

Химические свойства меди

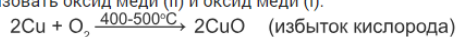
Медь (Cu) относится к d-элементам и расположена в IV группе периодической таблицы Д.И.Менделеева. Электронная конфигурация атома меди в основном состоянии записывается в виде $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ вместо предполагаемой формулы $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^2$. Другими словами, в случае атома меди наблюдается так называемый «проскок электрона» с 4s-подуровня на 3d-подуровень. Для меди, кроме нуля, возможны степени окисления +1 и +2. Степень окисления +1 склонна к диспропорционированию и стабильна лишь в нерастворимых соединениях типа CuI, CuCl, Cu₂O и т. д., а также в комплексных соединениях, например, [Cu(NH₃)₂]Cl и [Cu(NH₃)₂]OH. Соединения меди в степени окисления +1 не имеют конкретной окраски. Так, оксид меди (I) в зависимости от размеров кристаллов может быть темно-красный (крупные кристаллы) и желтый (мелкие кристаллы), CuCl и CuI – белые, а Cu₂S – черно-синий. Более химически устойчивой является степень окисления меди, равная +2. Соли, содержащие медь в данной степени окисления, имеют синюю и сине-зеленую окраску.

Медь является очень мягким, ковким и пластичным металлом с высокой электро- и теплопроводностью. Окраска металлической меди красно-розовая. Медь находится в ряду активности металлов правее водорода, т.е. относится к малоактивным металлам.

Взаимодействие с простыми веществами

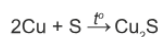
с кислородом

В обычных условиях медь с кислородом не взаимодействует. Для протекания реакции между ними требуется нагрев. В зависимости от избытка или недостатка кислорода и температурных условий может образоваться оксид меди (II) и оксид меди (I):

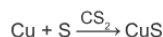


с серой

Реакция серы с медью в зависимости от условий проведения может приводить к образованию как сульфида меди (I), так и сульфида меди (II). При нагревании смеси порошкообразных Cu и S до температуры 300-400°C образуется сульфид меди (I):



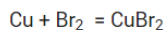
При недостатке серы и проведении реакции при температуре более 400°C образуется сульфид меди (II). Однако, более простым способом получения сульфида меди (II) из простых веществ является взаимодействие меди с серой, растворенной в сероуглероде:



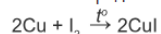
Данная реакция протекает при комнатной температуре.

с галогенами

С фтором, хлором и бромом медь реагирует, образуя галогениды с общей формулой CuHal₂, где Hal – F, Cl или Br:



В случае с йодом – самым слабым окислителем среди галогенов – образуется иодид меди (I):



С водородом, азотом, углеродом и кремнием медь не взаимодействует.

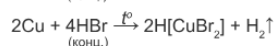
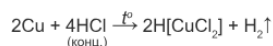
Взаимодействие со сложными веществами

с кислотами-неокислителями

Кислотами-неокислителями являются практически все кислоты, кроме концентрированной серной кислоты и азотной кислоты любой концентрации. Поскольку кислоты-неокислители в состоянии окислить только металлы, находящиеся в ряду активности до водорода; это означает, что медь с такими кислотами не реагирует.

Исключение:

Горячие концентрированные (!!!) соляная и бромоводородная кислоты могут окислить медь благодаря образованию устойчивых комплексов меди (I):

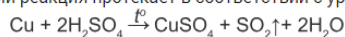


Источник информации:
<https://scienceforyou.ru/teorija-dlja-podgotovki-k-egje/himicheskie-svoystva-perehodnyh-metallov>

с кислотами-окислителями

– концентрированной серной кислотой

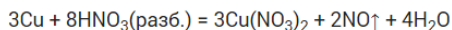
С концентрированной серной кислотой медь реагирует как при нагревании, так и при комнатной температуре. При нагревании реакция протекает в соответствии с уравнением:



Поскольку медь не является сильным восстановителем, сера восстанавливается в данной реакции только до степени окисления +4 (в SO_2).

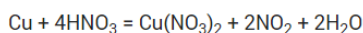
– с разбавленной азотной кислотой

Реакция меди с разбавленной HNO_3 приводит к образованию нитрата меди (II) и монооксида азота:



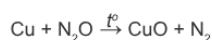
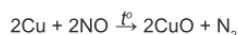
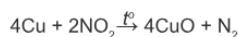
– с концентрированной азотной кислотой

Концентрированная HNO_3 легко реагирует с медью при обычных условиях. Отличие реакции меди с концентрированной азотной кислотой от взаимодействия с разбавленной азотной кислотой заключается в продукте восстановления азота. В случае концентрированной HNO_3 азот восстанавливается в меньшей степени: вместо оксида азота (II) образуется оксид азота (IV), что связано с большей конкуренцией между молекулами азотной кислоты в концентрированной кислоте за электроны восстановителя (Cu):

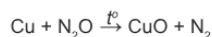


с оксидами неметаллов

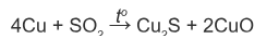
Медь реагирует с некоторыми оксидами неметаллов. Например, с такими оксидами, как NO_2 , NO , N_2O медь окисляется до оксида меди (II), а азот восстанавливается до степени окисления 0, т.е. образуется простое вещество N_2 :



В случае диоксида серы, вместо простого вещества (серы) образуется сульфид меди(II). Связано

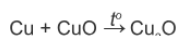


В случае диоксида серы, вместо простого вещества (серы) образуется сульфид меди(II). Связано это с тем, что медь с серой, в отличие от азота, реагирует:

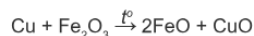


с оксидами металлов

При спекании металлической меди с оксидом меди (II) при температуре 1000-2000 °С может быть получен оксид меди (I):

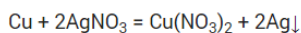


Также металлическая медь может восстановить при прокаливании оксид железа (III) до оксида железа (II):

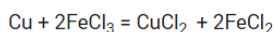
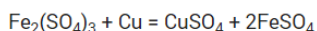


с солями металлов

Медь вытесняет менее активные металлы (правее нее в ряду активности) из растворов их солей:



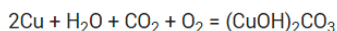
Также имеет место интересная реакция, в которой медь растворяется в соли более активного металла – железа в степени окисления +3. Однако противоречий нет, т.к. медь не вытесняет железо из его соли, а лишь восстанавливает его со степени окисления +3 до степени окисления +2:



Последняя реакция используется при производстве микросхем на стадии травления медных плат.

Коррозия меди

Медь со временем подвергается коррозии при контакте с влагой, углекислым газом и кислородом воздуха:



В результате протекания данной реакции медные изделия покрываются рыхлым сине-зеленым налетом гидрокарбоната меди (II).

Химические свойства цинка

Цинк Zn находится в IIБ группе IV-го периода. Электронная конфигурация валентных орбиталей атомов химического элемента в основном состоянии $3d^{10}4s^2$. Для цинка возможна только одна единственная степень окисления, равная +2. Оксид цинка ZnO и гидроксид цинка Zn(OH)₂ обладают ярко выраженными амфотерными свойствами.

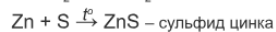
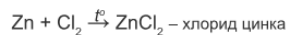
Цинк при хранении на воздухе тускнеет, покрываясь тонким слоем оксида ZnO. Особенно легко окисление протекает при высокой влажности и в присутствии углекислого газа вследствие протекания реакции:



Пар цинка горит на воздухе, а тонкая полоска цинка после накаливания в пламени горелки сгорает в нем зеленоватым пламенем:

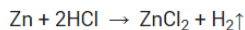
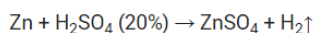


При нагревании металлический цинк также взаимодействует с галогенами, серой, фосфором:



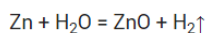
С водородом, азотом, углеродом, кремнием и бором цинк непосредственно не реагирует.

Цинк реагирует с кислотами-неокислителями с выделением водорода:



Особенно легко растворяется в кислотах технический цинк, поскольку содержит в себе примеси других менее активных металлов, в частности, кадмия и меди. Высокочистый цинк по определенным причинам устойчив к воздействию кислот. Для того чтобы ускорить реакцию, образец цинка высокой степени чистоты приводят в соприкосновение с медью или добавляют в раствор кислоты немного соли меди.

При температуре 800-900°C (красное каление) металлический цинк, находясь в расплавленном состоянии, взаимодействует с перегретым водяным паром, выделяя из него водород:

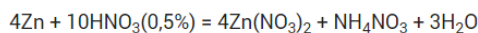
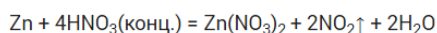


Цинк реагирует также и с кислотами-окислителями: серной концентрированной и азотной.

Цинк как активный металл может образовывать с концентрированной серной кислотой сернистый газ, элементарную серу и даже сероводород.

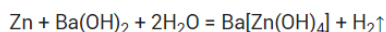
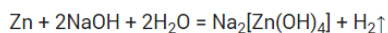


Состав продуктов восстановления азотной кислоты определяется концентрацией раствора:

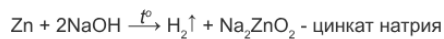


На направление протекания процесса влияют также температура, количество кислоты, чистота металла, время проведения реакции.

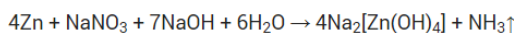
Цинк реагирует с растворами щелочей, при этом образуются *тетрагидроксоцинкаты* и водород:



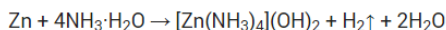
С безводными щелочами цинк при сплавлении образует *цинкаты* и водород:



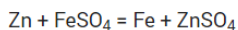
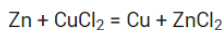
В сильнощелочной среде цинк является крайне сильным восстановителем, способным восстанавливать азот в нитратах и нитритах до аммиака:



Благодаря комплексообразованию цинк медленно растворяется в растворе аммиака, восстанавливая водород:



Также цинк восстанавливает менее активные металлы (правее него в ряду активности) из водных растворов их солей:



Химические свойства хрома

Хром — элемент *v*IV группы таблицы Менделеева. Электронная конфигурация атома хрома записывается как $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$, т.е. в случае хрома, также как и в случае атома меди, наблюдается так называемый «проскок электрона»

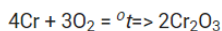
Наиболее часто проявляемыми степенями окисления хрома являются значения +2, +3 и +6. Их следует запомнить, и в рамках программы ЕГЭ по химии можно считать, что других степеней окисления хром не имеет.

При обычных условиях хром устойчив к коррозии как на воздухе, так и в воде.

Взаимодействие с неметаллами

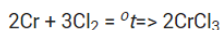
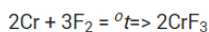
с кислородом

Раскаленный до температуры более 600 °С порошкообразный металлический хром сгорает в чистом кислороде образуя оксид хрома (III):

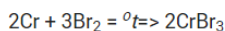


с галогенами

С хлором и фтором хром реагирует при более низких температурах, чем с кислородом (250 и 300 °С соответственно):

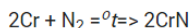


С бромом же хром реагирует при температуре красного каления (850-900 °С):



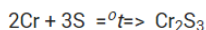
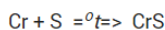
с азотом

С азотом металлический хром взаимодействует при температурах более 1000 °С:



с серой

С серой хром может образовывать как сульфид хрома (II) так и сульфид хрома (III), что зависит от пропорций серы и хрома:

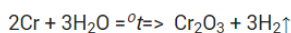


С водородом хром не реагирует.

Взаимодействие со сложными веществами

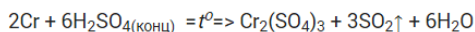
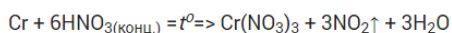
Взаимодействие с водой

Хром относится к металлам средней активности (расположен в ряду активности металлов между алюминием и водородом). Это означает, что реакция протекает между раскаленным до красного каления хромом и перегретым водяным паром:

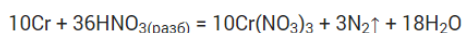


Взаимодействие с кислотами

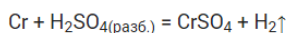
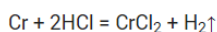
Хром при обычных условиях пассивируется концентрированными серной и азотной кислотами, однако, растворяется в них при кипячении, при этом окисляясь до степени окисления +3:



В случае разбавленной азотной кислоты основным продуктом восстановления азота является простое вещество N_2 :



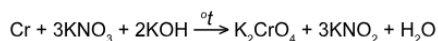
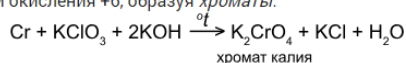
Хром расположен в ряду активности левее водорода, а это значит, что он способен выделять H_2 из растворов кислот-неокислителей. В ходе таких реакций в отсутствие доступа кислорода воздуха образуются соли хрома (II):



При проведении же реакции на открытом воздухе, двухвалентный хром мгновенно окисляется содержащимся в воздухе кислородом до степени окисления +3. При этом, например, уравнение с соляной кислотой примет вид:



При сплавлении металлического хрома с сильными окислителями в присутствии щелочей хром окисляется до степени окисления +6, образуя *хроматы*.



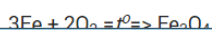
Химические свойства железа

Железо Fe, химический элемент, находящийся в VIII группе и имеющий порядковый номер 26 в таблице Менделеева. Распределение электронов в атоме железа следующее $26\text{Fe}1s^22s^22p^63s^23p^63d^64s^2$, то есть железо относится к d-элементам, поскольку заполняемым в его случае является d-подуровень. Для него наиболее характерны две степени окисления +2 и +3. У оксида FeO и гидроксида Fe(OH)₂ преобладают основные свойства, у оксида Fe₂O₃ и гидроксида Fe(OH)₃ заметно выражены амфотерные. Так оксид и гидроксид железа (III) в некоторой степени растворяются при кипячении в концентрированных растворах щелочей, а также реагируют с безводными щелочами при сплавлении. Следует отметить что степень окисления железа +2 весьма неустойчива, и легко переходит в степень окисления +3. Также известны соединения железа в редкой степени окисления +6 – ферраты, соли не существующей «железной кислоты» H₂FeO₄. Указанные соединения относительно устойчивы лишь в твердом состоянии, либо в сильнощелочных растворах. При недостаточной щелочности среды ферраты довольно быстро окисляют даже воду, выделяя из нее кислород.

Взаимодействие с простыми веществами

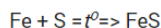
С кислородом

При сгорании в чистом кислороде железо образует, так называемую, *железную окалину*, имеющую формулу Fe₃O₄ и фактически представляющую собой смешанный оксид, состав которого условно можно представить формулой FeO·Fe₂O₃. Реакция горения железа имеет вид:

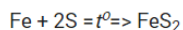


С серой

При нагревании железо реагирует с серой, образуя сульфид двухвалентного железа:

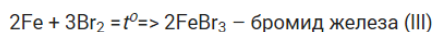
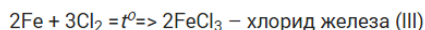
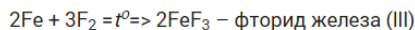


Либо же при избытке серы *дисульфид железа*:

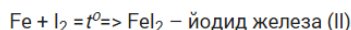


С галогенами

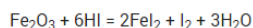
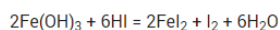
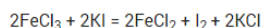
Всеми галогенами кроме йода металлическое железо окисляется до степени окисления +3, образуя галогениды железа (III):



Йод же, как наиболее слабый окислитель среди галогенов, окисляет железо лишь до степени окисления +2:

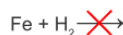


Следует отметить, что соединения трехвалентного железа легко окисляют иодид-ионы в водном растворе до свободного йода I_2 при этом восстанавливаясь до степени окисления +2. Примеры, подобных реакций из банка ФИПИ:



С водородом

Железо с водородом не реагирует (с водородом из металлов реагируют только щелочные металлы и щелочноземельные):

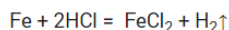
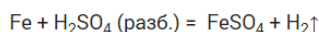


Взаимодействие со сложными веществами

Взаимодействие с кислотами

С кислотами-неокислителями

Так как железо расположено в ряду активности левее водорода, это значит, что оно способно вытеснять водород из кислот-неокислителей (почти все кислоты кроме H_2SO_4 (конц.) и HNO_3 любой концентрации):

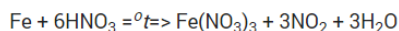
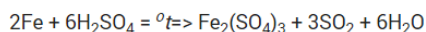


Нужно обратить внимание на такую уловку в заданиях ЕГЭ, как вопрос на тему того до какой степени окисления окислится железо при действии на него разбавленной и концентрированной соляной кислоты. Правильный ответ – до +2 в обоих случаях.

Ловушка здесь заключается в интуитивном ожидании более глубокого окисления железа (до с.о. +3) в случае его взаимодействия с концентрированной соляной кислотой.

Взаимодействие с кислотами-окислителями

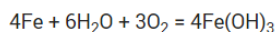
С концентрированными серной и азотной кислотами в обычных условиях железо не реагирует по причине пассивации. Однако, реагирует с ними при кипячении:



Обратите внимание на то, что разбавленная серная кислота окисляет железо до степени окисления +2, а концентрированная до +3.

Коррозия (ржавление) железа

На влажном воздухе железо весьма быстро подвергается ржавлению:



С водой в отсутствие кислорода железо не реагирует ни в обычных условиях, ни при кипячении. Реакция с водой протекает лишь при температуре выше температуры красного каления (>800 °С). т.е.:

