропуская водяной пар через раскаленный уголь. При этом протекает следующая реакция:

C + H2O → t CO + H2

При высокой температуре углерод способен восстанавливать даже такое инертное соединение как диоксид кремния. При этом в зависимости от условия возможно образование кремния или карбида кремния (*карборунда*):

2C + SiO2 → t Si + 2CO↑

3C + SiO2 → t SiC + 2CO↑

Также углерод как восстановитель реагирует с кислотами окислителями, в частности, концентрированными серной и азотной кислотами:

C + 2H2SO4 (конц.) → t CO2↑ + 2SO2↑ + 2H2O

C + 4HNO3 (конц.) → t CO2↑ + 4NO2↑ + 2H2O

***Окислительные свойства углерода***

Химический элемент углерод не отличается высокой электроотрицательностью, поэтому образуемые им простые вещества редко проявляют окислительные свойства по отношению к другим неметаллам.

Примером таких реакций является взаимодействие аморфного углерода с водородом при нагревании в присутствии катализатора:

C + 2H2 →кат, t CH4

а также с кремнием при температуре 1200-1300 оС:

C + Si → t SiC

Окислительные свойства углерод проявляет по отношению к металлам. Углерод способен реагировать с активными металлами и некоторыми металлами средней активности. Реакции протекают при нагревании:

2C + Ca → t CaC2

3C + 4Al → t Al4C3

|  |
| --- |
| *Карбиды активных металлов гидролизуются водой:*  CaC2 + 2H2O →Ca(OH)2 + C2H2↑  Al4C3 + 12H2O → t 4Al(OH)3 + 3CH4↑  *а также растворами кислот-неокислителей:*  CaC2 + 2HCl →CaCl2 + C2H2↑  Al4C3 + 12HCl → t 4AlCl3 + 3CH4↑  *При этом образуются углеводороды, содержащие углерод в той же степени окисления, что и в исходном карбиде.* |

**Химические свойства кремния**

Кремний может существовать, как и углерод в кристаллическом и аморфном состоянии и, так же, как и в случае углерода, аморфный кремний существенно более химически активен, чем кристаллический.

Иногда аморфный и кристаллический кремний, называют его аллотропными модификациями, что, строго говоря, не совсем верно. Аморфный кремний представляет собой по сути конгломерат беспорядочно расположенных друг относительно друга мельчайших частиц кристаллического кремния.

***Взаимодействие кремния с простыми веществами***

***неметаллами***

При обычных условиях кремний ввиду своей инертности реагирует только со фтором:

Si + 2F2 →SiF4 *- фторид кремния (IV)*

С хлором, бромом и йодом кремний реагирует только при нагревании. При этом характерно, что в зависимости от активности галогена, требуется и соответственно различная температура:

Так с хлором реакция протекает при 340-420 оС:

Si + 2Cl2 → t SiCl4 *- хлорид кремния (IV)*

С бромом – 620-700 оС:

Si + 2Br2 → t SiBr4 *- бромид кремния (IV)*

С йодом – 750-810 оС:

Si + 2I2 → t SiI4 *- иодид кремния (IV)*

|  |
| --- |
| *Все галогениды кремния легко гидролизуются водой:*  SiF4 + 3H2O → t H2SiO3 + 4HF↑  SiCl4 + 3H2O → t H2SiO3 + 4HCl↑  *а также растворами щелочей:*  SiF4 + 6NaOH → t Na2SiO3 + 3H2O  SiF4 + 6NaOH → t Na2SiO3 + 3H2O |

Реакция кремния с кислородом протекает, однако требует очень сильного нагревания (1200-1300оС) ввиду того, что прочная оксидная пленка затрудняет взаимодействие:

Si + O2 → t SiO2

При температуре 1200-1500 оС кремний медленно взаимодействует с углеродом в виде графита с образованием карборунда SiC – вещества с атомной кристаллической решеткой подобной алмазу и почти не уступающего ему в прочности:

Si + C → t SiC

С водородом кремний не реагирует.

***металлами***

Ввиду своей низкой электроотрицательности водород может проявлять окислительные свойства лишь по отношению к металлам. Из металлов кремний реагирует с активными (щелочными и щелочноземельными), а также многими металлами средней активности. В результате такого взаимодействия образуются силициды:

2Mg + Si → t Mg2Si

|  |
| --- |
| *Силициды активных металлов легко гидролизуются водой или разбавленными растворами кислот-неокислителей:*  Mg2Si + 4H2O → t SiH4↑ + 2Mg(OH)2  Mg2Si + 4HCl → t MgCl2 + SiH4↑  *При этом образуется газ силан SiH4 – аналог метана CH4.* |

***Взаимодействие кремния со сложными веществами***

С водой кремний не реагирует даже при кипячении, однако аморфный кремний взаимодействует с перегретым водяным паром при температуре около 400-500оС. При этом образуется водород и диоксид кремния:

Si + 2H2O(пар) →500°C SO2 +2H2↑

Из всех кислот кремний (в аморфном состоянии) реагирует только с концентрированной плавиковой кислотой:

Si + 6HF (конц.) → H2SiF6 + 2H2↑

Кремний растворяется в концентрированных растворах щелочей. Реакция сопровождается выделением водорода:

Si + 2NaOH (конц.) + H2O →Na2SiO3 + 2H2↑

**Получение кремния**

Кремний получают восстановлением из его оксидов:

SiO2 + 2C → t Si + 2CO↑

SiO2 + 2Mg → t Si + 2MgO