

СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ



ПЛАН

1. *Общие свойства и классификация металлов.*
2. *Возникновение разности потенциалов в системе «металл-раствор».*
3. *Стандартный электродный потенциал металла. Электрохимический ряд напряжений металлов.*
4. *Зависимость химических свойств металла от величины его стандартного электродного потенциала.*



1. ОБЩИЕ СВОЙСТВА И КЛАССИФИКАЦИЯ МЕТАЛЛОВ

МЕТАЛЛЫ – это простые вещества, обладающие высокой электро- и теплопроводностью, ковкостью, пластичностью и металлическим блеском.

Металлами являются:

- Все s-элементы, кроме водорода (H) и гелия (He).
- p-элементы – алюминий (Al), галлий (Ga), индий (In), таллий (Tl).
- Все d-элементы.
- Все f-элементы.

Атомы металлов имеют большие размеры, чем атомы неметаллов, вследствие чего их внешние электроны слабее связаны с ядром. Поэтому металлы имеют низкие потенциалы ионизации и в химическом отношении являются восстановителями.

Резкой границы между металлами и неметаллами провести нельзя. Например, такие элементы как натрий, калий, железо, медь и т.д. являются типичными металлами, а сера, фосфор, галогены – типичными неметаллами, в то же время сурьма (Sb), олово (Sn), мышьяк (As) и др. обладают промежуточными свойствами (т.е. они проявляют металлические свойства, но в меньшей степени – к примеру, сурьма обладает металлическим блеском, но плохо проводит тепло и электричество).

КЛАССИФИКАЦИЯ МЕТАЛЛОВ

1. По техническим признакам металлы делятся на **черные** и **цветные**.
2. По плотности – на **легкие** и **тяжелые**.
3. По твердости – на **мягкие** и **твердые**.
4. По температуре плавления – на **легкоплавкие** и **тугоплавкие**.

ЧЕРНЫЕ МЕТАЛЛЫ имеют темно-серый цвет, большую плотность, высокую температуру плавления и высокую твердость. Типичными представителями являются железо и его сплавы – стали и чугуны.

ЦВЕТНЫЕ МЕТАЛЛЫ имеют характерную окраску – желтую, красноватую, белую. Обладают большой пластичностью, малой твердостью, относительно низкой температурой плавления. Типичные представители – золото, серебро, медь.

ЛЕГКИЕ МЕТАЛЛЫ имеют плотность не более 5 г/см^3 . К ним относятся литий, натрий, калий, магний, кальций, цезий, алюминий, бериллий. Самым легким металлом является литий. Его плотность равна $0,534 \text{ г/см}^3$.

ТЯЖЕЛЫЕ МЕТАЛЛЫ имеют плотность более 5 г/см^3 . К ним относятся цинк, медь, железо, кобальт, никель, олово, свинец, серебро, золото, ртуть и др. Самый тяжелый металл – осмий. Его плотность равна $22,5 \text{ г/см}^3$.

МЯГКИЕ МЕТАЛЛЫ – литий, натрий, калий, рубидий, цезий, индий (режутся ножом).

ТВЕРДЫЕ МЕТАЛЛЫ – железо, кобальт, никель, хром, вольфрам и др. Самый твердый металл – хром – режет стекло.

ЛЕГКОПЛАВКИЕ МЕТАЛЛЫ имеют температуру плавления менее $500 \text{ }^\circ\text{C}$. К ним относятся ртуть ($t_{\text{пл}} = -38 \text{ }^\circ\text{C}$), галлий ($t_{\text{пл}} = 29,78 \text{ }^\circ\text{C}$), цезий ($t_{\text{пл}} = 28,5 \text{ }^\circ\text{C}$) и т.д.

ТУГОПЛАВКИЕ МЕТАЛЛЫ имеют температуру плавления более $1539 \text{ }^\circ\text{C}$. К ним относятся хром ($t_{\text{пл}} = 1890 \text{ }^\circ\text{C}$), ванадий ($t_{\text{пл}} = 1900 \text{ }^\circ\text{C}$), молибден ($t_{\text{пл}} = 2620 \text{ }^\circ\text{C}$), тантал ($t_{\text{пл}} = 3015 \text{ }^\circ\text{C}$), вольфрам ($t_{\text{пл}} = 3420 \text{ }^\circ\text{C}$). Самый тугоплавкий металл – вольфрам.

2. ВОЗНИКНОВЕНИЕ РАЗНОСТИ ПОТЕНЦИАЛОВ В СИСТЕМЕ «МЕТАЛЛ – РАСТВОР»

При погружении металла в воду, ионы его поверхностного слоя отрываются от кристаллической решетки и переходят в раствор. В результате раствор заряжается положительно, а металл – отрицательно. По мере растворения металла положительный заряд раствора и отрицательный заряд металлической пластины все более увеличиваются. Одновременно с процессом растворения металла идет и обратный процесс – притяжение ионов металла из раствора на пластину. В определенный момент времени устанавливается равновесие между количеством ионов, перешедших с пластины в раствор, и количеством ионов, вернувшихся из раствора на пластину. При этом на границе раздела «металл-раствор» создается двойной электрический слой, то есть возникает разность потенциалов между металлом и раствором.

Момент установления равновесия зависит от активности металла. Для разных металлов, опущенных в воду, равновесие наступит не одновременно, а при совершенно определенной разности потенциалов в каждом случае. Кроме того, состояние равновесия зависит от концентрации ионов металла в растворе. Если металл погружен не в воду, а в раствор своей соли, то равновесие наступит при другой разности потенциалов. Это объясняется тем, что в растворе соли ионы металла будут присутствовать изначально, что затрудняет растворение металла. Неактивные металлы в растворе своей соли получают положительный заряд. Это происходит потому, что растворение неактивного металла

идет медленно. Ионы металла из раствора переходят на пластинку с большей скоростью, чем с пластинки в раствор. В этом случае также возникает двойной электрический слой и, следовательно, определенная разность потенциалов.

Таким образом, *разность потенциалов, возникающая на границе раздела в системе «металл-раствор», называется электродным потенциалом металла*.

3. СТАНДАРТНЫЙ ЭЛЕКТРОДНЫЙ ПОТЕНЦИАЛ МЕТАЛЛА. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ.

Потенциал каждого электрода (металлической пластинки) зависит от природы металла, концентрации его ионов в растворе и температуры. То есть это величина относительная (непосредственно измерить потенциал отдельного электрода нельзя). Поэтому для характеристики окислительно-восстановительных свойств металла принято использовать **стандартный электродный потенциал**.

СТАНДАРТНЫЙ ЭЛЕКТРОДНЫЙ ПОТЕНЦИАЛ МЕТАЛЛА – это потенциал, измеренный в сравнении со стандартным электродом, при концентрации ионов металла в растворе его соли, равной 1 моль/л, температуре 25 °С и давлении 1 атм.

В качестве стандартного электрода сравнения используется **водородный электрод**, потенциал которого условно принимается равным нулю.

ВОДОРОДНЫЙ ЭЛЕКТРОД состоит из платиновой пластинки, покрытой слоем губчатой платины (платиновой черни) для увеличения поверхности электрода. Эта пластинка погружается в 1М раствор серной кислоты и омывается струей газообразного водорода под давлением 1 атм. Водород адсорбируется (т.е. оседает и закрепляется) на поверхности платины. При этом между молекулами водорода на поверхности пластины и его ионами в растворе устанавливается равновесие: $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{H}_2$.

Далее, для измерения стандартного электродного потенциала какого-либо металла, пластинку из этого металла помещают в 1М раствор его соли, соединяют с водородным электродом и измеряют ЭДС получившейся цепи.

Если **металл более активен, чем водород** (т.е. окисляется легче водорода), то на водородном электроде пойдет процесс восстановления: $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$. **Стандартный электродный потенциал металла** в этом случае будет меньше стандартного электродного потенциала водорода, т.е. будет **отрицательным**.

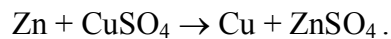
Если **металл менее активен, чем водород** (т.е. окисляется труднее водорода), то на водородном электроде пойдет процесс окисления: $\text{H}_2 - 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}^+$. **Стандартный электродный потенциал металла** в этом случае будет больше потенциала водородного электрода, т.е. будет **положительным**.

Если расположить все металлы в порядке возрастания их стандартных электродных потенциалов, то получится **ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ**.

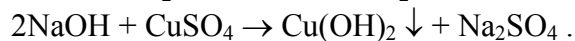
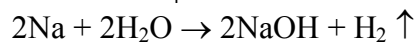
4. ЗАВИСИМОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ МЕТАЛЛА ОТ ВЕЛИЧИНЫ ЕГО СТАНДАРТНОГО ЭЛЕКТРОДНОГО ПОТЕНЦИАЛА

- Чем меньше значение стандартного электродного потенциала металла, тем металл активнее.

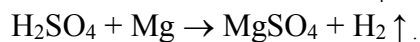
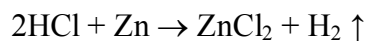
- Более активные металлы вытесняют менее активные из растворов их солей:



Исключение – щелочные металлы. Они не вытесняют другие металлы, т.к. сразу реагируют с водой:



- Металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, вытесняют его из разбавленных соляной и серной кислот:



ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ МЕТАЛЛОВ С КИСЛОТАМИ

С соляной кислотой

С серной кислотой

С азотной кислотой

