

ЦИНК



Цинк – это...

...элемент побочной подгруппы второй группы, четвёртого периода периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева, с атомным номером 30. Обозначается символом Zn (лат. *Zincum*). Простое вещество цинк (CAS-номер: 7440-66-6) при нормальных условиях — хрупкий переходный металл голубовато-белого цвета (тускнеет на воздухе, покрываясь тонким слоем оксида цинка).



Нахождение в природе

Известно 66
минералов цинка.

Наиболее
распространенный
минерал — сфалерит,
или цинковая
обманка. Основной
компонент
минерала — сульфид
цинка ZnS , а
разнообразные
примеси придают
этому веществу
всевозможные цвета.



Получение

Цинк в природе как самородный металл не встречается.

Основной способ получения цинка — электролитический (гидрометаллургический).

Обоженные концентраты обрабатывают серной кислотой; получаемый сульфатный раствор очищают от примесей (осаждением их цинковой пылью) и подвергают электролизу в ваннах, плотно выложенных внутри свинцом или винипластом. Цинк осаждается на алюминиевых катодах, с которых его ежедневно удаляют (сдирают) и плавят в индукционных печах.



Физические свойства

В чистом виде — довольно пластичный серебристо-белый металл. При комнатной температуре хрупок, при сгибании пластинки слышен треск от трения кристаллитов. При 100—150 °С цинк пластичен. Примеси, даже незначительные, резко увеличивают хрупкость цинка.



Степень окисления

+2

проявляет в соединениях
постоянную степень окисления



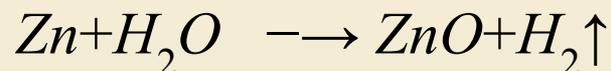
Химические свойства

Типичный пример металла, образующего амфотерные соединения. На воздухе цинк покрывается тонкой пленкой оксида ZnO.

При сильном нагревании сгорает с образованием амфотерного белого оксида ZnO.

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

Реагирует с парами воды при температуре красного каления с образованием оксида цинка и водорода:

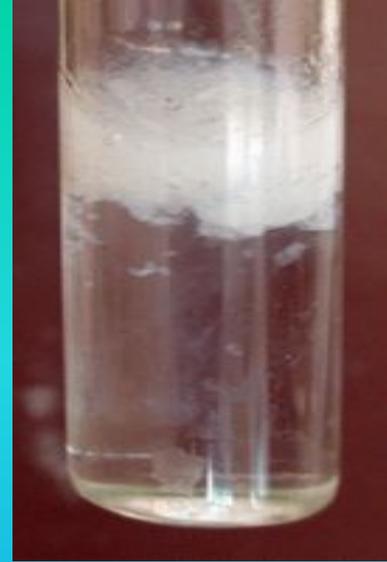


Цинк обычной чистоты активно реагирует с растворами кислот и щелочей



Соединения цинка

Амфотерными являются соединения цинка ZnO и $Zn(OH)_2$, реагируют как с растворами кислот, так и щелочами



Цинк вводится в состав многих твёрдых припоев для снижения их температуры плавления.

Оксид цинка широко используется в медицине как антисептическое и противовоспалительное средство. Также оксид цинка используется для производства краски — цинковых белил.

Цинк — важный компонент латуни. Сплавы цинка с алюминием и магнием (ЦАМ, ЗАМАК) благодаря сравнительно высоким механическим и очень высоким литейным качествам очень широко используются в машиностроении для точного литья. В частности, в оружейном деле из сплава ЗАМАК (-3, -5) иногда отливают затворы пистолетов, особенно рассчитанных на использование слабых или травматических патронов. Также из цинковых сплавов отливают всевозможную техническую фурнитуру, вроде автомобильных ручек, корпуса карбюраторов, масштабные модели и всевозможные миниатюры, а также любые другие изделия, требующие точного литья при приемлемой прочности.

Хлорид цинка — важный флюс для пайки металлов и компонент при производстве фибры.

Сульфид цинка используется для синтеза люминофоров временного действия и разного рода люминесцентов на базе смеси ZnS и CdS . Люминофоры на базе сульфидов цинка и кадмия, также применяются в электронной промышленности для изготовления светящихся гибких панелей и экранов в качестве электролюминофоров и составов с коротким временем высвечивания.

Теллурид, селенид, фосфид, сульфид цинка — широко применяемые полупроводники.

Селенид цинка используется для изготовления оптических стёкол с очень низким коэффициентом поглощения в среднем инфракрасном диапазоне, например, в углекислотных лазерах.

На разные применения цинка приходится:

цинкование — 45-60 %

медицина (оксид цинка как антисептик) — 10 %

производство сплавов — 10 %

производство резиновых шин — 10 %

масляные краски — 10 %



Химический элемент

Ртуть (Hg, от лат. Hydrargyrum) — элемент шестого периода периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева с атомным номером 80, относящийся к подгруппе цинка (побочной подгруппе II группы)

Hg – d элемент
 $4f^{14}5d^{10}6s^2$



Нахождение в природе

- Ртуть — относительно редкий элемент в Земной коре.
- В природе известно около 20 минералов ртути:
 - ✓ киноварь HgS (86,2 % Hg);
 - ✓ ливингстонит HgSb_4S_7
 - ✓ каломель Hg_2Cl_2 ;
 - ✓ В редких случаях предметом добычи является самородная ртуть.



киноварь



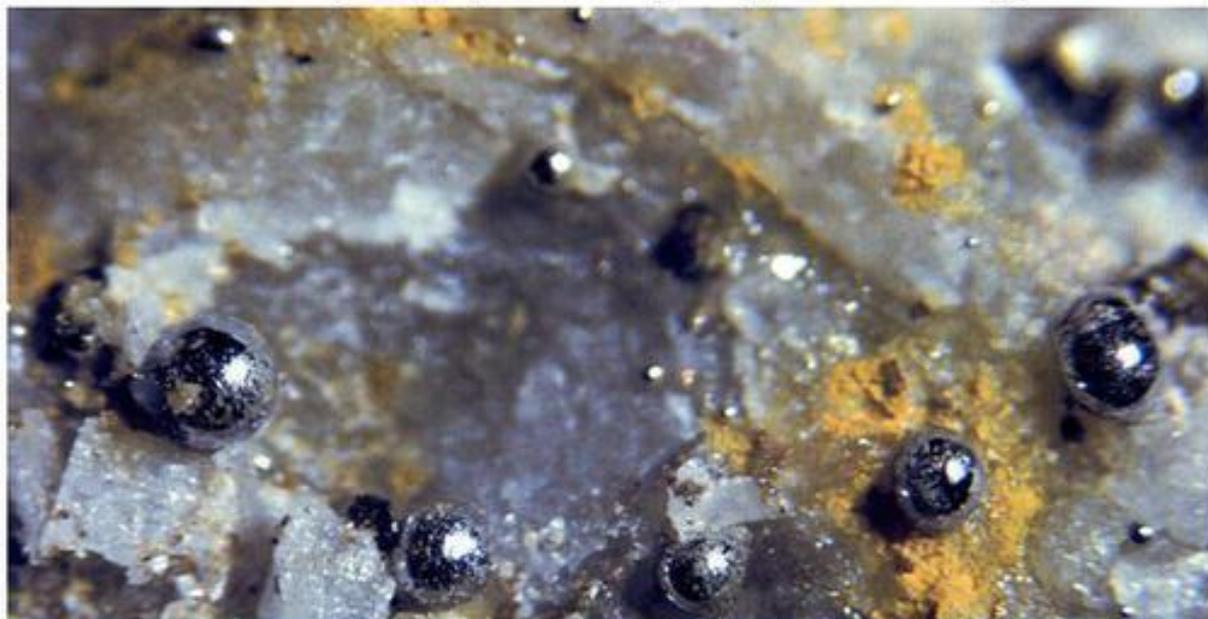
каломель



Самородная ртуть Hg



Ртуть на киноварь-кварцевом агрегате.
Levigliani, Тоскана, Италия

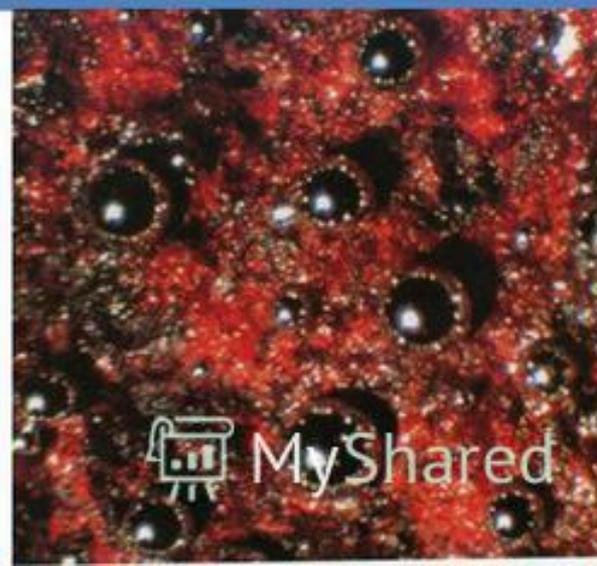


Ртуть на барите. Шахта Анна, Зигерланд, Германия



Ртуть. Neubulach,
Шварцвальд, Германия

Капли
ртути
на
киновари.
Альмаден,
Испания



Строение атома ртути

● Ртуть — элемент побочной подгруппы II группы, VI периода периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева, с атомным номером 80. Обозначается символом Hg (лат. *Hydrargyrum*).

Для ртути характерны две степени окисления: +1 и +2.

В степени окисления +1 ртуть представляет собой двухъядерный катион Hg_2^{2+} со связью металл-металл. Оксидов и гидроксидов нет.

Ртуть — один из немногих металлов, способных формировать такие катионы, и у ртути они — самые устойчивые.

Физические свойства ртути

- Ртуть — единственный металл, который находится в жидком состоянии при комнатной температуре.
- Обладает свойствами диамагнетика.
- Образует со многими металлами жидкие и твёрдые сплавы - амальгамы. Стойкие к амальгамированию металлы: V, Fe, Mo, Cs, Nb, Ta, W.
- Плотность ртути при н. у.— 13500кг/м³.



Химические свойства ртути

- Ртуть — малоактивный металл (см. [ряд напряжений](#)).
- При нагревании до 300 °С ртуть вступает в реакцию с кислородом:



- При нагревании выше 340 °С оксид разлагается до простых веществ.

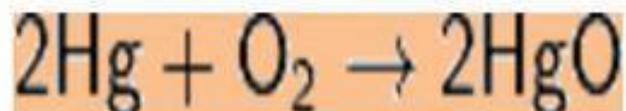


Реакция разложения оксида ртути исторически -один из первых способов получения кислорода.

Соединения ртути

Оксид ртути(II) — **HgO** Это твёрдое непрочное при нормальных условиях вещество красного или оранжевого (жёлтого) цвета является основным и важнейшим оксидом ртути и практически не встречается в природе, за исключением редкого минерала монтроидита.

Красный оксид ртути получают нагреванием ртути до 350 °С или пиролизом нитрата ртути.



Жёлтый оксид получают осаждением солей ртути(II) щелочами



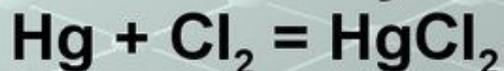
Химические свойства



- При нагревании ртути с серой образуется сульфид ртути(II):



- При обычных условиях реагирует с хлором:



- В воде и щелочах не растворяется

- Ртуть не растворяется в растворах кислот, но взаимодействует с *концентрированными* азотной и серной кислотами:



Применение ртути

● **В медицине:** медицинских термометрах (до 2 г ртути)

- ❖ Мертиолят как консервант для вакцин.
- ❖ Амальгаму серебра применяют в стоматологии в качестве материала зубных пломб.
- ❖ Ртуть-203 ($T_{1/2} = 53$ сек) используется в радиофармакологии.



- **В металлургии**
- **для получения целого ряда важнейших сплавов.**
- **Амальгамы золота и серебра, ранее широко использовались в ювелирном деле, в производстве зеркал.**
- **Как катод для электролитического получения ряда активных металлов, хлора и щелочей.**
- **Для переработки вторичного алюминия и добычи золота**



Токсикология ртути

● Ядовиты только пары и растворимые соединения ртути. Металлическая ртуть не оказывает существенного воздействия на организм. Пары могут вызвать тяжёлое отравление, поражают нервную систему, печень, почки, желудочно-кишечный тракт, при вдыхании — дыхательные пути. По классу опасности ртуть относится к 1 классу (чрезвычайно опасное химическое вещество). Опасный загрязнитель окружающей среды.

Соединения ртути

- HgO – твёрдое вещество жёлтого или красного цвета, легко разлагается при нагревании.
- Все растворимые соли ртути ядовиты.
- HgCl_2 – сулема – используется для протравливания семян, дубления кожи, как катализатор в органическом синтезе.
- Hg_2Cl_2 – каломель- используется в пиротехнике и в качестве фунгицида. В ряде стран каломель используется в качестве слабительного.

