ЧАСТНОЕ ПРОФЕССИОНАЛЬНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ «СЕВЕРО-КАВКАЗСКИЙ КОЛЛЕДЖ ИННОВАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ»

ЛЕКЦИЯ 7. ТЕМА 1.7. МЕТАЛЛЫ И НЕМЕТАЛЛЫ

Содержание элементов делят на две обширные группы — металлы и неметаллы. Деление это не формальное: оно отражает глубинные различия в строении атомов, характере химической связи, а значит — в свойствах простых веществ и соединений. Границей между группами в Периодической системе служит условная диагональ от бора к астату; элементы, примыкающие к ней (кремний, германий, мышьяк, селен), нередко проявляют двойственный характер и называются полуметаллами (металлоидами).

Металлы

Особенности строения атомов и кристаллов

Атомы металлов характеризуются **малым числом электронов на внешнем энергетическом уровне** — от одного до трёх (исключение составляют олово и свинец с четырьмя, полисурьма и висмут с пятью, а также атомы d-элементов). Радиусы атомов металлов, как правило, велики: в периодах они убывают слева направо, поэтому наиболее типичные металлы сосредоточены в начале больших периодов и в подгруппах IA и IIA.

Характерная способность металлов — лёгкая отдача валентных электронов и образование положительных ионов. При этом их электроотрицательность низка: у большинства металлов она не превышает 1,5–2,0 по шкале Полинга.

Отличительная особенность металлов как простых веществ — **металлическая связь**. В кристалле часть валентных электронов атомов обобществляется: они уже не принадлежат отдельному атому и свободно перемещаются по всему объёму кристалла. Точнее говоря, металл представляет собой кристалл, построенный из положительно заряженных ионов и атомов, погружённых в «электронный газ». Электронный газ и удерживает кристалл в единстве — этим объясняются высокая электропроводность и теплопроводность металлов, а также высокая пластичность.

Большинство металлов кристаллизуется в трёх типах решёток: кубической объёмноцентрированной (щелочные металлы, железо-альфа), кубической гранецентрированной (алюминий, медь, серебро, железо-гамма) и гексагональной плотноупакованной (магний, цинк, титан). Во всех трёх упаковка плотная, координационное число высоко — 8 или 12.

Физические свойства металлов

Из строения кристалла вытекают характерные физические свойства:

- **Электропроводность и теплопроводность.** Свободные электроны переносят заряд и энергию. Максимальной электропроводностью обладают серебро и медь; следует отметить, что электропроводность металлов с ростом температуры уменьшается — это отличает их от полупроводников и электролитов.
- **Пластичность.** Слои ионов смещаются относительно друг друга без разрушения связи, поскольку электронный газ равномерно «смазывает» кристалл. Отсюда ковкость, прокатываемость, способность вытягиваться в проволоку.
- **Металлический блеск** — следствие отражения света свободными электронами.
- **Твёрдость и температура плавления** изменяются в широких пределах: цезий плавится около 28 °C (тепло руки), а вольфрам — при 3410 °C.

Классификация металлов

Металлы классифицируют по нескольким признакам:

1. **По положению в Периодической системе** — s-, p-, d- и f-металлы; в пределах групп различают главные и побочные подгруппы. Наиболее активные металлы расположены в начале периодов (IA, IIA группы), наименее активные — в конце (IB, IIB, благородные металлы).
2. **По плотности** — лёгкие (плотность менее 5 г/см³: литий, калий, натрий, магний, алюминий, титан) и тяжёлые (медь, свинец, золото и др.).

3. **По химической активности** — активные (IA, IIA группы), средней активности, малоактивные и благородные (серебро, платина, золото).

4. **По распространённости и значению в технике** — чёрные (железо, марганец, хром) и цветные (все остальные); цветные, в свою очередь, делят на тяжёлые (медь, цинк, свинец, олово, никель), лёгкие (алюминий, магний, титан, бериллий), благородные и редкие.

Химические свойства металлов

В реакциях металлы проявляют себя **восстановителями**: отдают электроны, образуя положительные ионы. Активность определяется лёгкостью отрыва валентных электронов и в целом убывает слева направо по периоду и растёт сверху вниз по группе.

Металлы взаимодействуют:

• **с неметаллами** — кислородом, хлором, серой, азотом (последний — лишь при высокой температуре и с активными металлами, например с литием и магнием): 2Na+Cl2=2NaCl2Na+Cl2=2NaCl;

• **с водой** — щелочные и щелочноземельные металлы при обычных условиях образуют щёлочь и водород: 2Na+2H2O=2NaOH+H2↑2Na+2H2O=2NaOH+H2↑; магний — при нагревании; менее активные металлы с водой практически не реагируют либо пассивируются;

• **с кислотами** — металлы до водорода в ряду напряжений вытесняют его из растворов кислот: Zn+2HCl=ZnCl2+H2↑Zn+2HCl=ZnCl2+H2↑; концентрированные серная и азотная кислоты окисляют металлы без выделения водорода, причём железо, алюминий и хром в холодных концентрированных кислотах пассивируются;

• **с растворами солей** — более активный металл вытесняет менее активный из его соли: Fe+CuSO4=FeSO4+CuFe+CuSO4=FeSO4+Cu;

• **со щелочами** реагируют металлы, образующие амфотерные оксиды и гидроксиды (алюминий, цинк, бериллий).

Электрохимический ряд напряжений металлов

Расположение металлов по убыванию стандартных электродных потенциалов даёт **ряд активности**, или электрохимический ряд напряжений:

Li K Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb (H) Cu Hg Ag Pt AuLiKCaNaMgAlMnZnCrFeNiSnPb(H)CuHgAgPtAu

Из ряда следуют важные практические выводы:

1. Металлы, стоящие левее водорода, вытесняют его из растворов кислот-неокислителей; стоящие правее — не вытесняют.

2. Каждая более активная пара металлов вытесняет менее активный из растворов его солей.

3. Чем левее металл в ряду, тем выше его химическая активность, тем труднее он восстанавливается из соединений — и тем сильнее требуются методы получения.

4. Стандартный электродный потенциал водородного электрода принят за нуль; отрицательные потенциалы указывают на активные металлы, положительные — на малоактивные.

Металлотермия

Металлотермия — восстановление металлов из их оксидов более активными металлами при высокой температуре. Теоретической основой служит положение ряда активности: металл-восстановитель должен иметь большее химическое сродство к кислороду. Наиболее распространена **алюминотермия** (алюминиевый метод Бекетова): порошкообразный алюминий восстанавливает оксиды хрома, марганца, железа, ванадия:

Cr2O3+2Al=Al2O3+2CrCr2O3+2Al=Al2O3+2Cr

Реакция протекает с выделением большого количества теплоты, смесь достигает температуры около 2500 °C. Применяют её и для сварки рельсов (термитная сварка). Реже используют **магнийтермию** и **кальцийтермию** — ими восстанавливают тугоплавкие и редкие металлы.

Общие способы получения металлов. Металлургия

Поскольку в природе металлы встречаются главным образом в виде соединений (оксидов, сульфидов, карбонатов, силикатов), их получение сводится к **восстановлению ионов металла до металла**. Совокупность процессов добычи руды, её обогащения и переработки в металл называется **металлургией**. Выделяют три основных направления.

Пирометаллургия — восстановление из руд при высоких температурах. Восстановителем служат углерод (кокс), оксид углерода(II), водород или металл. Классический пример — доменный процесс:

Fe2O3+3CO→t2Fe+3CO2Fe2O3+3CO*t*2Fe+3CO2

Сульфидные руды предварительно обжигают до оксида: 2ZnS+3O2=2ZnO+2SO2↑2ZnS+3O2=2ZnO+2SO2↑.

Гидрометаллургия — перевод металла из руды в раствор (выщелачивание) с последующим выделением металла из раствора, чаще всего электролизом или вытеснением более активным металлом. Так получают медь, золото, цинк: растворение медной руды серной кислотой с последующим осаждением меди железом.

Электрометаллургия — восстановление металлов электролизом расплавов или растворов их солей. Она незаменима для активных металлов: алюминий получают электролизом глинозёма в расплавленном криолите, натрий и калий — электролизом расплавленных хлоридов, магний — расплавленного хлорида магния. Важное применение находит и электролиз растворов для рафинирования (очистки) меди.

Дополнительные методы: термическое разложение соединений, восстановление водородом (молибден, вольфрам), восстановление кремнием (силикотермия), а также получение из карбонилов — разложение летучих карбонилов металлов (метод Монда для никеля).

Сплавы

Сплавы — материалы с металлическими свойствами, состоящие из двух или более компонентов. Плавка с легирующими добавками позволяет целенаправленно менять свойства основного металла.

• **Чёрные сплавы** — на основе железа: *чугун* (содержание углерода свыше 2 %) и *сталь* (до 2 % углерода). Легированные стали с добавками хрома, никеля, марганца, молибдена приобретают нержавеющие, жаропрочные, износостойкие свойства.

• **Цветные сплавы**: медные — *бронза* (медь с оловом) и *латунь* (медь с цинком); алюминиевые — *дюралюминий* (алюминий с медью, магнием и марганцем), силумин; магниевые и титановые сплавы; баббиты (подшипниковые сплавы на основе олова или свинца).

Неметаллы

Особенности строения атомов

У атомов неметаллов на внешнем уровне обычно четыре и более электронов (от трёх у бора до восьми у благородных газов), радиусы атомов невелики, а электроотрицательность высокая. Неметаллы расположены в правой верхней части Периодической системы: водород, элементы p-групп и благородные газы. При образовании связей они либо присоединяют электроны, превращаясь в анионы, либо образуют ковалентные связи.

Сравним энергии ионизации и электроотрицательности: у металлов первая энергия ионизации мала, у неметаллов велика. На этом противопоставлении и построено классическое деление элементов.

Неметаллы — простые вещества

Среди неметаллов распространена **аллотропия** — существование одного элемента в виде нескольких простых веществ. Углерод образует алмаз и графит, фосфор — белый, красный и чёрный, кислород — кислород и озон, сера — ромбическую, моноклинную и пластическую модификации.

По строению неметаллы делят на две группы:

• **молекулярные** — одноатомные благородные газы (гелий, неон, аргон) и двух-, трёх- и четырёхатомные молекулы (H2H2, O2O2, N2N2, F2F2, Cl2Cl2, O3O3, P4P4, S8S8); такие вещества имеют низкие температуры плавления и кипения, летучи;

• **немолекулярные (атомные кристаллы)** — бор, углерод, кремний, фосфор, сера; они твёрды, тугоплавки и, как правило, электричество не проводят (исключение — графит).

Зависимость свойств галогенов от их положения в Периодической системе

Галогены — элементы VIIA группы: фтор, хлор, бром, иод, астат. Все они имеют на внешнем уровне семь электронов и потому образуют однотипные молекулы Э2Э2. Однако вниз по группе свойства закономерно изменяются:

• увеличиваются радиусы атомов и поляризуемость молекул, ослабевает межмолекулярное взаимодействие, поэтому **агрегатное состояние** меняется от газообразного (фтор, хлор) через жидкое (бром) к твёрдому (иод); закономерно растут температуры плавления и кипения;

• ослабевает прочность связи в молекуле Э2Э2, следовательно снижается **окислительная активность**: от сильнейшего окислителя фтора к сравнительно слабому иоду;

• уменьшается электроотрицательность, поэтому прочность водородных соединений падает в ряду HF>HCl>HBr>HIHF>HCl>HBr>HI, а кислотная сила, напротив, растёт от плавиковой кислоты к иодоводородной;

• более активный галоген вытесняет менее активный из его соединений с водородом и металлами: Cl2+2NaBr=2NaCl+Br2Cl2+2NaBr=2NaCl+Br2.

Особое положение фтора объясняется его исключительной активностью: он окисляет даже воду и реагирует со всеми простыми веществами, кроме благородных газов высших периодов.

Окислительные и восстановительные свойства неметаллов

Направленность поведения неметаллов определяется их электроотрицательностью. В ряду

F>O>N>Cl>Br>I>S>C>H>PF>O>N>Cl>Br>I>S>C>H>P

элементы слева выступают преимущественно **окислителями**, справа — приобретают восстановительные свойства. Отсюда следуют практические правила:

1. Каждый неметалл окисляет все элементы, стоящие правее него в ряду электроотрицательности. Так, фтор окисляет кислород, кислород — серу и азот, хлор — бром и иод.
2. Окислительные свойства простых веществ усиливаются слева направо по периоду и ослабевают сверху вниз по группе. Сильнейший окислитель — фтор; типичные окислители — хлор, кислород; слабые окислители — сера, иод.
3. В реакциях с металлами все неметаллы — окислители: Fe+S=FeSFe+S=FeS.
4. С сильными окислителями неметаллы проявляют себя **восстановителями**: так, сера окисляется концентрированной серной кислотой, а углерод восстанавливает оксиды металлов, выступая восстановителем в металлургии:

C+2H2SO4(конц.)=CO2↑+2SO2↑+2H2OC+2H2SO4(конц.)=CO2↑+2SO2↑+2H2O

5. Степень окисления неметаллов в соединениях может быть и отрицательной (соответствующей числу недостающих до октета электронов), и положительной (в соединениях с более электроотрицательными элементами) — этим неметаллы принципиально отличаются от металлов, у которых положительная степень окисления практически безальтернативна.

Такое противопоставление двух больших групп элементов — металлов и неметаллов — связывает строение атома, положение в Периодической системе и химическое поведение в единую картину, которой подчиняются и техника получения металлов, и логика окислительно-восстановительных реакций.