

Подгруппа меди.
Элементы 11 группы
(Cu,Ag,Au)

Подготовила
студентка группы
Х-11 Беляева
Александра

Свойства элементов.

	Cu	Ag	Au
Ат. №	29	47	79
Ат. Масса	63.62	107.87	196.97
Эл. Конф.	$3d^{10}4s^1$	$4d^{10}5s^1$	$4f^{14}5d^{10}6s^1$
I_1 , эВ	7.73	7.58	9.23
I_2 , эВ	20.29	21.49	20.5
I_3 , эВ	36.8	34.8	43.5
С.О.	1,2,(3)	1,(2),(3)	(-1),1,(2),3,(5)

Свойства элементов

	Cu	Ag	Au
$\rho(\text{г/см}^3)$	8,96	10,5	19,3
$T_{\text{плав}}(^{\circ}\text{C})$	1083	960	1064
$T_{\text{кип}}(^{\circ}\text{C})$	2543	2167	2880
ЭО	1,9	1,9	2,4
Ат.радиус (нм)	0,127	0,144	0,144

Свойства элементов

Все элементы подгруппы являются относительно химически инертными металлами. Характерны также высокие значения плотности, но относительно небольшие температуры плавления и кипения, высокая тепло- и электропроводность.

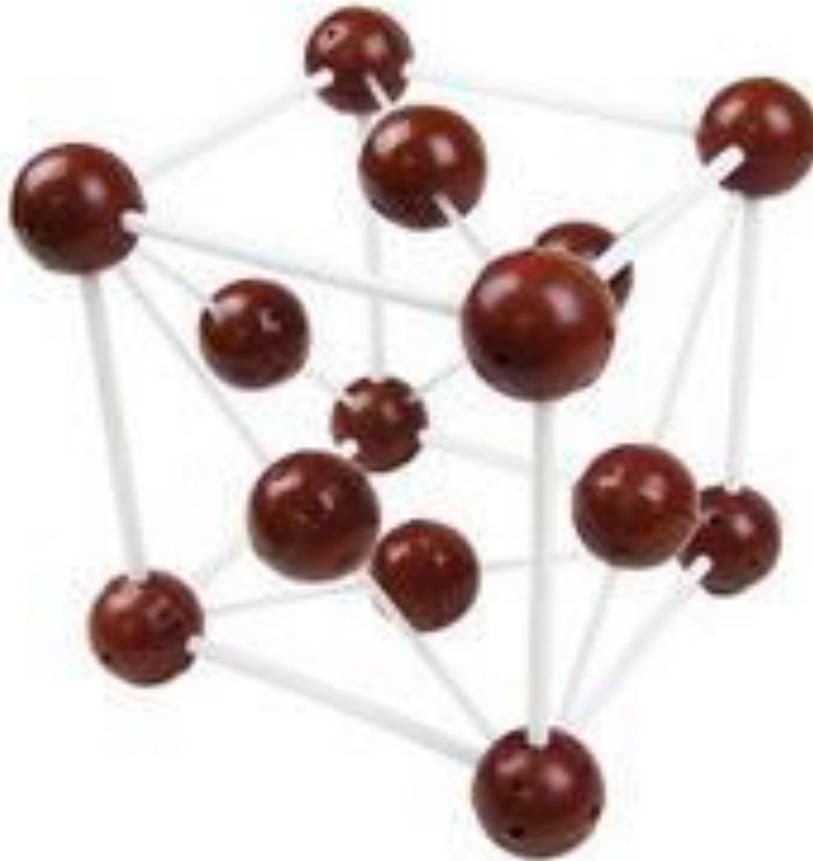
Особенностью элементов подгруппы является наличие заполненного предвнешнего $(n-1)d$ -подуровня, достигаемое за счёт перескока электрона с ns -подуровня. Причина такого явления заключается в высокой устойчивости полностью заполненного d -подуровня. Эта особенность обуславливает химическую инертность простых веществ, их химическую неактивность, поэтому золото и серебро называют благородными металлами.

Медь



- Чистая медь - тягучий, вязкий металл красного, в изломе розового цвета, в очень тонких слоях на просвет медь выглядит зеленовато - голубой. Металл имеет гранецентрированную кубическую решетку плотность равную $8,96 \text{ г/см}^3$. Атомный радиус равен $0,128 \text{ нм}$; $t_{\text{пл}} = 1083 \text{ }^\circ\text{C}$; $t_{\text{кип}} = 2600 \text{ }^\circ\text{C}$;

Гранецентрированная кубическая решетка меди.



Основные минералы меди

Основной минерал :

CuFeS_2 – халькопирит.

Другие минералы:

$\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ малахит,

Cu_2O куприт,

$\text{Cu}_2(\text{OH})_3\text{Cl}$ атакамит

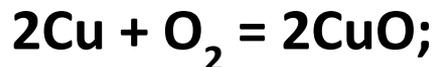
Химические свойства меди

В сухом воздухе медь практически не окисляется, с водой не взаимодействует и является довольно инертным металлом.

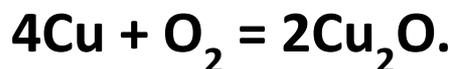
Взаимодействие с неметаллами

1) С кислородом в зависимости от температуры взаимодействия медь образует два оксида:

при 400–500°С образуется оксид двухвалентной меди:



при температуре выше 1000°С получается оксид меди (I):

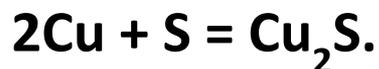


2) Аналогично реагирует с серой и селеном:

при 400°С образуется сульфид меди (II):

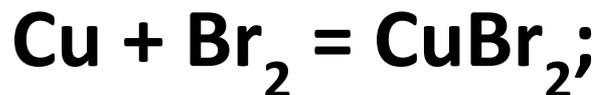


при температуры выше 400°С получается сульфид меди (I):

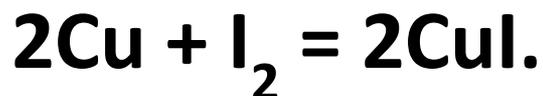


Химические свойства меди

3) При нагревании с фтором, хлором, бромом образуются галогениды меди (II):



с йодом – образуется йодид меди (I):



Медь не реагирует с водородом, азотом, углеродом и кремнием.

Взаимодействие с кислотами

В электрохимическом ряду напряжений металлов медь расположена после водорода, поэтому она не взаимодействует с растворами разбавленной соляной и серной кислот и щелочей.

- Растворяется в разбавленной азотной кислоте с образованием нитрата меди (II) и оксида азота (II):



- Реагирует с концентрированными растворами серной и азотной кислот с образованием солей меди (II) и продуктов восстановления кислот:



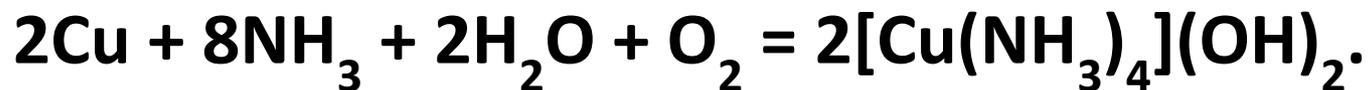
- С концентрированной соляной кислотой медь реагирует с образованием тетрахлорокупрата (II) водорода:



Химические свойства

- ***Взаимодействие с аммиаком:***

Медь растворяется в водном растворе аммиака в присутствии кислорода воздуха с образованием гидроксида тетраамминмеди (II):

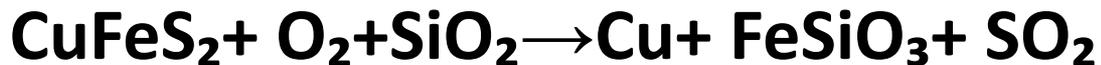


Восстановительные свойства меди

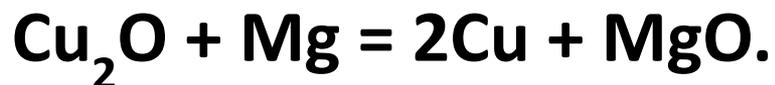
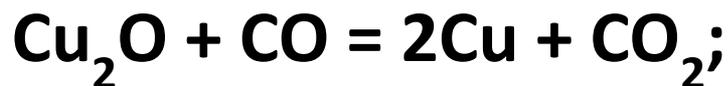
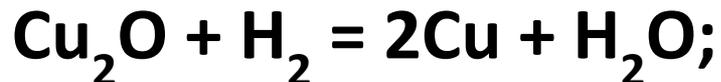
- $4\text{Cu} + 2\text{NO}_2 = 4\text{CuO} + \text{N}_2\uparrow$ (500-600°C)
- $4\text{Cu} + 2\text{NO} = 2\text{Cu}_2\text{O} + \text{N}_2\uparrow$ (500-600°C)
- $\text{Cu} + 2\text{FeCl}_3 = \text{CuCl}_2 + 2\text{FeCl}_2$
- $4\text{Cu} + \text{SO}_2 = \text{Cu}_2\text{S} + 2\text{CuO}$ (600-800°C)

Получение меди

- 1) Пирометаллургический метод заключается в получении меди из сульфидных руд, например, халькопирита CuFeS_2 при высоких температурах.

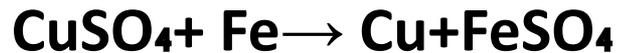


- 2) Оксид меди восстанавливается водородом, угарным газом и активными металлами до металлической меди:



Получение меди

3) Гидрометаллургический метод заключается в растворении минералов меди в разбавленной серной кислоте; из полученных растворов медь вытесняют металлическим железом:



4) Электролиз раствора сульфата меди:



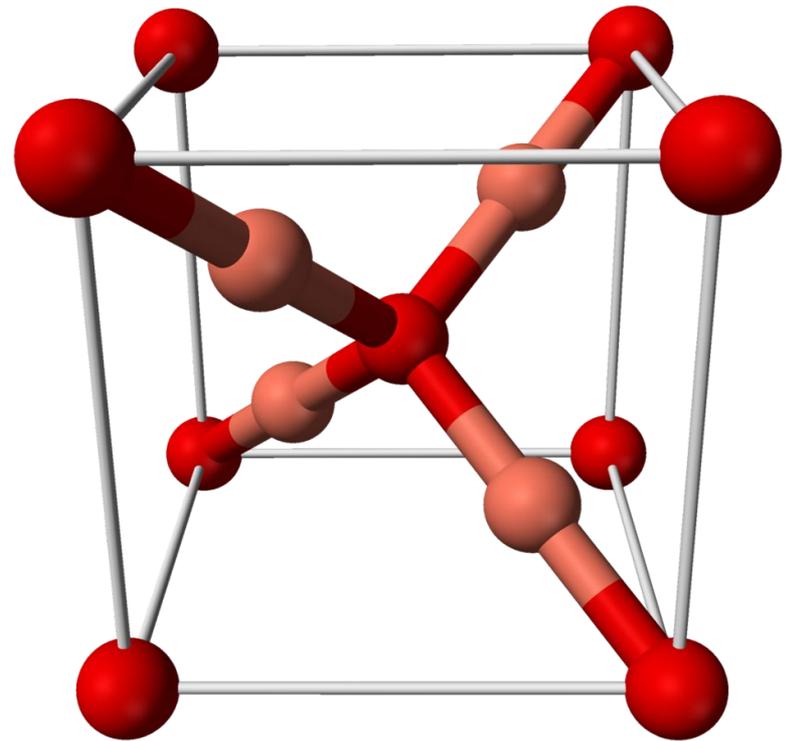
Оксид меди(I)

Оксид меди(I) встречается в природе в виде минерала куприта. Цвет минерала красный, коричнево-красный, пурпурно-красный или чёрный.

Оксид меди(I) при нормальных условиях — твёрдое вещество коричнево-красного цвета нерастворимое в воде и этаноле. Плавится без разложения при 1242 °С, плотность 6,1 г/см³

имеет кубическую кристаллическую решётку.

Оксид меди(I)



Химические свойства

- Взаимодействует с растворами щелочей с образованием гидроксокомплексов:



- В водных растворах аммиака образует гидроксид диамминмеди (I):



- С соляной кислотой взаимодействует с образованием дихлорокупрата (I) водорода:



- Реакция восстановления до Cu гидросульфитом натрия, или любыми другими типичными восстановителями:



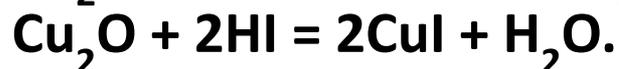
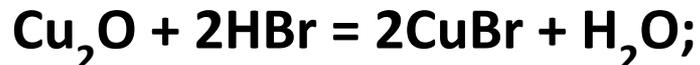
Химические свойства

- С конц. кислотами :



Химические свойства

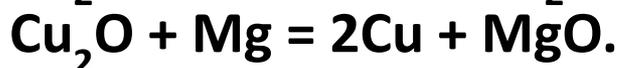
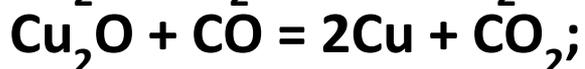
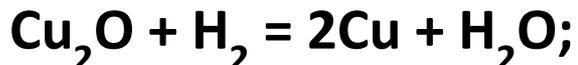
- С бромоводородом и йодоводородом образует соли меди (I):



- В разбавленной серной кислоте диспропорционирует, образуя сульфат меди (II) и металлическую медь:



- Восстанавливается водородом, угарным газом и активными металлами до металлической меди:



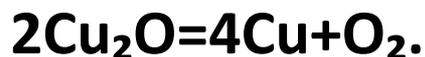
- При нагревании окисляется кислородом воздуха:



Химические свойства

Реакции при нагревании:

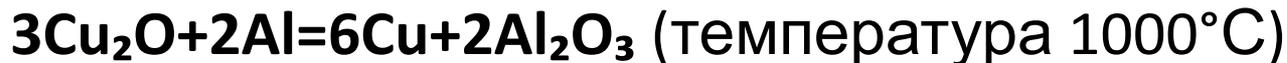
- Разложение при 1800°C:



- Реакция с серой:



- В токе водорода при нагревании оксид углерода реагирует с алюминием:



Оксид меди(II)

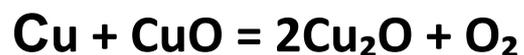
- **Оксид меди(II)** (окись меди)
 CuO — основной оксид двухвалентной меди. Кристаллы чёрного цвета, в обычных условиях довольно устойчивые, практически нерастворимые в воде. В природе встречается в виде минерала тенорита (мелаконита) белого цвета. T плавления 1447°C . Плотность $6,31 \text{ г/см}^3$.

Получение

- Оксид меди (I) образуется при нагревании до 1100°C оксида меди (II):



- Нагреванием мет. меди с оксидом меди(II)



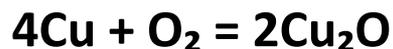
- В реакции йодида меди с горячим конц. раствором гидроксида калия:



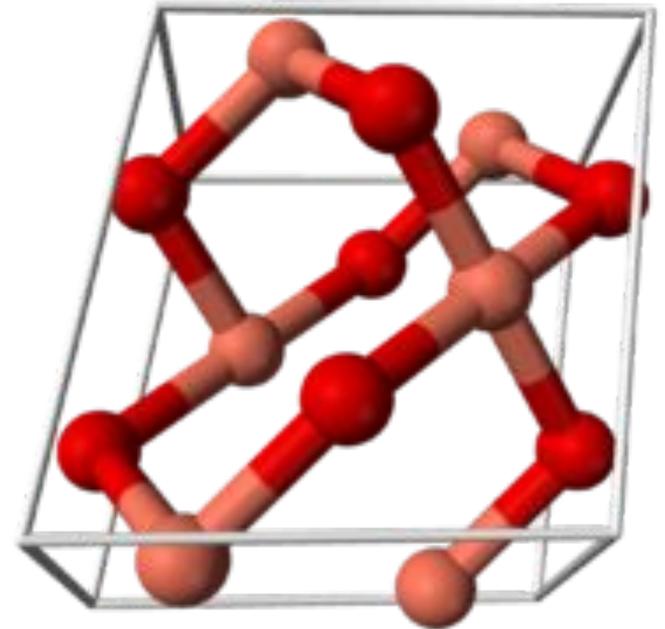
- Нагревание мет. меди в токе оксида азота(II)



- Нагревание мет. меди при недостатке кислорода ($t > 200^\circ\text{C}$)



Оксид меди(II)



Химические свойства

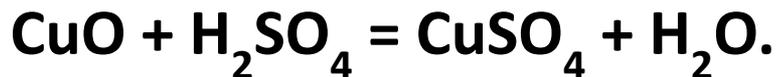
- При нагревании до 1100°C разлагается с образованием оксида меди (I):



- В воде не растворяется и не реагирует с ней. Имеет слабовыраженные амфотерные свойства с преобладанием основных.
- В водных растворах аммиака образует гидроксид тетраамминмеди (II):



- Легко реагирует с разбавленными кислотами с образованием соли и воды:

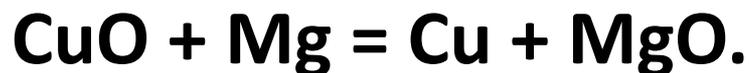


Химические свойства

- При сплавлении со щелочами образует купраты:



- Восстанавливается водородом, угарным газом и активными металлами до металлической меди:



Получение

Получить оксид меди(II) можно:

- нагревая металлическую медь на воздухе (при температурах ниже 1100 °С :



- нагревая гидроксид меди(II) или её нитрат :



- нагревая малахит:



- **Оксид меди(III)** — неорганическое соединение, высший оксид металла меди с формулой Cu_2O_3 , красные кристаллы, не растворяется в воде. Очень сильный окислитель

Химические свойства

- Разложение происходит при воздействии температуры:
 $2\text{Cu}_2\text{O}_3 = 4\text{CuO} + \text{O}_2$ (температура 400°C).
- Растворяется при нагревании в щелочном растворе периодата калия.
 $\text{Cu}_2\text{O}_3 + 4\text{KIO}_4 + 10\text{KOH} = 2\text{K}_5[\text{Cu}(\text{HIO}_6)_2] + 4\text{H}_2\text{O}$

Получение

- Окисление гидроксида меди (II) пероксодисульфатом калия в щелочной среде при низкой температуре:



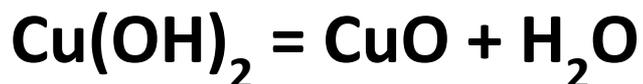
Гидроксид меди(II)



Гидроксид меди (II) $Cu(OH)_2$ – вещество голубого цвета, существует в аморфной и кристаллической формах, кристаллическая решетка ромбическая, плотность $3,37 \text{ г/см}^3$

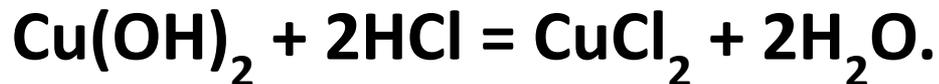
Химические свойства

- При нагревании выше 70°C разлагается на оксид меди (II) и воду:



- В воде плохо растворим. Имеет слабовыраженные амфотерные свойства с преобладанием основных.

Легко реагирует с кислотами с образованием солей:

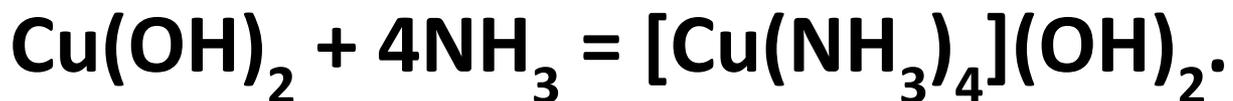


- В водных растворах щелочей образует неустойчивые ярко-синие гидроксокомплексы:

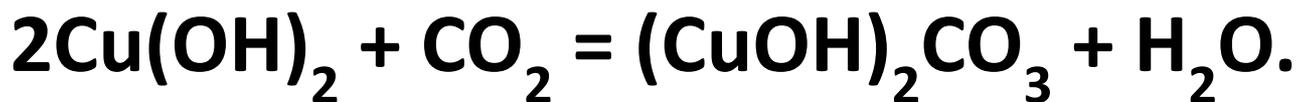


Химические свойства

- В растворе аммиака – устойчивые аммиакаты темно-синего цвета:

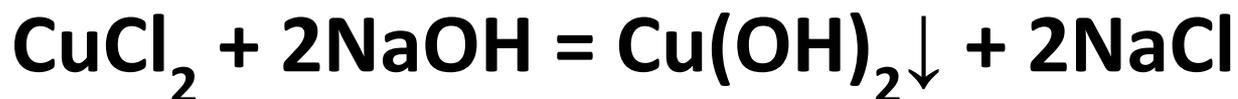


- Проявляя основные свойства, взаимодействует с углекислым газом образованием основного карбоната меди (II) – малахита:



Получение

- Получается при обменном взаимодействии солей меди (II) и щелочи:



- кристаллический гидроксид меди (II) образуется при введении гидроксида натрия или калия в аммиачный раствор сульфата меди (II):

