

## Лекция по химии

### Занятие в дистанционном режиме

Дата	21.12.2020	
Время	9.00 ч.	
Ссылка на подключение	<a href="http://disrm4.zabgu.ru/b/ppe-tdq-zpj">http://disrm4.zabgu.ru/b/ppe-tdq-zpj</a>	
Преподаватель	доцент кафедры химии Кузнецова Надежда Сергеевна	
Контакты	<a href="mailto:kns8433@mail.ru">kns8433@mail.ru</a>	8(3022)41-71-22

### Тема: ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА МЕТАЛЛОВ

**МЕТАЛЛЫ** — это вещества, обладающие высокой электропроводностью и теплопроводностью, ковкостью, пластичностью и металлическим блеском.

Эти характерные свойства металла обусловлены наличием свободно перемещающихся электронов в его кристаллической решетке.

**Металлические свойства элементов определяются способностью атомов при взаимодействии частично или полностью смещать электронные облака к другим атомам или «отдавать» электроны, т.е. проявлять при взаимодействии с атомами других элементов восстановительные свойства.**

К самым активным металлам относятся элементы с низкой энергией ионизации и низкой электроотрицательностью, с максимально большим радиусом атома и малым числом электронов на внешнем слое.

Металлы расположены в 1 и 2 группах, а также образуют побочные подгруппы 3–8 групп. Металлы в основном располагаются в левой части периодической системы. У металлов число электронов на внешнем слое, как правило, 1–2, у неметаллов – 5–7. Элементы, имеющие на внешнем слое 3–4 электрона, чаще проявляют амфотерные свойства. В этом случае свойства элементов в значительной степени зависят и от радиуса атома.

По мере заполнения наружной электронной оболочки число электронов на внешнем слое у элементов растет, а радиус уменьшается, поэтому энергия ионизации, сродство к электрону и электроотрицательность у элементов увеличиваются. В связи с этим в периоде металлические свойства у элементов уменьшаются, а неметаллические свойства увеличиваются.

В группе с увеличением порядкового номера радиусы атомов увеличиваются, в связи с этим в группе у элементов энергия ионизации, сродство к электрону и электроотрицательность уменьшаются.

Поэтому металлические свойства элементов в группе увеличиваются, а неметаллические свойства элементов – уменьшаются.

У металлов преобладают восстановительные свойства, т. е. способность атомов отдавать электроны.

Особенно ярко восстановительные свойства выражены у атомов металлов I и II групп главных подгрупп или у s-элементов. Самый сильный восстановитель – франций, а в водной среде – литий, за счет более высокого значения энергии гидратации.

Число элементов, проявляющих металлические свойства, внутри периодов по мере увеличения номера периода возрастает. Так, во втором периоде два элемента проявляют металлические свойства, в третьем – три, в четвертом – тринадцать и т. д.

Общность свойств металлов объясняется общностью в строении их кристаллических решеток. Однако по некоторым физическим свойствам (плотности, твердости, температурам плавления) металлы в значительной степени отличаются друг от друга.

### Физические свойства

Для металлов наиболее характерны следующие свойства: металлический блеск, твердость, пластичность, ковкость и хорошая проводимость тепла и электричества.

Для всех металлов характерна металлическая кристаллическая решетка: в ее узлах находятся положительно заряженные ионы, а между ними свободно перемещаются электроны. Наличие последних объясняет высокую электропроводность и теплопроводность, а также способность поддаваться механической обработке.

Все металлы делятся на две большие группы:

**Черные металлы.** Имеют темно-серый цвет, большую плотность, высокую температуру плавления и относительно высокую твердость. Представителем черных металлов является железо.

**Цветные металлы.** Имеют характерную окраску: красную, желтую, белую; обладают большой пластичностью, малой твердостью, относительно низкой температурой плавления. Типичным представителем цветных металлов является медь.

В зависимости от своей плотности металлы делятся на:

**Легкие** (плотность не более 5 г/см<sup>3</sup>). К легким металлам относятся: литий, натрий, калий, магний, кальций, цезий, алюминий, барий. Самый легкий металл — литий 1л, плотность 0.534 г/см<sup>3</sup>.

**Тяжелые** (плотность больше 5 г/см<sup>3</sup>). К тяжелым металлам относятся: цинк, медь, железо, олово, свинец, серебро, золото, ртуть и др. Самый тяжелый металл — осмий, плотность 22,5 г/см<sup>3</sup>.

Металлы различаются по своей твердости:

— **мягкие:** режутся даже ножом (натрий, калий, индий);

— **твердые:** металлы сравниваются по твердости с алмазом, твердость которого равна 10. Хром — самый твердый металл (режет стекло).

В зависимости от температуры плавления металлы условно делятся на:

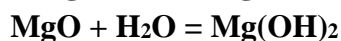
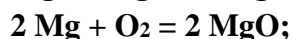
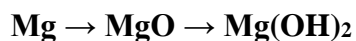
1. **Легкоплавкие** (температура плавления до 1539°C). К легкоплавким металлам относятся: ртуть — температура плавления —38,9°C; галлий — температура плавления 29,78°C; цезий — температура плавления 28,5°C; и другие металлы.

2. **Тугоплавкие** (температура плавления выше 1539 C). К тугоплавким металлам относятся: хром — температура плавления 1890°C; молибден — температура плавления 2620°C; ванадий — температура плавления 1900°C; тантал — температура плавления 3015°C; и многие другие металлы.

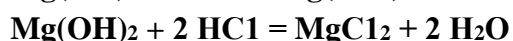
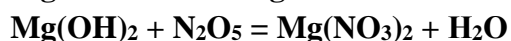
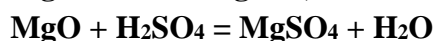
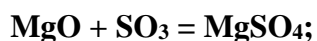
Самый тугоплавкий металл вольфрам — температура плавления 3420°C.

**Кислородные соединения** металлов проявляют основные свойства. Металлы при взаимодействии с кислородом (прямом или косвенном) образуют основные оксиды, гидроксиды которых проявляют основные свойства:

*Металл (Me) → основной оксид (MeхOу) → гидроксид или [Me(OH)х] основание*



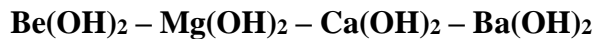
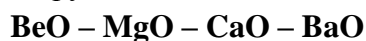
Оксид и гидроксид магния проявляют основные свойства, поэтому могут взаимодействовать с кислотными оксидами и с кислотами, например:



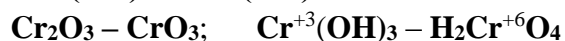
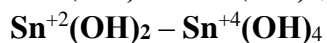
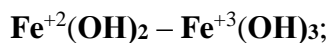
Основные свойства оксидов и гидроксидов в периоде уменьшаются:



В группе основные свойства увеличиваются:



Если металл может образовывать соединения с разными степенями окисления, то свойства соединений будут зависеть от степени окисления элемента. С увеличением степени окисления металла основные свойства соединений уменьшаются, а кислотные свойства соединений увеличиваются:



### Общая характеристика химических свойств металлов

Все металлы в свободном состоянии – восстановители, в соединениях их степени окисления всегда положительны. Химическая активность металлов, т. е. их способность отдавать электроны может быть охарактеризована с помощью двух величин: *энергии ионизации и стандартного электродного потенциала*. Различие между этими величинами состоит в том, что энергия ионизации характеризует процесс отрыва электрона от атомов металлов в газовой фазе, а электродные потенциалы характеризуют свойства металлов в растворах.

**Энергия ионизации (ЭИ)** – энергия, необходимая для удаления электрона из изолированного атома на бесконечно большое расстояние.



Внутри каждого периода слева направо ЭИ повышается. Наименьшей энергией ионизации характеризуется щелочной металл, а наибольшей – благородный газ. В пределах одной группы с возрастанием заряда ядра энергия ионизации уменьшается, т. к. радиус атома увеличивается, а притяжение электрона к ядру ослабевает. Следовательно, в периоде восстановительная способность атомов элементов уменьшается, а в группе – увеличивается.

**Электродный потенциал** количественно характеризует способность металла отдавать электроны в растворе, т. е. его восстановительные свойства:



Легкость перехода атомов металлов в гидратированные ионы зависит не только от химической активности металла, но и от энергии гидратации его иона.

Сравним свойства двух металлов: лития и цезия. Оба элемента относятся к s-элементам I группы, но литий находится во втором периоде, а цезий – в шестом периоде. Радиус атома цезия больше, чем радиус атома лития, поэтому ЭИ (Li), равная 5,39 эВ, больше ЭИ(Cs) – 3,89 эВ.

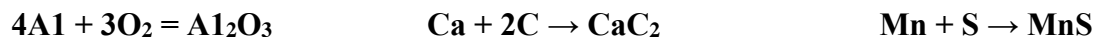
В водном растворе литий окисляется легче, чем цезий, так как  $\phi_0(\text{Li}^+/\text{Li}) = -3,04 \text{ В}$ , а  $\phi_0(\text{Cs}^+/\text{Cs}) = -2,92 \text{ В}$ . Это связано с тем, что ионы лития сильнее гидратируются, чем ионы цезия. Таким образом, в водных растворах литий является более сильным восстановителем, а в твердом виде более активным металлом и более сильным восстановителем является цезий.

В водных растворах металлы могут находиться в виде одноатомных катионов, оксоанионов, оксокатионов и комплексных соединений.

**К основным типам химических реакций**, свойственных атомам металлов и неметаллов, можно отнести следующие реакции:

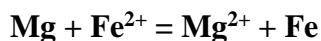
1. **Взаимодействие металлов с неметаллами.** В этих реакциях атомы металлов являются окислителями, неметаллов – восстановителями.

Металлы при взаимодействии с кислородом (прямом или косвенном) образуют основные оксиды, неметаллы – кислотные оксиды. Взаимодействие металлов с неметаллами зависит от их активности, может протекать при обычных условиях или при нагревании:



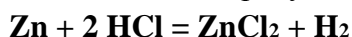
В результате реакций образуются оксиды, карбиды, сульфиды, галогениды или нитриды.

2. **Взаимодействие металлов с катионами других металлов.** Возможность протекания таких реакций определяется положением металлов в электрохимическом ряду металлов. Более активные металлы могут вытеснять из растворов солей менее активные металлы, например:



3. **Взаимодействие с кислотами.** Для металлов и соединений металлов, проявляющих основные свойства, характерны реакции с кислотами.

Хлороводородная (соляная) кислота и разбавленная серная кислоты проявляют окислительные свойства по отношению к металлам только за счет ионов  $\text{H}^+$ . Поэтому эти кислоты могут взаимодействовать только с металлами, расположенными в ряду напряжений до водорода.



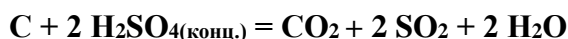
Концентрированная серная кислота является окислителем за счет иона  $\text{SO}_4^{2-}(\text{S}^{+6})$ , поэтому может взаимодействовать с металлами, стоящими в ряду напряжений и до водорода, и с некоторыми металлами, расположенными в этом ряду после водорода.

В зависимости от активности металла серная концентрированная кислота восстанавливается до  $\text{SO}_2$  (Sn, Bi) или с наиболее активными металлами до S или  $\text{H}_2\text{S}$  (Ca, Mg).

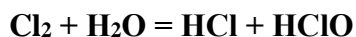
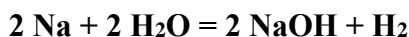
Азотная кислота (разбавленная и концентрированная) может быть окислителем только за счет иона  $\text{NO}_3^{-}(\text{N}^{+5})$ . В зависимости от активности металла и концентрации кислоты азотная кислота может восстанавливаться до  $\text{NO}_2$ , NO,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .



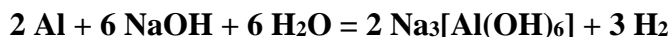
Для неметаллов реакция взаимодействия с кислотами менее характерна. Неметаллы могут взаимодействовать только с кислотами- окислителями ( $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$ ,  $\text{HNO}_3$ ), образуя соединения с кислотными свойствами:



4. **Взаимодействие с водой.** С водой взаимодействуют только наиболее активные металлы (s-элементы), из неметаллов с водой взаимодействуют только галогены, например:



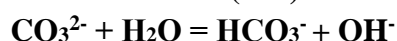
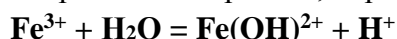
5. **Взаимодействие со щелочами.** Со щелочами могут взаимодействовать только металлы, проявляющие амфотерные свойства (Al, Be, Zn и др.), образуя при этом гидроксокомплексы:



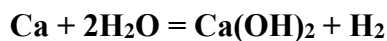
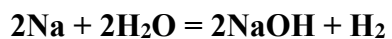
Со щелочами многие неметаллы довольно легко взаимодействуют, например:



6. **Взаимодействие с молекулами воды** катионов металлов и анионов различных кислот. Сюда относятся реакции гидролиза, образования оксокатионов и оксоанионов, гидратации, например:



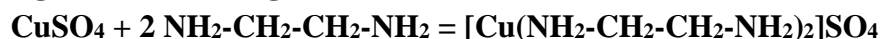
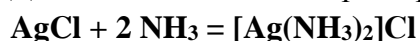
Активные металлы (щелочные металлы) взаимодействуют с водой при обычных условиях с образованием гидроксидов и выделением водорода:



### Комплексные соединения металлов

Начиная с третьего периода, у атомов появляются новые подуровни, поэтому увеличивается число свободных орбиталей и, следовательно, возрастает число связей между атомами и появляется возможность образования сложных молекул, таких как *комплексные соединения*. В комплексных соединениях связь чаще всего образуется по донорно-акцепторному механизму. В роли акцептора, как правило, выступает положительно заряженный ион металла. Практически все элементы могут исполнять роль комплексообразователя, но наибольшее число комплексных соединений известно для d-элементов 4-, 5- и 6-го периодов системы. Следовательно, элементы побочных подгрупп более склонны к комплексообразованию, чем элементы главных подгрупп.

Для многих металлов характерно образование комплексных соединений:



Комплексные соединения по составу относятся к сложным молекулам. При образовании комплексных соединений связь чаще всего образуется по донорно-акцепторному механизму. В роли комплексообразователя в большинстве случаев выступает положительно заряженный ион металла.

Элементы побочных подгрупп более склонны к комплексообразованию, чем элементы главных подгрупп.

### Нахождение металлов в природе

Многие металлы широко распространены в природе. Так, содержание некоторых металлов в земной коре следующее: алюминия — 8,2%, железа — 4,1%, кальция — 4,1%, натрия — 2,3%, магния — 2,3%, калия - 2,1 %, титана — 0,56%

Большое количество натрия и магния содержится в морской воде: — 1,05%, — 0,12%.

**В природе металлы встречаются в различном виде:**

- в самородном состоянии: серебро, золото, платина, медь, иногда ртуть;
- в виде оксидов: магнетит  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , гематит  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и др.;
- в виде смешанных оксидов: каолин  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , алунит  $(\text{Na}, \text{K})_2\text{O} \cdot \text{AlO}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$ ;
- различных солей:

**сульфидов:** галенит  $\text{PbS}$ , киноварь  $\text{HgS}$

**хлоридов:** сильвин  $\text{KCl}$ , галит  $\text{NaCl}$ , сильвинит  $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ , карналлит  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

**сульфатов:** барит  $\text{BaSO}_4$ , ангидрид  $\text{Ca}_8\text{O}_4$

**фосфатов:** апатит  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

**карбонатов:** мел, мрамор  $\text{CaCO}_3$ , магнезит  $\text{MgCO}_3$

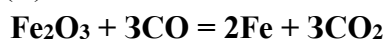
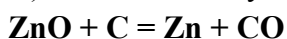
Многие металлы часто сопутствуют основным природным минералам: скандий входит в состав оловянных, вольфрамовых руд, кадмий — в качестве примеси в цинковые руды, ниобий и тантал — в оловянные. Железным рудам всегда сопутствуют марганец, никель, кобальт, молибден, титан, германий, ванадий.

### Способы получения металлов

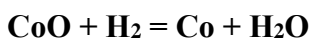
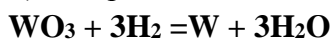
Существуют несколько основных способов получения металлов.

#### 1. Восстановление:

А) из их оксидов углем или оксидом углерода (II)



Б) водородом



В) алюминотермия:  $4\text{Al} + 3\text{MnO}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{Mn}$

2. **Обжигом сульфидов металлов** и последующим восстановлением образовавшихся оксидов (например, углем):  $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 = 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2$   $\text{ZnO} + \text{C} = \text{CO} + \text{Zn}$

3. **Электролизом расплавов солей:**  $\text{CuCl}_2 = \text{Cu} + 2\text{Cl}$

Катод (восстановление):  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}^0$

Анод (окисление):  $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- = \text{Cl}_2$

## МЕТАЛЛУРГИЯ

— область материаловедения, изучающая физическое и химическое поведение металлов и сплавов. К металлургии относится и практическое применение имеющихся знаний о металлах — от добычи сырья до выпуска готовой продукции.

По основному технологическому процессу подразделяется на **пирометаллургию** (плавка) и **гидрометаллургию** (извлечение металлов в химических растворах). Разновидностью пирометаллургии является плазменная металлургия.

**Пирометаллургический** — это восстановление металлов из их оксидов с помощью восстановителей:  $\text{H}_2$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{C}$  — при высокой  $t^\circ\text{C}$

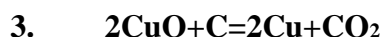
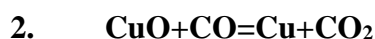
**Пирометаллургия** — совокупность металлургических процессов, протекающих при высоких температурах. Это отрасль металлургии, связанная с получением и очищением металлов и металлических сплавов при высоких температурах, в отличие от гидрометаллургии, к которой относятся низкотемпературные процессы.

Пирометаллургическими процессами являются процессы агломерации металлургического сырья, плавки шихтовых материалов, изготовления сплавов, рафинирования металлов. В частности, это — обжиг, доменная плавка, мартеновская плавка, плавка в конвертерах, дуговых и индукционных печах. Пирометаллургия — основа производства чугуна, стали, свинца, меди, цинка и др.

Пирометаллургия — основная и наиболее древняя область металлургии. С давних времён до конца 19 столетия производство металлов базировалось почти исключительно на пирометаллургических процессах. На рубеже 19 и 20 столетий промышленное значение приобрела другая крупная ветвь металлургии — гидрометаллургия. Однако пирометаллургия продолжает сохранять господствующее положение как по масштабам производства, так и по разнообразию процессов.

В начале 20 столетия вместе с пламенными способами нагрева в металлургии начали использоваться разные виды электрического нагрева (дуговой, индукционный и др.); приблизительно в это же время в промышленности был внедрён электролиз расплавленных химических соединений (производство алюминия и других цветных металлов).

Во 2-й половине 20 столетия получили распространение плазменная плавка металлов, зонная плавка и электроогневая плавка. Металлургические процессы, основанные на использовании электрического тока, выделяют в самостоятельную область пирометаллургии — электрометаллургию.



**Гидрометаллургический** – основан на химических реакциях, происходящих в растворах. **Гидрометаллургия** — выделение металлов из руд, концентратов и отходов производства с помощью водных растворов определённых веществ (химических реагентов).

1. Обжиг руды:  $2\text{CuS} + 3\text{O}_2 = 2\text{CuO} + 2\text{SO}_2$
2. Оксид переводят в раствор:  $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
3. Выделение металла из раствора:  $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$

**Электрохимический метод. Электрометаллургия** – это способы получения металлов с помощью электрического тока (электролиза). Этим способом получают в основном легкие металлы: Al, Na и др. щелочные металлы, Ca и т.д.

### **Биологическая роль металлов**

Биологические системы состоят главным образом из водорода, кислорода, углерода, азота, фосфора и серы. Биологические системы нуждаются и в некоторых других химических элементах. К жизненно необходимым или незаменимым элементам относятся следующие металлы: **Ca, K, Na, Mg, Mn, Cu, Co, Fe, Zn, Mo**. Эти десять металлов получили название «*металлы жизни*». Роль этих металлов в биологических системах обусловлена их способностью образовывать комплексные соединения с разнообразными лигандами. Многие ферменты, выполняющие в организме роль катализаторов, функционируют благодаря наличию в них ионов металлов.

**Биологическая роль** химических элементов в организме человека разнообразна. Главная функция макроэлементов состоит в построении тканей, в поддержании постоянства осмотического давления, ионного и кислотно-основного состава.

Знание законов химии необходимо будущему инженеру, чтобы более здраво рассуждать о современных проблемах, которые касаются науки и промышленности, и затем грамотно их решать, не нанося вреда окружающей среде. Знание законов и их применение может способствовать созданию новых материалов, установок, приборов и совершенствовать существующие технологии на различных предприятиях.

Для развития новой техники и создания новых технологий необходимы новые материалы с особыми свойствами, которых нет в природе. Их и дает химия. В то же время отходы многих промышленных предприятий, химических производств, энергетических установок, транспорта стали угрожать существованию человечества. Недостаточная химическая подготовка инженеров способствует созданию экологически опасных производств, потерям от коррозии металлов, использованию устаревших материалов и методов обработки и т. д.