

# Общие свойства металлов

## 1 Определения

### Определение понятия «металл»

- Металлы – вещества кристаллического строения с металлическим типом связи, что имеет следствием следующие физические свойства:
  - механическая прочность (сопротивление деформации);
  - ковкость, пластичность (деформация под действием резкой силы);
  - упругость (восстановление формы после снятия нагрузки);
  - высокая электрическая и тепловая проводимость;
  - хорошая отражательная способность.
- Металлы – соединения с электрической проводимостью, которая снижается с повышением температуры в интервале от 0 К до температуры плавления

### Место металлов в Периодической таблице

- Большинство элементов Системы – металлы
- В следующей таблице выделены *неметаллы*. Опущены *d* и *f* элементы, которые являются металлами

Период	Группа							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H							He
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra						

### Общие замечания

- Металлические элементы: атомы легко отдают электроны

- В периоде металлические свойства ослабляются слева направо, например от Li к F
- В группе металлические свойства усиливаются сверху вниз: В, С, N – неметаллы, а Tl, Pb и Bi – металлы
- Количественные характеристики активности металла:
  - потенциал ионизации характеризует активность простого вещества: чем меньше  $I_n$ , тем выше активность:  $M - ne = M^{n+}$ ,  $I_n$
  - стандартный электродный потенциал характеризует активность металла в растворе: чем меньше  $E^\circ$ , тем выше активность  $M - ne = M_{(\text{раств.})}^{n+}$ ,  $E^\circ$
- Металлы с положительным потенциалом называют *благородными* (Cu, Ag, Au и т.п.).

## 2 Химические свойства

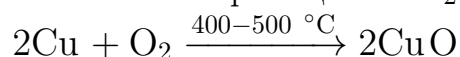
### Типы реакций металлов

- Далее будут рассмотрены реакции металлов со следующими реагентами:
  - с неметаллами ( $\text{Cl}_2$ ,  $\text{O}_2$ , S,  $\text{N}_2$ );
  - с водой ( $\text{H}_2\text{O}$ );
  - с неокисляющими кислотами ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб})}$ );
  - с кислотами-окислителями ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$ );
  - с растворами/расплавами щелочей;
  - с растворами солей.

### 2.1 Реакции с неметаллами

- Реакции с  $\text{Cl}_2$ :
  - протекают довольно медленно, требуют нагревания:
 
$$2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{200-250\text{ }^\circ\text{C}} 2\text{FeCl}_3$$
  - продукты реакции летучи – реакция не замедляется!
  - окисляются даже благородные металлы:
 
$$2\text{Au} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{300\text{ }^\circ\text{C}} 2\text{AuCl}_3$$
- Реакции с  $\text{O}_2$ :

– напоминают реакции с  $\text{Cl}_2$  (окислители одной силы):



– отличие: оксиды менее летучи, чем хлориды  $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \xrightarrow{100-600\text{ }^\circ\text{C}} \text{Fe}_3\text{O}_4 \downarrow$  (с поверхности)

• Реакции с S и  $\text{N}_2$ :

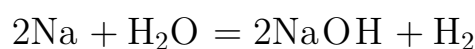
– требуют еще более высоких температур:



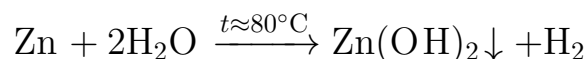
– при высоких  $t$  неметаллы растворяются в металлах, ухудшая их конструкционные свойства!

## 2.2 Реакции с водой

• С  $\text{H}_2\text{O}$  реагируют металлы более активные, чем Al:



• С повышением  $t$  реагировать могут и менее активные металлы:



• Fe реагирует с водой в присутствии окислителя:

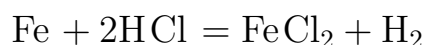


•  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  – рыхлый, а  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  – сплошной, поэтому в присутствии влаги железо теряет устойчивость

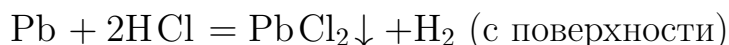
• Использование последней реакции: удаление  $\text{O}_2$  из технической воды

## 2.3 Реакции с неокисляющими кислотами

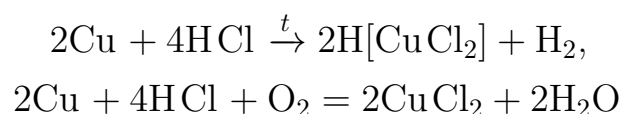
• С неокисляющими кислотами реагируют металлы с отрицательным потенциалом:



• Исключение: металлы, соли которых нерастворимы:



• Растворению может помочь комплексообразование или *окислитель*:



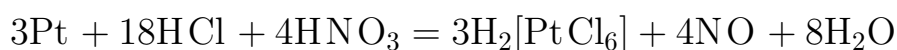
## 2.4 Реакции с кислотами-окислителями

- Окисляющие кислоты ( $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$ ,  $\text{HNO}_3$ ) более сильные окислители, чем неокисляющие:

$$E^\circ(2\text{H}^+/\text{H}_2) = 0 \text{ В} - \text{неокисляющие кислоты};$$

$$E^\circ(\text{H}_2\text{SO}_4/\text{SO}_2) = 0,22 \text{ В}, \quad E^\circ(\text{HNO}_3/\text{NO}_2) = 0,78 \text{ В}$$

- Эти кислоты окисляют даже благородные металлы:
  - $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;
  - $\text{Ag} + 2\text{HNO}_3 = \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .
- Некоторые металлы *пассивируются* (Al, Cr, Fe).
- Смесь конц. кислот  $\text{HNO}_3$  и  $\text{HCl}$  («царская водка») растворяет за счет комплексообразования:

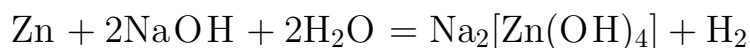


- $\text{HNO}_{3(\text{разб})}$  – сильный окислитель, а  $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб})}$  – нет:

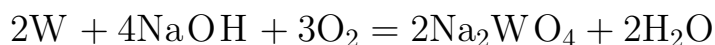


## 2.5 Реакции со щелочами

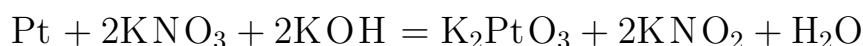
- С растворами щелочей реагируют *амфотерные* металлы (Al, Zn, Be, Sn и др.):



- Некоторые металлы (со стабильной высшей степенью окисления – W, Mo, Os, Ta, Ru и др.) реагируют со щелочами в присутствии окислителя:

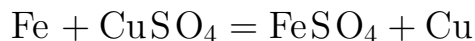


- Часть благородных металлов реагирует с расплавленными щелочами в присутствии окислителя:

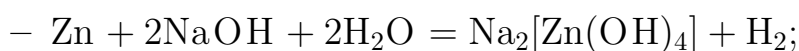
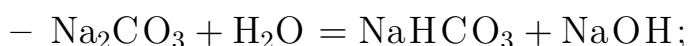
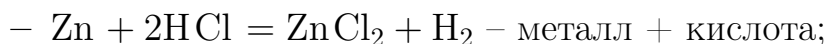


## 2.6 Реакции с солями

- Металлы с большей химической активностью вытесняют менее активные металлы из их солей:

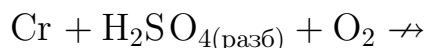
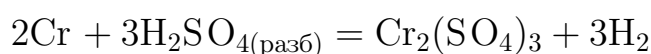


- Раствор подвергающейся гидролизу соли ведет себя либо как неокисляющая кислота, либо как основание:



## 3 Пассивность металлов

- Пассивность металла – состояние его поверхности, когда снижается скорость окисления из-за образования на поверхности пленок (например, оксидов), препятствующих окислению.
- Пассивности подвергаются некоторые неблагородные металлы (Fe, Ni, Al, Cr), например:



- Небольшие примеси металла, склонного к пассивации, могут вызвать пассивацию основного металла!