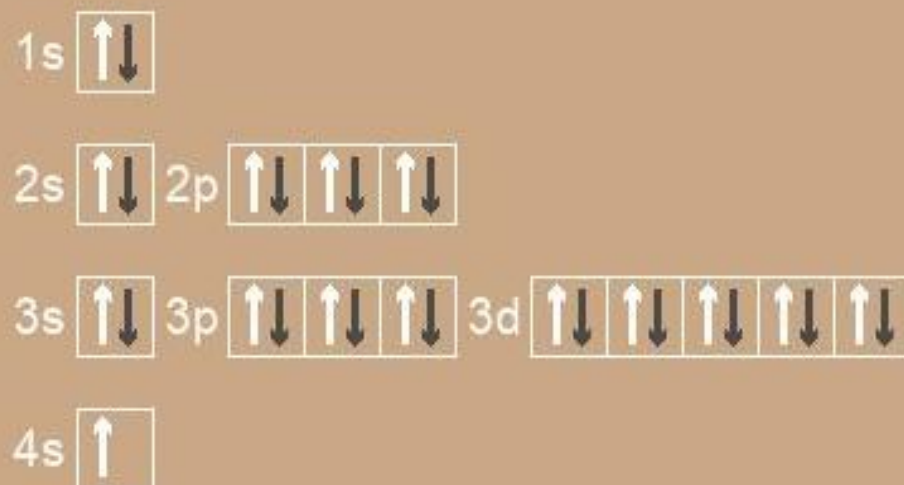


Побочная подгруппа 1 и 2
групп

- **Медь** – это пластичный металл с золотисто-розовым оттенком, занимает 29 место в периодической таблице химических элементов Д. И. Менделеева и обозначается как Cu (Cuprum). Латинское название меди пошло от острова Кипр, где в древности находились крупнейшие медные рудники.

Электронно-графическая схема меди (Cu)



Распределение электронов по энергетическим уровням в атоме Cu

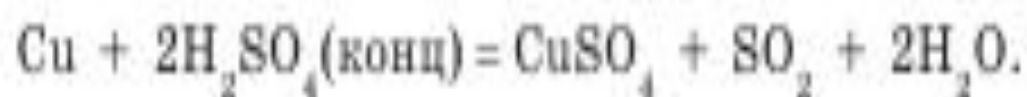
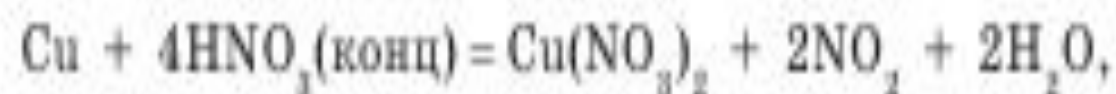
1-й уровень (K): 2

2-й уровень (L): 8

3-й уровень (M): 18

4-й уровень (N): 1

Медь в соединениях проявляет степени окисления +1 и +2. Медь не растворяется в кислотах-неокислителях, но реагирует с кислотами-окислителями:

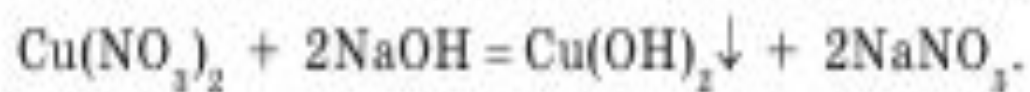


Также медь растворяется в растворе, содержащем нитрат любого металла и любую кислоту, так как создаются необходимые условия — кислая среда и присутствие нитрат-ионов, проявляющих окислительные свойства:

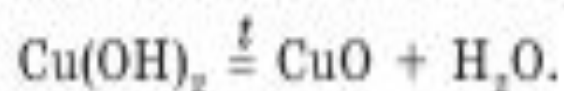


Водные растворы солей меди окрашены в голубой цвет из-за присутствия в них аквакомплексов меди(II).

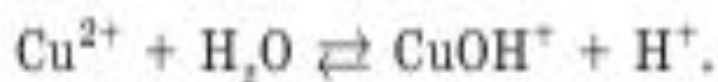
При добавлении щелочей к растворам солей меди(II) образуется плохо закристаллизованный осадок сине-голубого цвета:



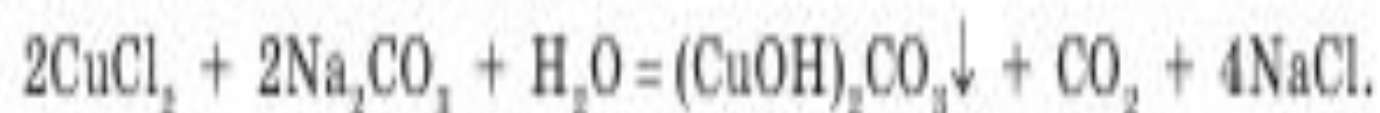
Если добавлять концентрированную щёлочь быстро и без перемешивания, то из-за экзотермичности реакции возможно разложение гидроксида меди до оксида меди(II) чёрного цвета:



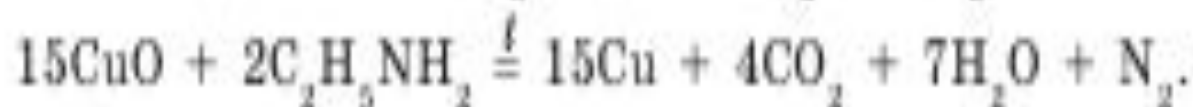
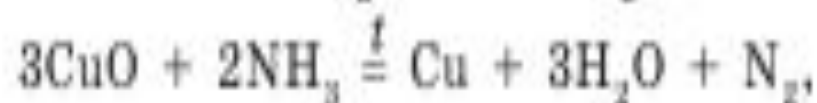
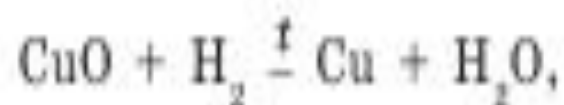
Гидроксид меди(II) является основанием средней силы, поэтому в растворах катионы меди(II) подвержены гидролизу:



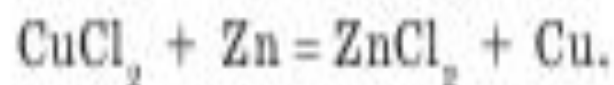
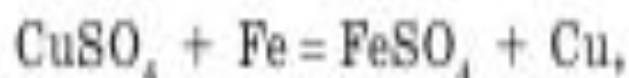
Из-за гидролиза нельзя получить средний карбонат меди(II). При реакции карбоната натрия с солями меди(II) образуется осадок основного карбоната меди, близкого по составу к природному минералу меди — малахиту:



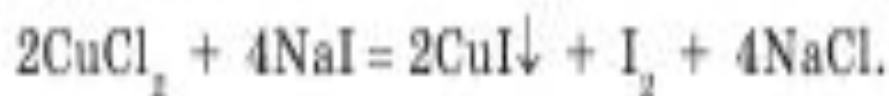
Соединения меди (чаще оксид) можно восстановить до металлической меди различными восстановителями: углём, угарным газом, водородом, аммиаком, аминами, металлами.



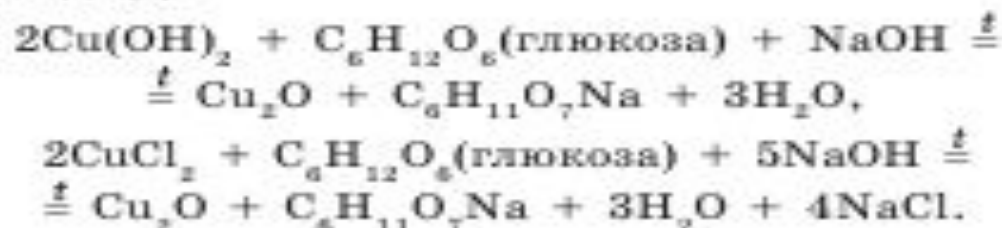
Восстановить медь можно и в растворе. Если в качестве восстановителей использовать более активные металлы, которые в ряду напряжений расположены левее меди, то из водных растворов можно получить металлическую медь:



Другой реакцией, показывающей окислительные свойства соединений меди(II), является взаимодействие с иодид-ионом:

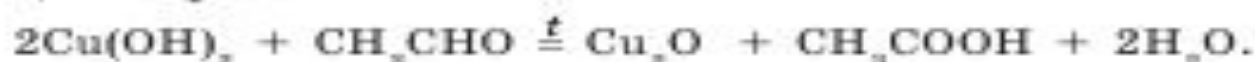


Если в качестве восстановителей в щелочном растворе использовать альдегиды, альдегидоспирты, гидразин, то получают соединения меди(I):



В качестве восстановителя могут быть использованы любые органические соединения с альдегидной группой. Промежуточным продуктом является гидроксид одновалентной меди жёлтого цвета, который достаточно быстро переходит в оксид одновалентной меди красно-коричневого цвета.

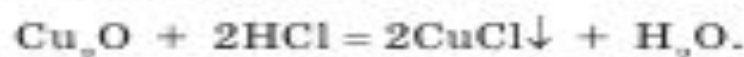
В органической химии часто записывают уравнение реакции следующим образом:



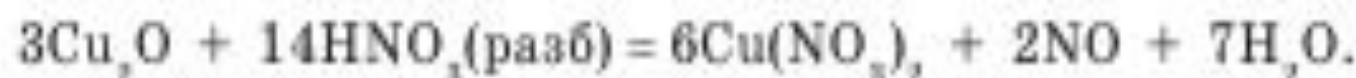
Надо понимать, что эта реакция идёт в щелочной среде и кислота не получается, а получается соль кислоты:



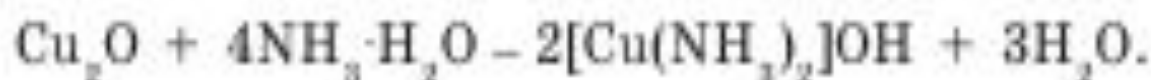
Оксид меди(I) реагирует с кислотами. С галогеноводородными — с образованием соответствующих солей, которые являются плохорастворимыми соединениями:



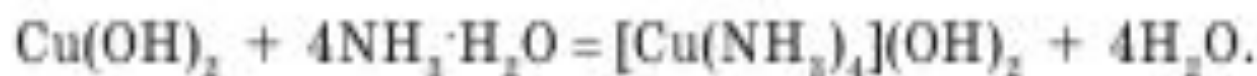
Если к оксиду меди(I) добавить кислоту-окислитель, то медь полностью окислится до степени окисления +2:



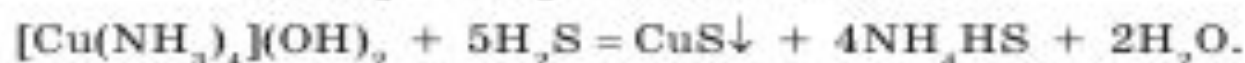
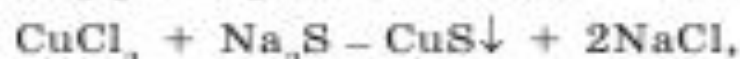
Для меди(I) и меди(II) известно большое число комплексных соединений. Аммиачный комплекс меди(I) используется в органической химии в качественной реакции на алкины с концевой тройной связью. Комплекс $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$ бесцветный:



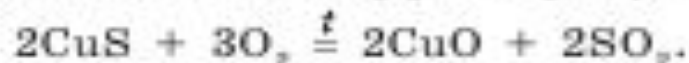
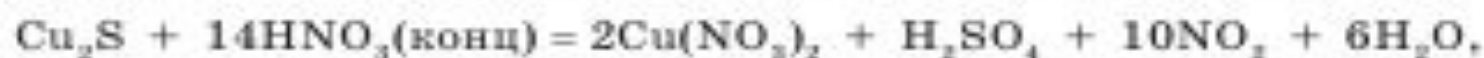
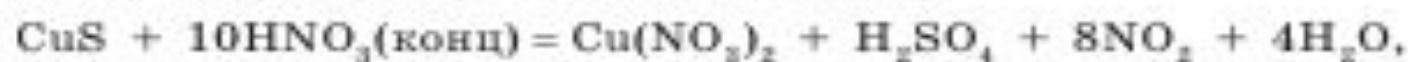
Образование аммиачных комплексов характерно как для одновалентной, так и двухвалентной меди. Аммиачный комплекс меди(II) имеет ярко-синюю окраску, что также является качественной реакцией на катион меди(II) и аммиак:



Катионы меди(I) и (II) образуют устойчивые сульфиды Cu_2S и CuS чёрного цвета, которые также присутствуют в природе. Эти соединения очень устойчивые, относятся к очень плохо растворимым соединениям. Получить их можно взаимодействием растворимых в воде соединений соответствующих катионов меди с сероводородной кислотой или сульфидами. Устойчивость этих соединений настолько высока, что позволяет выделять осадки сульфидов при реакции с комплексными соединениями меди:



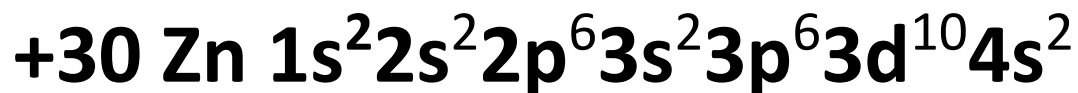
Чтобы перевести сульфиды меди в реакционное состояние, их можно растворить в кислотах-окислителях или окислить при нагревании кислородом до оксида меди(II):



Широко известны сплавы меди: с оловом — это сплав, давший название целой исторической эпохе — бронза; с цинком — латунь; с никелем — мельхиор. Все эти сплавы обладают достаточно высокой коррозионной стойкостью. Бронзы используют в машиностроении, авиации, судостроении и другой промышленности, а также для изготовления скульптур и памятников, изделий высокохудожественных форм. Латунь, как и бронза, жёлтого цвета, используется для изготовления высокохудожественных изделий и знаков отличия. Мельхиор — сплав серо-серебристого цвета, широко применяется для изготовления посуды, ювелирных и художественных изделий, медицинских инструментов.

- **Цинк** расположены в **побочной подгруппе II группы** (или в 12 группе в современной форме ПСХЭ) и в **четвертом периоде** периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева.

- Электронная конфигурация **цинка в основном состоянии:**



- Характерная **степень окисления** цинка в соединениях **+2**.

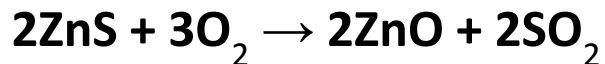
- **Физические свойства**
- **Цинк** при нормальных условиях — хрупкий переходный металл голубовато-белого цвета (быстро тускнеет на воздухе, покрываясь тонким слоем оксида цинка).

Температура плавления цинка 420°C , температура кипения 906°C , плотность $7,13 \text{ г/см}^3$.

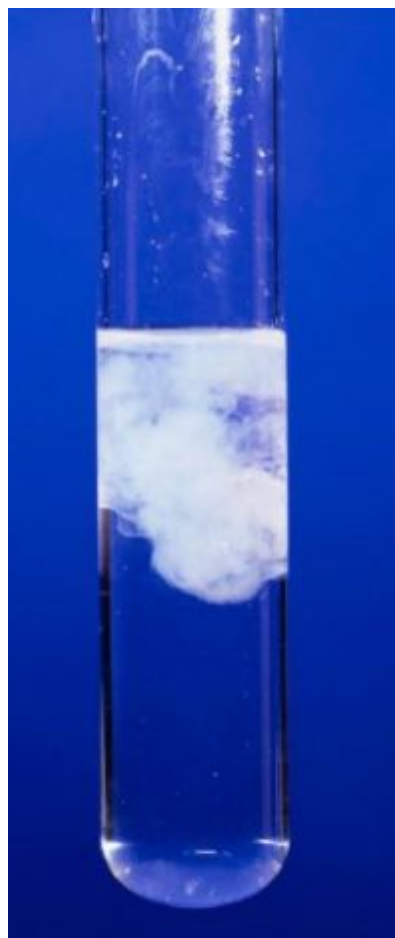
- **Нахождение в природе**
- Среднее содержание цинка в земной коре $8,3 \cdot 10^{-3}$ мас.%. Основной минерал цинка: сфалерит (цинковая обманка) ZnS .
- Цинк играет важную роль в процессах, протекающих в живых организмах.
- В природе цинк как самородный металл не встречается.

Способы получения

- **Цинк** получают из сульфидной руды. На первом этапе руду обогащают, повышая концентрацию сульфидов металлов. Сульфид цинка обжигают в печи кипящего слоя:

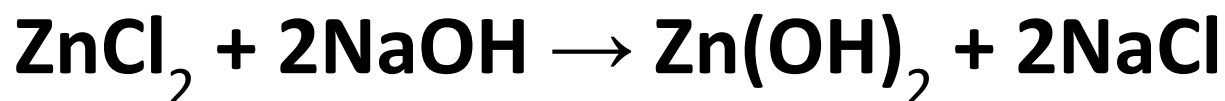


- Чистый цинк из оксида получают двумя способами.
- При **пирометаллургическом способе**, который использовался издавна, оксид цинка восстанавливают углём или коксом при 1200—1300 °С:
- $\text{ZnO} + \text{C} \rightarrow \text{Zn} + \text{CO}$
- Далее цинк очищают от примесей.
- В настоящее время основной способ получения цинка — **электролитический (гидрометаллургический)**. При этом сульфид цинка обрабатывают серной кислотой:
- $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- При это получаемый раствор сульфата цинка очищают от примесей (осаждением их цинковой пылью) и подвергают электролизу.
- При электролизе чистый цинк осаждается на алюминиевых катодах, с которых его удаляют и подвергают плавлению в индукционных печах. Таким образом можно получить цинк с высокой чистотой (до 99,95 %).

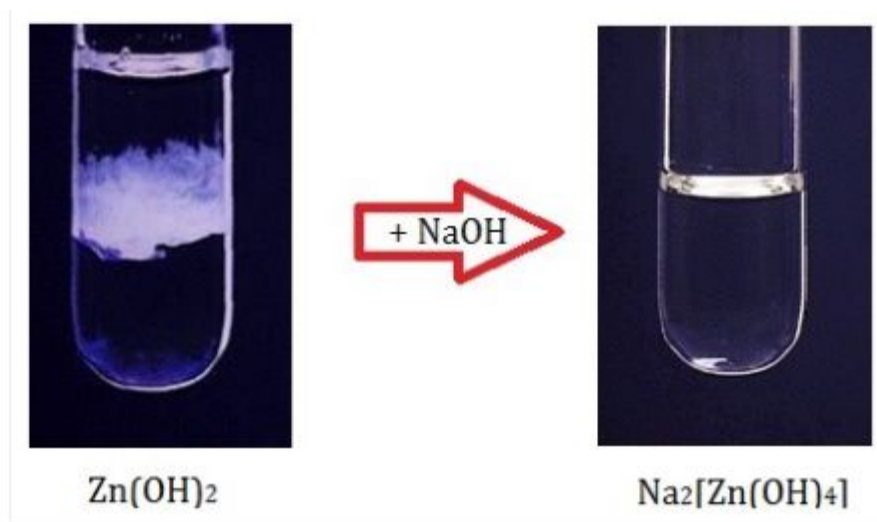


Качественная реакция на ионы цинка — взаимодействие **избытка солей цинка с щелочами**. При этом образуется **белый осадок гидроксида цинка**.

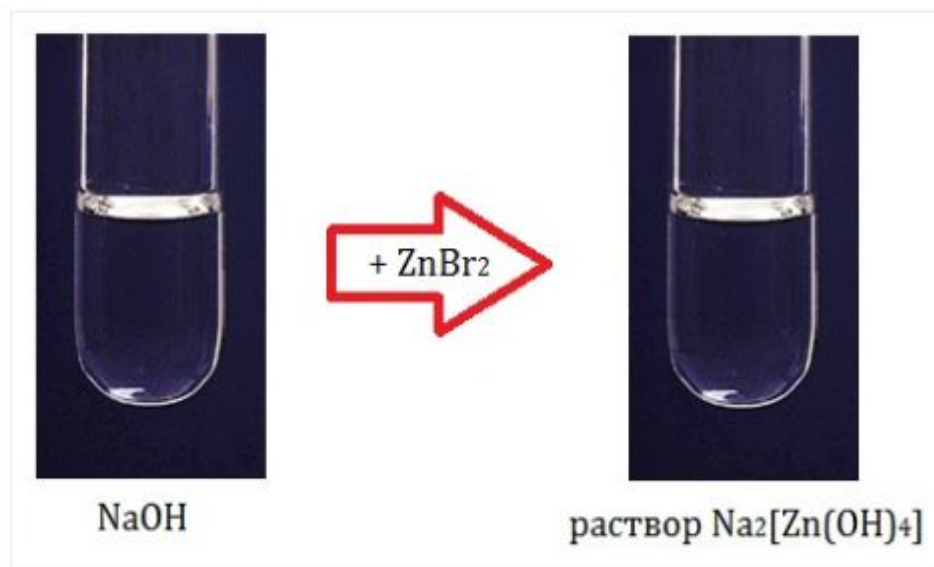
- Например, хлорид цинка взаимодействует с гидроксидом натрия:



- При дальнейшем добавлении щелочи амфотерный гидроксид цинка растворяется с образованием комплексной соли **тетрагидроксоцинката**:
-
- $\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4]$



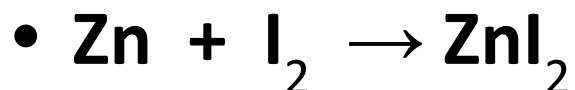
- **Обратите внимание**, если мы поместим соль цинка в **избыток раствора щелочи**, то белый осадок гидроксида цинка не образуется, т.к. в избытке щелочи соединения цинка сразу переходят в **комплекс**:
- $\text{ZnCl}_2 + 4\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 2\text{NaCl}$



Химические свойства

- **1. Цинк – сильный восстановитель.** Цинк – довольно активный металл, но на воздухе он устойчив, так как покрывается тонким слоем оксида, предохраняющим его от дальнейшего окисления. При нагревании цинк реагирует со многими **неметаллами**.

Цинк реагируют с галогенами с образованием **галогенидов**:



Реакция цинка с иодом при добавлении воды:

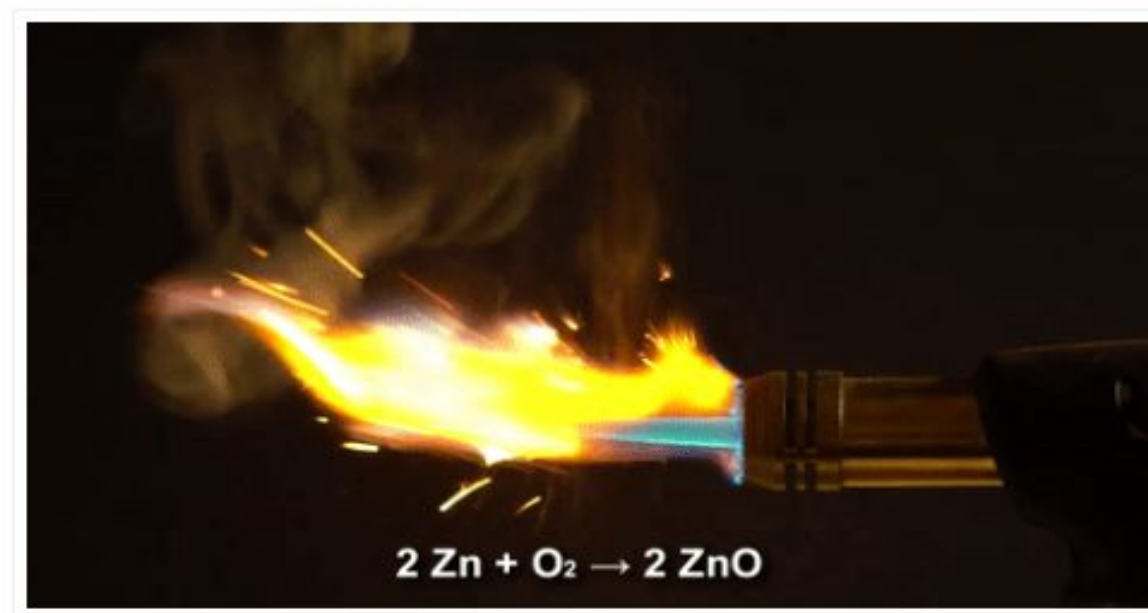
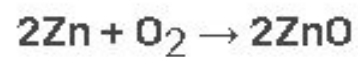


1.2. Цинк реагирует **с серой** с образованием **сульфидов**:



- Цинк реагируют с фосфором. При этом образуется бинарное соединение — фосфид:
- $3\text{Zn} + 2\text{P} \rightarrow \text{Zn}_3\text{P}_2$
- С азотом цинк непосредственно не реагирует.
- Цинк непосредственно не реагирует с водородом, углеродом, кремнием и бором.

1.6. Цинк взаимодействует с **кислородом** с образованием **оксида**:



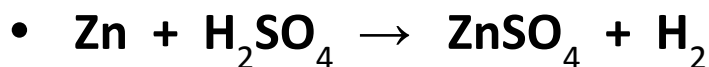
- Цинк взаимодействует со **сложными веществами**:
- **2.1.** Цинк реагирует с парами воды при температуре красного каления с образованием оксида цинка и водорода:
- $\text{Zn}^0 + \text{H}_2^+\text{O} \rightarrow \text{Zn}^{+2}\text{O} + \text{H}_2^0$

- **2.2.** Цинк взаимодействуют с **минеральными кислотами** (с соляной, фосфорной и разбавленной серной кислотой и др.). При этом образуются соль и водород.

Например, цинк реагирует с **соляной кислотой**:

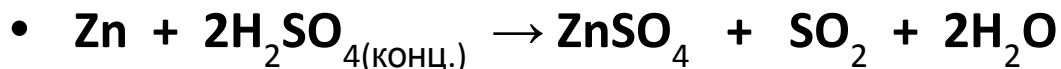
- $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$

- Цинк реагирует с разбавленной серной кислотой:



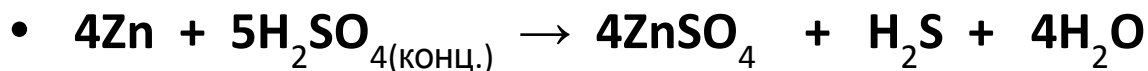
- Цинк **реагирует с концентрированной серной кислотой**. В зависимости от условий возможно образование различных продуктов. При нагревании гранулированного цинка с концентрированной серной кислотой образуются **оксид серы (IV), сульфат цинка и вода**:

-



-

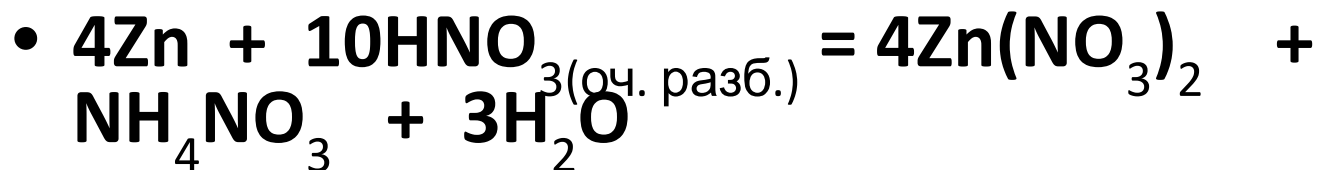
- Порошковый цинк реагирует с концентрированной серной кислотой с образованием **сероводорода, сульфата цинка и воды**:



- Аналогично: при нагревании **гранулированного цинка с концентрированной азотной кислотой** образуются оксид азота (IV), нитрат цинка и вода:



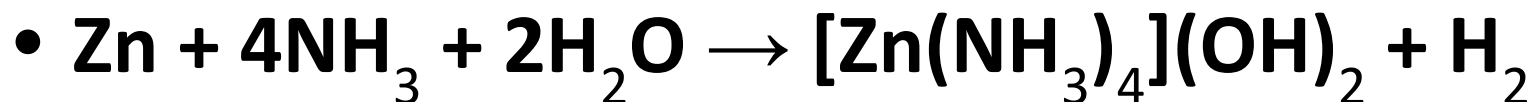
- При нагревании цинка **с очень разбавленной азотной кислотой** образуются нитрат аммония, нитрат цинка и вода:



- Цинк реагирует с расплавом щелочи с образованием **цинката** и **водорода**:



- В отличие от алюминия, цинк растворяется и в водном растворе аммиака:

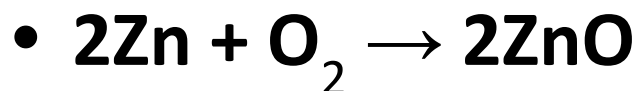


- Цинк вытесняет **менее активные металлы из оксидов и солей.**
- **Например, цинк вытесняет медь из оксида меди (II):**
- $\text{Zn} + \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} + \text{ZnO}$
- цинк восстанавливает **медь из раствора сульфата меди (II):**
- $\text{CuSO}_4 + \text{Zn} = \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$
- И свинец из раствора нитрата свинца (II):
- $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Zn} = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}$
-
- **Восстановительные свойства** цинка также проявляются при взаимодействии его с сильными окислителями: **нитратами и сульфитами в щелочной среде, перманганатами, соединениями хрома (VI):**
- $4\text{Zn} + \text{KNO}_3 + 7\text{KOH} = \text{NH}_3 + 4\text{K}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $4\text{Zn} + 7\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} + \text{NaNO}_3 = 4\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{NH}_3$
- $3\text{Zn} + \text{Na}_2\text{SO}_3 + 8\text{HCl} = 3\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{S} + 2\text{NaCl} + 3\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Zn} + \text{NaNO}_3 + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

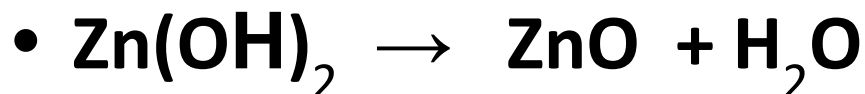
Оксид цинка

- **Способы получения**

- **1. Окислением цинка кислородом:**



- **2. Разложением гидроксида цинка при нагревании:**



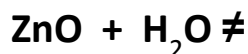
- **3. Оксид цинка можно получить разложением нитрата цинка:**



Химические свойства

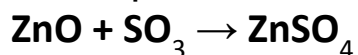
- Оксид цинка — типичный **амфотерный оксид**. Взаимодействует с кислотными и основными оксидами, кислотами, щелочами.
- 1. При взаимодействии оксида цинка с **основными оксидами** образуются соли-**цинкаты**.
 - Например, оксид цинка взаимодействует с **оксидом натрия**:
 - $$\text{ZnO} + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2$$
- 2. Оксид цинка взаимодействует с **растворимыми основаниями (щелочами)**. При этом в расплаве образуются **соли—цинкаты**, а в растворе — **комплексные соли**. При этом оксид цинка проявляет **кислотные свойства**.
 - Например, оксид цинка взаимодействует с **гидроксидом натрия в расплаве** с образованием **цинката натрия** и **воды**:
 - $$\text{ZnO} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
 - Оксид цинка растворяется в **избытке раствора щелочи** с образованием **тетрагидроксоцинката**:
 - $$\text{ZnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$$

3. Оксид цинка не взаимодействует с водой.



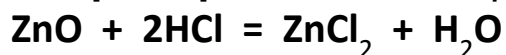
4. Оксид цинка взаимодействует с **кислотными оксидами**. При этом образуются **соли** цинка. В этих реакциях оксид цинка проявляет **основные свойства**.

Например, оксид цинка взаимодействует с оксидом серы (VI) с образованием **сульфата цинка**:



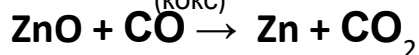
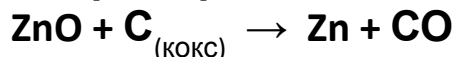
5. Оксид цинка взаимодействует с **растворимыми кислотами** с образованием **солей**.

Например, оксид цинка реагирует с **соляной кислотой**:



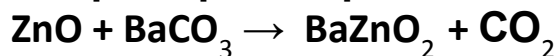
6. Оксид цинка проявляет слабые **окислительные свойства**.

Например, оксид цинка при нагревании реагирует с **углеродом и угарным газом**:



7. Оксид цинка — твердый, нелетучий. А следовательно, он **вытесняет более летучие оксиды** (как правило, углекислый газ) **из солей** при сплавлении.

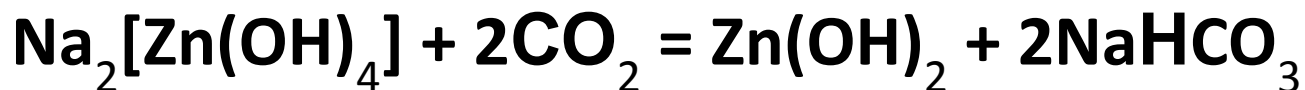
Например, из **карбоната бария**:



Гидроксид цинка

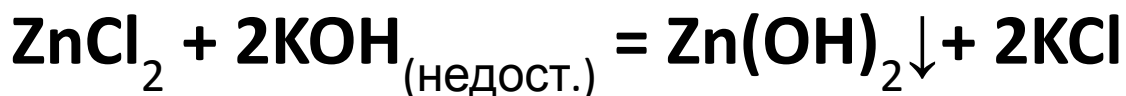
Способы получения

1. пропусканием углекислого газа, сернистого газа или сероводорода через раствор тетрагидроксоцинката натрия:



2. действием недостатка щелочи на избыток соли цинка.

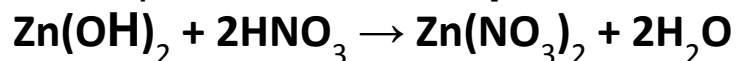
Например, хлорид цинка реагирует с недостатком гидроксида калия с образованием гидроксида цинка и хлорида калия:



Химические свойства

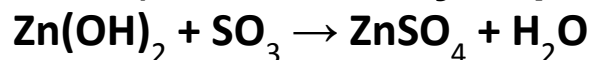
1. реагирует с **растворимыми кислотами**.

Например, гидроксид цинка взаимодействует с азотной кислотой с образованием **нитрата цинка**:



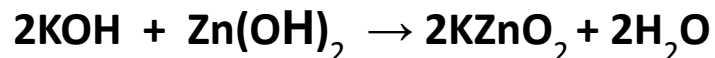
2. взаимодействует с **кислотными оксидами**.

Например, гидроксид цинка взаимодействует с оксидом серы (VI) с образованием **сульфата цинка**:

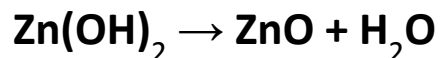


3. взаимодействует с **растворимыми основаниями (щелочами)**. При этом в **расплаве** образуются **соли—цинкаты**, а в **растворе** – **комплексные соли**. При этом гидроксид цинка проявляет **кислотные свойства**.

Например, гидроксид цинка взаимодействует с гидроксидом калия в расплаве с образованием **цинката калия** и **воды**:

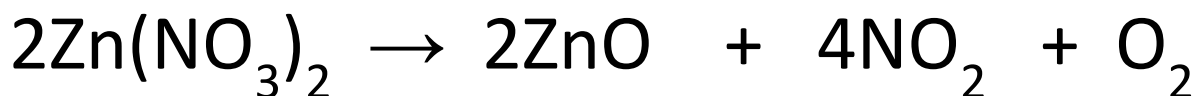


4. Гидроксид цинка **разлагается** при нагревании:

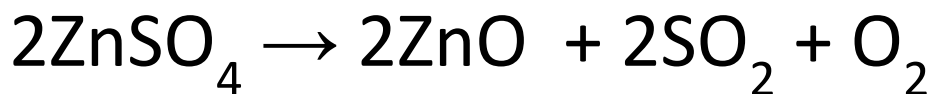


Нитрат и сульфат цинка

Нитрат цинка при нагревании разлагается на оксид цинка, оксид азота (IV) и кислород:

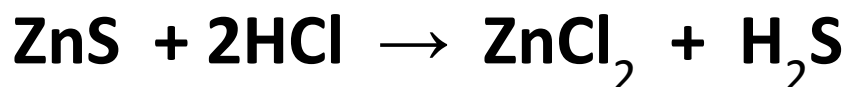


Сульфат цинка при сильном нагревании разлагается аналогично — на оксид цинка, сернистый газ и кислород:

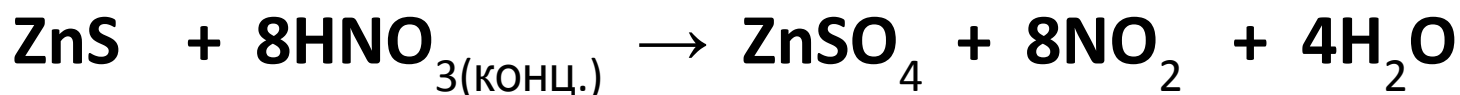


•

Сульфид цинка — так называемый «белый сульфид». В воде сульфид цинка нерастворим, зато минеральные кислоты вытесняют из сульфида цинка сероводород (например, соляная кислота):



Под действием азотной кислоты сульфид цинка окисляется до сульфата:



При окислении сульфида цинка сильными окислителями в щелочной среде образуется комплексная соль:



- Благородные металлы
- Золото
- Серебро
- Платиновая группа

Благородные металлы

К ним относятся:

- Золото
- Серебро
- Металлы платиновой группы — платина, палладий, осмий, иридий, рутений и родий.

Благородные металлы имеют более высокую химическую устойчивость и в первую очередь в отношении образования кислородных соединений. Это связано с большим разнообразием их физико-химических и механических свойств.

Me	Ru	Rh	Pd	Ag	Os	Ir	Pt	Au
t								
t плав	2460	1966	1552	960,5	2700	2450	1773,5	1063
t кип	4900	4500	3980	1950	5550	5300	4500	2600

Ag Серебро (белый, сверкающий)

Физические свойства

Химические свойства

• Плотность	10,5 г/см ³	Растворяется в конц-й H ₂ SO ₄ и в FeCl ₃
• Уд.теплопроводность	429 Вт/(м·°C)	Атомная масса- 107,868
• Пластичный		Степени окисления- +2 +3
• Высокая светоотражаемость	95%	Растворяется в ртути
• Удельный вес	2,7г/см ³	Одновалентно
• Модуль упругости	7648 кГ/мм ²	Может быть окислено кислородной плазмой или озоном при облучении ультрафиолетом
• Твердость по Моосу	2.5	
• Твердость по Бриннелю	0,245	
• Уд.теплоёмкость	235,4 Дж/(кг·°C)	При нагревании S, дает сульфид
• Температура кипения	2 162°C	

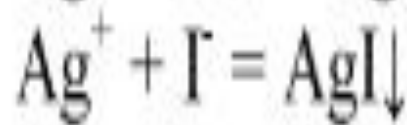
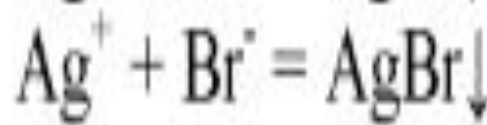
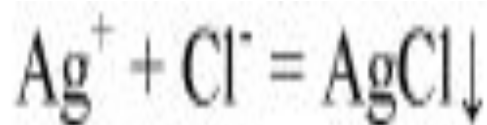
Для обнаружения катионов Ag^+ используются его реакции с хроматом калия, щелочами и галогенидами щелочных металлов.

- 1. Хромат калия образует с ионами Ag^+ кирпично-красный осадок хромата серебра Ag_2CrO_4 :
$$2\text{AgNO}_3 + \text{K}_2\text{CrO}_4 = \text{Ag}_2\text{CrO}_4\downarrow + 2\text{KNO}_3,$$

который растворяется в растворе аммиака.
- 2. Щёлочи (NaOH) образуют с ионами Ag^+ осадок AgOH , разлагающийся с образованием оксида серебра (I) бурого цвета:
$$2\text{AgNO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Ag}_2\text{O}\downarrow + 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$$
- 3. Растворы галогенидов металлов образуют с ионами Ag^+ белый творожистый осадок хлорида, и бледно-зеленый – бромида:
$$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$$

$$\text{AgNO}_3 + \text{NaBr} = \text{AgBr}\downarrow + \text{NaNO}_3$$

Качественная реакция на катион серебра — образование белого творожистого осадка хлорида серебра, желтовато-белого осадка бромида серебра, образование желтого осадка иодида серебра:



Платиновая группа:

- 1) высокая температура плавления и кипения
- 2) высокие механические свойства (твердость)
- 3) Так, осмий, иридий и рутений по твердости близки к закаленной стали.

Применение:

Соединения платины используют в медицине в качестве препаратов, обладающих противоопухолевой активностью.



Рутений



Родий



Осмий



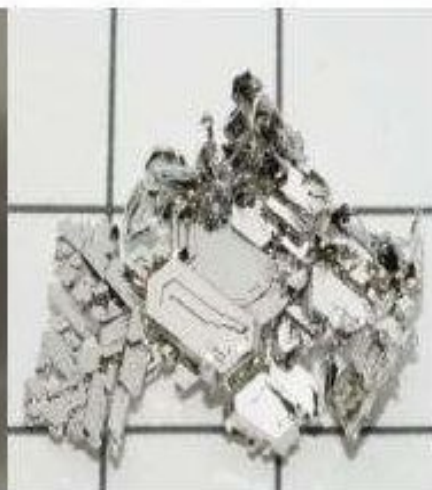
Золото



Палладий



Иридий



Платина



Серебро