

МЕТАЛЛЫ

Особенности побочных подгрупп

Металлы побочных подгрупп

- Элементы побочных подгрупп (d-элементы) называют ПЕРЕХОДНЫМИ элементами или переходными металлами (все d-элементы - металлы).
- Термин “переходные металлы” возник вследствие того, что все d-элементы в периодах (строчках таблицы) служат как бы “переходным мостиком” от металлических s-элементов к p-элементам, среди которых уже много неметаллов.

Общая характеристика d-элементов

- Все d-элементы являются металлами. Большинство из них имеет характерный металлический блеск.
- По сравнению с s-металлами их прочность в целом значительно выше.
- В частности, для них характерны свойства: высокий предел прочности на разрыв; тягучесть; ковкость (их можно расплющить ударами в листы).

Общая характеристика d-элементов

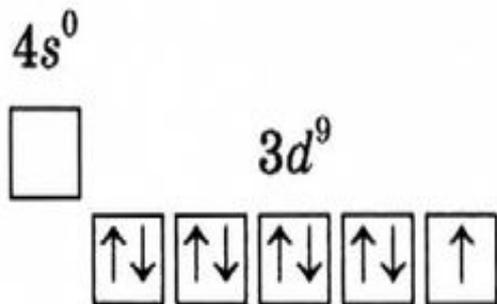
- d-элементы и их соединения обладают рядом характерных свойств: переменные состояния окисления; способность к образованию комплексных ионов; образование окрашенных соединений.
- d-Элементы характеризуются также более высокой плотностью по сравнению с другими металлами. Это объясняется сравнительно малыми радиусами их атомов. Атомные радиусы этих металлов мало изменяются в этом ряду.
- d-Элементы — хорошие проводники электрического тока, особенно те из них, в атомах которых имеется только один внешний s-электрон сверх полузаполненной или заполненной d-оболочки. Например, медь.

Химические свойства

- Электроотрицательность металлов первого переходного ряда возрастают в направлении от хрома к цинку.
- Это означает, что металлические свойства элементов первого переходного ряда постепенно ослабевают в указанном направлении. Такое изменение их свойств проявляется и в последовательном возрастании окислительно-восстановительных потенциалов с переходом от отрицательных к положительным значениям.

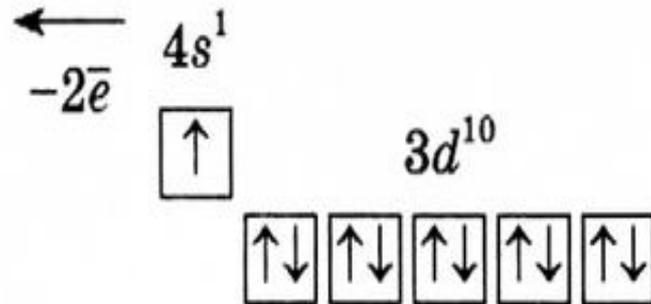
Подгруппа меди

Электронная формула Cu + 29 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$
так как десятый d – электрон переместился на третий d –
подуровень в результате «провала» с четвертого s –уровня
, то этот электрон подвижный



степень окисления

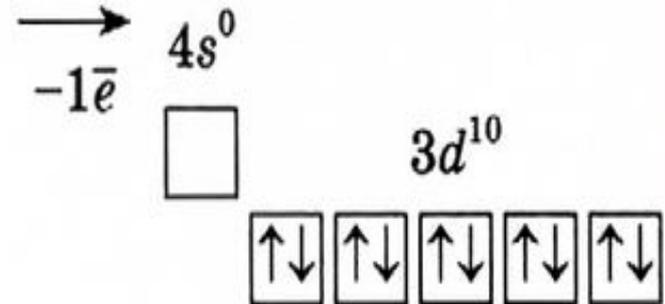
(+2)



«провал электрона»

степень окисления

(+0)



степень окисления

(+1)

Нахождение меди в природе

- Встречается в связанном виде и входит в состав соединений :
- Медный блеск Cu_2S
- Куприт Cu_2O
- Медный колчедан Cu Fe S_2
- Малахит $\text{Cu}(\text{OH})_2\text{CO}_3$

Получение меди

- Получают из медного блеска:
- $2 \text{Cu}_2\text{S} + 3 \text{O}_2 = 2 \text{Cu}_2\text{O} + 2 \text{SO}_2$
- $2 \text{Cu}_2\text{O} + \text{Cu}_2\text{S} = 6 \text{Cu} + \text{SO}_2$
- Полученная таким образом медь содержит примеси, более чистую медь получают в процессе электролиза

Физические свойства меди

- Цвет – светло –розовый
- Тягучая
- Вязкая
- Пластичная
- Хороший проводник электрического тока (уступает только серебру)

Химические свойства меди

- 1. Взаимодействие с простыми веществами (с хлором, кислородом и серой- напишите уравнения реакций)
- 2. Взаимодействие со сложными веществами:
- $\text{Cu} + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cu} + 4 \text{HNO}_3(\text{конц}) = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- $3 \text{Cu} + 8 \text{HNO}_3(\text{разб}) = 3 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$

Подгруппа цинка

Электронная формула $Zn + 30$ $1s^2 2s^2 2p^6$
 $3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$ предпоследний уровень
завершен, поэтому с.о. только + 2

Находится в природе только в виде соединений :

Цинковая обманка ZnS

Цинковый шпат $ZnCO_3$

Физические свойства цинка

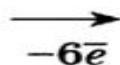
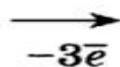
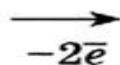
- Цвет –голубовато –серебристый
- При обычной температуре –хрупкий
- При 100 -150 градусах хорошо прокатывается в листы
- Выше 200 градусов- хрупкий
- При 420 градусах плавиться

Химические свойства цинка

- На воздухе устойчив, так как покрывается тонким слоем оксида предохраняющего его от дальнейшего окисления
- Реагирует с простыми веществами при повышении температуры (напишите уравнения реакции взаимодействия цинка с серой, кислородом и хлором)
- Со сложными веществами в зависимости от условий взаимодействует по разному:
- 1. $Zn + 2 NaOH \text{ (кристаллический)} = Na_2 ZnO_2 + H_2$

Подгруппа хрома

Электронная конфигурация Cr + 24 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$



Подгруппа хрома.

Физические свойства хрома.

- Хром — твердый, голубовато-белый металл. $\rho = 7,2 \text{ г/см}^3$, $t_{\text{плавл}} = 18570 \text{ С}$
- В природе находится:
 - в хромистом железняке $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$
 - оксидах хрома
- Получение:

Подгруппа хрома.

Физические свойства хрома.

- Хром — твердый, голубовато-белый металл. $\rho = 7,2 \text{ г/см}^3$, $t_{\text{плавл}} = 18570 \text{ С}$
- В природе находится:
 - в хромистом железняке $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$
 - оксидах хрома
- Получение:
 - $\text{FeO} * \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4 \text{C} = 2 \text{Cr} + \text{Fe} + 4 \text{CO}$ (образуется сплав)
 - $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2 \text{Al} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2 \text{Cr}$ (для чистого хрома)

Химические свойства хрома

- I. Взаимодействие с простыми веществами (при н.у. хром реагирует только со фтором)
- При высоких температурах (выше 6000С) взаимодействует с кислородом, галогенами, азотом, кремнием, бором, серой, фосфором.
- $4\text{Cr} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Cr}_2\text{O}_3$
- $2\text{Cr} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{CrCl}_3$
- $2\text{Cr} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{CrN}$
- $2\text{Cr} + 3\text{S} \rightarrow \text{Cr}_2\text{S}_3$

Химические свойства

хрома

- II. Взаимодействие со сложными веществами

- 1. В раскалённом состоянии реагирует с парами воды:



- 2. Хром растворяется в разбавленных сильных кислотах (HCl, H₂SO₄). В отсутствие воздуха образуются соли Cr²⁺, а на воздухе – соли Cr³⁺.



- 3. Наличие защитной окисной плёнки на поверхности металла объясняет его пассивность по отношению к холодным концентрированным кислотам – окислителям. Однако при сильном нагревании эти кислоты растворяют хром:



Подгруппа железа

- Степени окисления железа +2 +3 но имеются также и соединения в которых железо проявляет степень окисления + 6 , но они не устойчивы
- Также большое значение имеют никель(+2,+3) и платина(+2,+4)
- Схема строения атома железа:
- Fe +26)₂)₈)₁₄)₂
- Электронная формула: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$

Железо

- Металл средней активности, восстановитель:
- $\text{Fe}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{+2}$, окисляется восстановитель
- $\text{Fe}^0 - 3\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{+3}$, окисляется восстановитель
- *Железо – один из самых распространенных элементов в природе. В земной коре его массовая доля составляет 5,1%, по этому показателю оно уступает только кислороду, кремнию и алюминию. Много железа находится и в небесных телах, что установлено по данным спектрального анализа.*

Нахождение железа в природе

- Основными железными рудами являются:
- магнетит (магнитный железняк) – Fe_3O_4 содержит 72% железа, месторождения встречаются на Южном Урале, Курской магнитной аномалии:
- гематит (железный блеск, кровавик) – Fe_2O_3 содержит до 65% железа, такие месторождения встречаются в Криворожском районе:
- лимонит (бурый железняк) – $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$ содержит до 60% железа, месторождения встречаются в Крыму:
- пирит (серный колчедан, железный колчедан, кошачье золото) – FeS_2 содержит примерно 47% железа, месторождения встречаются на Урале.

. Физические свойства железа

- ❑ Серебристо-белый металл с температурой плавления 1539°C .
- ❑ Очень пластичный (куется, прокатывается, штампуется).
- ❑ Намагничивается и размагничивается, поэтому применяется в качестве сердечников электромагнитов в различных электрических машинах и аппаратах.
- ❑ Различают химически чистое и технически чистое железо. (технически чистое железо содержит 0,02-0,04% углерода, а кислорода, серы, азота и фосфора – еще меньше).
- ❑ Химически чистое железо содержит менее 0,01% примесей. (Серебристо-серый, блестящий, по внешнему виду очень похожий на платину металл, устойчиво к коррозии и хорошо сопротивляется действию кислот. Однако ничтожные доли примесей лишают его этих драгоценных свойств)

Химические свойства железа

- 1) На воздухе железо легко окисляется в присутствии влаги (ржавление):



- 2) Накалённая железная проволока горит в кислороде, образуя окалину - оксид железа (II, III) - вещество чёрного цвета:



Химические свойства железа

- 3) При высокой температуре (700–900°C) железо реагирует с парами воды:
- $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$
- 4) Железо реагирует с неметаллами при нагревании:
- Железо реагирует с галогенами с образованием галогенидов.
- Железо реагирует с серой, фосфором, азотом и углеродом(напишите уравнения рекций)

Химические свойства железа

- 5) Железо легко растворяется в соляной и разбавленной серной кислотах при обычных условиях:
- $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
- $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$
- 6) В концентрированных кислотах – окислителях железо растворяется только при нагревании
- При обычных условиях железо не реагирует с концентрированной серной кислотой из-за пассивации – образования плотной оксидной пленки. При нагревании реакция идет, образуются оксид серы (IV), сульфат железа (III) и вода:
- $2\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \stackrel{t}{=} \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

Химические свойства железа

- Железо не реагирует при обычных условиях с концентрированной азотной кислотой также из-за пассивации. При нагревании реакция идет с образованием нитрата железа (III), оксида азота (IV) и воды:
$$\text{Fe} + 6\text{HNO}_{3(\text{конц.})} \xrightarrow{t} \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$$
- С разбавленной азотной кислотой железо реагирует с образованием оксида азота (II):
$$\text{Fe} + 4\text{HNO}_{3(\text{разб.гор.})} \xrightarrow{t} \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$$
- При взаимодействии железа с очень разбавленной азотной кислотой образуется нитрат аммония:
$$8\text{Fe} + 30\text{HNO}_{3(\text{оч. разб.})} \xrightarrow{t} 8\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 3\text{NH}_4\text{NO}_3 + 9\text{H}_2\text{O}$$

Химические свойства железа

- 7) Железо вытесняет металлы, стоящие правее его в ряду напряжений из растворов их солей.
- $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
- 8) Железо может реагировать с щелочными растворами или расплавами сильных окислителей. При этом железо окисляется до степени окисления +6, образуя соль (феррат)