ЧАСТНОЕ ПРОФЕССИОНАЛЬНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ИВАНОВСКИЙ ФАРМАЦЕВТИЧЕСКИЙ КОЛЛЕДЖ



А.В. Владимиров, О.А. Рановская

УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Иваново
2019

ЧАСТНОЕ ПРОФЕССИОНАЛЬНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ИВАНОВСКИЙ ФАРМАЦЕВТИЧЕСКИЙ КОЛЛЕДЖ



А.В. Владимиров, О.А. Рановская

УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Иваново
2019

Учебное пособие по общей и неорганической химии предназначено для обучающихся второго профессионального образования по специальности 33.02.01 Фармация.

Авторы:

Владимиров Андрей Валерианович, преподаватель Частного профессионального образовательного учреждения Ивановского фармацевтического колледжа, кандидат химических наук

Рановская Ольга Анатольевна, преподаватель высшей квалификационной категории Частного профессионального образовательного учреждения Ивановского фармацевтического колледжа

Рецензент:

Вирзум Людмила Викторовна, кандидат химических наук, доцент кафедры естественнонаучных дисциплин Федерального государственного бюджетного образовательного учреждения высшего образования «Ивановская государственная сельскохозяйственная академия им. Д.К. Беляева»

Учебное пособие по общей и неорганической химии рассмотрено на заседании цикловой методической комиссии химических дисциплин и рекомендовано Методическим Советом Частного профессионального образовательного учреждения Ивановского фармацевтического колледжа к использованию в образовательном процессе.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение……...…..……..4
1.Основные понятия и законы химии……...…….5
1.1.Основные положения атомно-молекулярного учения……..…….5
1.2.Основные понятия химии…….……5
2.Строение атома…….……7
3.Периодический закон Д.И.Менделеева…….……9
4.Типы химической связи……..……...11
4.1.Ионная и ковалентная химическая связь……..11
4.2.Металлическая химическая связь……..……...12
4.3.Водородная химическая связь……12
5.Дисперсные системы……..13
6.Вода. Растворы. Растворение……15
7.Комплексные соединения……..17
8.Основные классы неорганических соединений……...20
8.1.Оксиды и их свойства……20
8.2.Основания и их свойства……21
8.3.Кислоты и их свойства……22
8.4.Соли и их свойства……..24
9.Химические реакции……..26
9.1.Классификация химических реакций……26
9.2.Скорость химических реакций. Обратимость химических реакций……..28
9.3.Оксилительно-восстановительные реакции (ОВР)…….……29
9.3.1.Основные положения теории ОВР…….29
9.3.2.Важнейшие окислители и восстановители……29
9.3.3.Составление уравнений ОВР методом электронного баланса…….30
10.Теория электролитической диссоциации (ТЭД)……..……32
11.Свойства металлов и их соединений……..40
11.1. Физические свойства металлов……...40
11.2. Химические свойства металлов…….……41
11.3. Качественные реакции на ионы металлов……44
12.Свойства неметаллов и их соединений…….……43
12.1. Качественные реакции на ионы неметаллов……..66
Список литературы……71

ВВЕДЕНИЕ

Целью изучения курса общей и неорганической химии по специальности Фармация, является формирование системных знаний базовых закономерностей протекания химических процессов, химического строения и свойств неорганических соединений для умения решать профессиональные задачи в области контроля качества лекарственных средств.

Для достижения поставленной цели необходимо:

1.Сформировать у обучающихся понимание задач и методов общей и неорганической химии, их значение в практической деятельности фармацевта;

2.Сформировать у обучающихся системные знания закономерностей химического поведения основных классов неорганических соединений во взаимосвязи с их строением для использования этих знаний в качестве основы при изучении на молекулярном уровне процессов, протекающих в живом организме;

3.Сформировать у обучающихся навыки самостоятельной работы с учебно-методической и справочной литературой по общей и неорганической химии.

В учебном пособии рассмотрены разделы по теоретическим основам химии и химии элементов, касающиеся свойств металлов и неметаллов, и их соединений.

Учебное пособие предназначено для самостоятельной подготовки обучающихся к семинарско-практическим занятиям и экзаменам.

1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

1.1. Основные положения атомно-молекулярного учения

1.Все вещества состоят из молекул (физические свойства вещества обусловлены поведением большого числа молекул и действием межмолекулярных сил).
2.Молекулы состоят из атомов, соединенных в определенной последовательности.
3.Молекулы и атомы находятся в непрерывном, хаотичном движении.
4.Молекулы простых веществ состоят из атомов одного вида, сложных из разных видов.
5.В ходе химической реакции происходит изменение состава молекул и перегруппировка атомов, в результате чего образуются молекулы новых химических соединений. В основе – принцип дискретности, всякое вещество не является чем-то сплошным.

1.2. Основные понятия химии

Молекула – это наименьшая частица определённого вещества, которая обладает его химическими свойствами. Состав и химическое строение молекулы определяют её химические свойства. Все вещества состоят из молекул, а молекулы из атомов.

Атом – это наименьшая частица химического элемента, входящая в состав молекул простых и сложных веществ, это электронейтральная частица, которая состоит из положительно заряженного ядра атома и отрицательно заряженных электронов, вращающихся около ядра.

Атомное ядро состоит из протонов (Z) и нейтронов (N), имеет положительный заряд, равный по величине количеству протонов (или электронов в нейтральном атоме) и совпадает с порядковым номером элемента в периодической таблице.

Относительная атомная масса (Ar) – это отношение средней массы атома элемента (с учетом процентного содержания изотопов в природе) к 1/12 массы атома $_{12}C$.

Относительная молекулярная масса (Mr) — величина, показывающая, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше 1/12 массы атома углерода $_{12}C$. Относительная молекулярная масса вещества равна сумме относительных атомных масс всех элементов, составляющих химическое соединение, с учетом индексов.

Моль вещества (n) — это количество вещества, содержащее столько молекул, атомов, ионов, электронов или других структурных единиц, сколько содержится их в 0,012 кг изотопа углерода $_{12}C$. Число структурных единиц,

содержащихся в 1 моле вещества равно $6{,}02 \cdot 10^{23}$. Это число называется числом Авогадро (N_A).

Молярная масса (М) показывает массу 1 моль вещества и равна отношению массы вещества к соответствующему количеству вещества $M = m / n$

Для более удобного сравнения способности различных элементов к соединению введено понятие химического эквивалента. Это одно из важнейших понятий химии.

Эквивалент – это условная частица, которая равноценна по химическому действию одному иону водорода в кислотно-основных реакциях или одному электрону в окислительно – восстановительных реакциях. Например, эквивалент $KMnO_4$ в окислительно – восстановительной реакции в кислой среде представляет собой 1/5 ($KMnO_4$), так как в этом случае Mn^{+7} принимает 5 электронов.

Фактор эквивалентности – число, обозначающее, какая доля условной частицы реагирует с 1 ионом водорода в данной кислотно-основной реакции или с одним электроном в данной окислительно – восстановительной реакции. Он может быть равен 1 или быть меньше 1.

2. СТРОЕНИЕ АТОМА

При химических реакциях ядра атомов остаются без изменений, изменяется лишь строение электронных оболочек вследствие перераспределения электронов между атомами.

Электрон имеет двойственную (корпускулярно-волновую) природу. Благодаря волновым свойствам электроны в атоме могут иметь только строго определенные значения энергии, которые зависят от расстояния до ядра. Электроны, обладающие близкими значениями энергии образуют энергетический уровень. Энергетические уровни подразделяются на s-, p-, d- и f- подуровни; их число равно номеру уровня.

Распределение электронов по энергетическим уровням. Вся совокупность сложных движений электрона в атоме характеризуется энергетическими числами, которые называются **квантовыми числами.**

n — главное квантовое число, принимает значения целых чисел натурального ряда — 1, 2, 3, ...,.∞ и равно количеству энергетических уровней. Заполнение энергетических подуровней начинается с s-орбиталей, затем заполняются p-орбитали, затем d-орбитали и f-орбитали. Таким образом, последовательность заполнения электронами энергетических уровней и подуровней такова: 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p и так далее.

Пример: n = 3; на третьем энергетическом уровне — подуровней — 3: 3s, *3p, 3d;* Номер энергетического уровня соответствует количеству подуровней. При n = 3 — три подуровня; при n = 2 — два подуровня. Число орбиталей в уровне: n^2 — 9; в подуровнях: *3s* — 1, *3p* — 3, *3d* — 5; максимальное число электронов в уровне $2n^2$— 18; на подуровнях: s — 2, *p* — 6, *d* — 10.

l — побочное (орбитальное) квантовое число. Подуровни энергетического уровня характеризуются побочным квантовым числом. Оно зависимо от главного квантового числа и принимает значения от 0 до n - 1.

Побочное квантовое число характеризует форму атомной орбитали и уточняет ее энергию по формуле $E = n + l$.

1. При ***l*** = 0 открывается подуровень *s* с s-орбиталью, форма которой сферическая.
2. При ***l*** = 1 открывается подуровень *p* с p-орбиталями, форма которых напоминает объемную восьмерку.
3. При ***l*** = 2 открывается подуровень *d* с d-орбиталями, форма которых напоминает объемный лепесток и более сложную объемную восьмерку.
4. При ***l*** = 3 открывается подуровень *f* с f-орбиталями, имеющими более сложную форму.

Количество орбиталей на подуровне определяется m_l — магнитным квантовым числом. Магнитное квантовое число определяет распределение орбиталей в магнитном поле ядра, оно зависимо от орбитального квантового числа и принимает значения от -***l*** до +***l*** через единицу, включая 0. Например для l=2, m_l= -2; -1; 0; 1; 2.

Спиновое квантовое число $\boldsymbol{m_s}$ — независимое. Это число — квантовое свойство электрона, не имеющее классических аналогов. Спин характеризует движение электрона вокруг своей оси по часовой стрелке или против часовой стрелки. Для всех электронов абсолютное значение спина 1/2. Проекция спина на ось (магнитное спиновое число m_s может иметь лишь два значения: +1/2 или -1/2, т.к. спин электрона — величина постоянная.)

Таким образом, Состояние электрона в атоме характеризуется квантовыми числами: $\boldsymbol{n}$ — главное квантовое число, $\boldsymbol{l}$ — побочное квантовое число, $\boldsymbol{m_l}$ — магнитное орбитальное квантовое число, $\boldsymbol{m_s}$ — магнитное спиновое квантовое число. Зная квантовые числа у электрона, можно описать энергию, количество орбиталей, их форму и расположение в пространстве.

3. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

Периодический закон был сформулирован Д.И.Менделеевым в 1869 году. Поскольку в этот период времени не было известно строение атома, и атом считался мельчайшей неделимой частицей вещества (от др.-греч. ἄτομος «неделимый, неразрезаемый»), первоначальная формулировка периодического закона была: свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от атомных масс элементов. Впоследствии опытным путём было доказано, что атом имеет сложное строение – состоит из атомного ядра, в свою очередь включающего протоны и нейтроны, и электронов.

Современная формулировка Периодического закона Д.И. Менделеева. **Свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от заряда атомного ядра.**

Таблица Периодической системы химических элементов графически отображает Периодический закон. Каждое число в ней характеризует какую-либо особенность в строении атомов:

1.Порядковый (атомный) номер химического элемента указывает на заряд его атомного ядра, то есть на число протонов, содержащихся в нем, а так как атом электронейтрален, то и на число электронов, находящихся вокруг атомного ядра. Число нейтронов определяют по формуле

$N = A – Z$,

где A – массовое число, Z – порядковый номер элемента;

2.Номер периода соответствует числу энергетических уровней (электронных слоев) в атомах элементов данного периода;

3.Номер группы соответствует числу электронов на внешнем уровне для элементов главных подгрупп и максимальному числу валентных электронов для элементов побочных подгрупп.

В периоде с увеличением зарядов атомных ядер элементов (слева направо) способность атома химического элемента отдавать электроны ослабевает, в то время, как способность принимать электроны – увеличивается, в силу того, что:

1)возрастает число электронов на внешнем уровне атома;

2)число энергетических уровней в атомах в пределах периода остается постоянным;

3)уменьшается радиус атомов.

В группах (главная подгруппа) с увеличением зарядов атомных ядер элементов (сверху вниз) способность отдавать электроны усиливается, а способность принимать их ослабевает. Это объясняется тем, что:

- число электронов на внешнем уровне атомов остается одинаковым;
- увеличивается число энергетических уровней в атоме;
- увеличивается радиус атомов.

В больших периодах такие изменения происходят медленнее, так как, начиная с третьего элемента, у атомов достраивается не внешний энергетический, а предвнешний уровень с 8 до 18 электронов (у элементов побочных подгрупп), и лишь затем заполняется внешний уровень с 2 до 8 электронов (у элементов главных подгрупп).

Природа каждого химического элемента, то есть определенные, присущие только ему свойства атомов, простых веществ, соединений зависит от заряда ядра его атомов. Заряд обусловливает и строение электронной оболочки атома.

4. ТИПЫ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

4.1. Ионная и ковалентная химическая связь

Под ***химической связью*** понимают такое взаимодействие атомов, которое связывает их в молекулы, ионы, радикалы, кристаллы. Различают четыре типа химических связей: ионную, ковалентную, металлическую и водородную.

Ионная химическая связь – это связь, образовавшаяся за счет электростатического притяжения катионов и анионов. Атомы, присоединившие «чужие» электроны, превращаются в отрицательные ионы, или анионы. Атомы, отдавшие свои электроны, превращаются в положительные ионы, или катионы. Понятно, что между анионами и катионами возникают силы электростатического притяжения, которые и будут удерживать их друг около друга, осуществляя тем самым ионную химическую связь. Например, в молекуле хлорида натрия NaCl ионная химическая связь образуется за счёт сил электростатического взаимодействия между катионом Na^+ и анионом Cl^-:

$$Na^+ + Cl^- = NaCl$$

Ковалентная связь образуется за счёт общих электронных пар, возникающих в оболочках связываемых атомов.

Она может быть образована атомами одного итого же элемента и тогда она неполярная, то есть не смещена ни к одному атому; например, такая ковалентная связь существует в молекулах одноэлементных газов H_2, O_2, N_2, Cl_2 и др.

Ковалентная связь может быть образована атомами разных элементов, сходных по химическому характеру, и тогда она полярная, то есть смещена в сторону одного из атомов; например, такая ковалентная связь существует в молекулах H_2O, NF_3, CO_2.

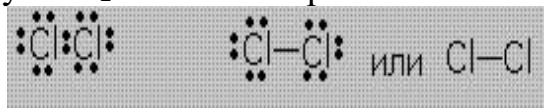
Электроотрицательностью называется способность атомов химического элемента оттягивать к себе общие электронные пары, участвующие в образовании химической связи.

F O N Cl Br S C P Si I As H

⟶

В ряду происходит уменьшение электроотрицательности.

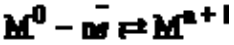
Элементы с большей электроотрицательностью будут оттягивать общие электроны от элементов с меньшей электроотрицательностью.
Для наглядного изображения ковалентной связи в химических формулах используются точки (каждая точка отвечает валентному электрону, а также черта отвечает общей электронной паре).
Пример. Связи в молекуле Cl_2 можно изобразить так:



4.2. Металлическая химическая связь

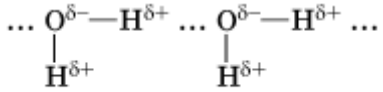
Наличием металлической связи обусловлены физические свойства металлов и сплавов: твердость, электрическая проводимость и теплопроводность, ковкость, пластичность, металлический блеск.

Металлы имеют металлическую кристаллическую решётку, в узлах которой находятся положительно заряженные ионы, а между ними движутся свободные электроны или электронный газ. Металлическая химическая связь – это связь между атомами в металлическом кристалле, возникающая за счёт перекрытия (обобществления) их валентных электронов. Схема образования металлической связи (М – металл):



4.3. Водородная химическая связь

Химическую связь между положительно поляризованными атомами водорода одной молекулы (или ее части) и отрицательно поляризованными атомами сильно электроотрицательных элементов, имеющих неподеленные электронные пары (F, O, N и реже Cl и S) другой молекулы (или ее части), называют ***водородной***. Пример межмолекулярной водородной связи:



вода

Деление химических связей на типы носит условный характер, так как все они характеризуются определенным единством. Ионную связь можно рассматривать как предельный случай ковалентной полярной связи.

Металлическая связь совмещает ковалентное взаимодействие атомов с помощью обобществленных электронов и электростатическое притяжение между этими электронами и ионами металлов.

5. ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ

Состояние чистого вещества описывается очень просто – твердое, жидкое, газообразное. Но абсолютно чистых веществ в природе не существует. Даже незначительное количество примесей может существенно влиять на свойство веществ: температуру кипения, электро- и теплопроводимость, реакционную способность и т.д.

В природе и практической жизни человека встречаются не отдельные вещества, а их системы. Важнейшими из них являются дисперсные системы (Д.С.).

Д.С. – гетерогенные системы, в которых одно вещество равномерно распределено в виде частиц внутри другого вещества.

Дисперсная фаза (ДФ) - мелко раздробленное вещество.

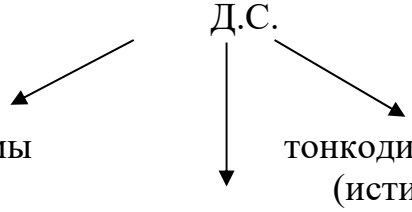
Дисперсная среда (ДС) - однородное вещество, в котором распределена дисперсная фаза. Примеры дисперсных систем: мел + вода, туман, дым, смог.

Классификация

1.Дисперсные системы в зависимости от сочетания агрегатного состояния ДФ и ДС можно подразделить на 9 видов:

Дисперсионная среда	Дисперсионная фаза		
	газ	жидкость	Твердое вещество
Газ	Воздух, природный газ	Туман, попутный нефтяной газ	Дым, пыль, смог
Жидкость	Газировка, пена	Плазма крови, пищеварительный сок, эмульсии	Строительные растворы, суспензии, золи
Твердое вещество	Снежный наст, порошки, пористое тело	Мед, косметические средства, влажная почва	Минералы, сплавы, цветное стекло, горные породы

2. Классификация ДС по величине частиц



Грубодисперсные системы (эмульсии, суспензии)

тонкодисперсные системы (истинные растворы)

Коллоидные растворы (золи, гели, пасты)

Грубодисперсые системы (размер частиц более 100 нм) это непрозрачные системы, частицы видны невооруженным глазом, отстаиваются, у жидкостей видна граница раздела. Грубодисперсные системы делятся на

- эмульсии (молоко, лимфа, нефть)
- суспензии (мел + вода, известковое молоко + вода, глина + вода)

Суспензия — это грубодисперсная система, имеющая твердую дисперсную фазу и жидкую дисперсионную среду. Обычно ее частицы настолько велики (больше 10 мкм), что могут довольно легко оседать под силой тяжести: лекарства, эмалевые краски; цементные растворы.

Эмульсия — дисперсная система, состоящая из микроскопических капель жидкости (дисперсной фазы), распределенных в другой жидкости (дисперсионной среде) - молоко. В нём капли молочного жира распределены в водной среде.

Жидкие коллоидные растворы занимают промежуточное положение между тонкодисперсными и грубодисперсными системами (золи и гели), размер частиц от 1-100нм.

Золи - это жидкости живой клетки-цитоплазма (ядерный сок, кровь, лимфа, пищевые соки). Частицы золей могут слипаться между собой и выпадать в осадок (коагуляция), при этом р-р превращается в **гель** (студенистый осадок) - мармелад, зефир, птичье молоко, гель для душа, гель до и после бритья; природные гели- медуза, хрящи, сухожилия, волосы. мышечные ткани.

Значение дисперсных систем. Глобальная роль дисперсных заключается в том, что они являются основными компонентами живых организмов. Коллоиды поступают в организм в виде пищевых веществ и в процессе пищеварения превращаются в специфические, характерные для данного организма коллоиды. Можно сказать, что весь организм человека - это сложная коллоидная система в ее связи с поверхностными явлениями.

6. ВОДА. РАСТВОРЫ. РАСТВОРЕНИЕ

Раствор - это однородная смесь веществ, состоящая из нескольких компонентов. По агрегатном у состоянию растворы делятся на твердые, жидкие и газообразные. Твердые – сплавы металлов, газообразные – воздух. Любой раствор, особенно жидкий, как правило, состоит как минимум из двух компонентов.

Классификация веществ по их растворимости в воде.

Хорошо растворимые - если при комнатной температуре в 100 г воды растворяется больше 1 г этого вещества.

Малорастворимые – если при таких условиях растворяется меньше 1 г вещества в 100 г воды.

Практически нерастворимые вещества – такие вещества, растворимость которых меньше 0,01 г в 100 г воды.

Виды растворов.

Насыщенный раствор - в котором при данной температуре вещество больше не растворяется.

Ненасыщенный раствор, в котором при данной температуре находится меньше растворяемого вещества, чем в его насыщенном растворе.

Пересыщенный раствор, в котором при данной температуре находится в растворенном состоянии больше вещества, чем в его насыщенном растворе при тех же условиях.

Растворение - это химический процесс-взаимодействие молекул растворителя с частицами растворенного вещества.

Факторы, от которых зависит растворимость веществ в воде.

1.Природа реагирующих веществ. Полярные молекулы веществ способны растворяться в полярном растворителе – воде.

Полярные вещества в химии – это соединения, молекулы которых обладают электрическим дипольным моментом.

Дипольный момент обычно возникает вследствие разной электроотрицательности составляющих молекулу атомов, из-за чего связи в молекуле приобретают полярность (см. раздел «Типы химической связи»).

Электроотрицательность – это количественная характеристика способности атома в молекуле смещать к себе общие электронные пары, то есть способность атомов оттягивать к себе электроны других атомов.

Полярные растворители наиболее охотно растворяют полярные вещества,

2.При увеличении температуры жидкости и твердые вещества растворяются лучше, а газы – хуже.

3. При увеличении давления, объем уменьшается и молекул чаще сталкиваться друг с другом, поэтому растворение увеличивается.

Значение имеют водные растворы для организма человека**.** Все вещества поступают в клетки в растворенном виде и выводятся яды из клеток так же в виде растворов. Вода является участников большинства

химических реакций, протекающих в нашем организме. Организм человека на 70% состоит из воды.

Содержание растворенного вещества в растворе называют концентрацией. Одни из способов выражения концентрации растворов является массовая доля растворенного вещества (ω):

$$\omega(раств.в-ва) = \frac{m(вещества)}{m(раствора)} \cdot 100\% .$$

Например, рассчитать массовую долю 5г хлорида натрия NaCl, содержащегося в 200г раствора.

Расчёт. $\omega(NaCl) = \frac{m(NaCl)}{m(раствора)} \cdot 100\% = \frac{5}{200} \cdot 100\% = 2{,}5\% .$

7. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Комплексные соединения (лат. complexus — сочетание, обхват) или координационные соединения (лат. co — «вместе» и ordinatio — «упорядочение») — частицы (нейтральные молекулы или ионы), которые образуются в результате присоединения к данному иону (или атому), называемому комплексообразователем, нейтральных молекул или других ионов, называемых лигандами. Теория комплексных соединений (координационная теория) была предложена в 1893 г. А. Вернером.

Комплексные соединения, имеющие внешнюю сферу, в водном растворе полностью диссоциируют на комплексный малодиссоциирующий катион или анион. Например комплексное соединение $K_4[Fe(CN)_6]$ состоит из иона внешней сферы K^+; иона внутренней сферы $[Fe(CN)_6]^{4-}$, который, в свою очередь, состоит из комплексообразователя Fe^{2+} и лигандов CN^- (от лат. ligo связываю).

Комплексное соединение — химическое вещество, в состав которого входят комплексные частицы. В настоящее время строгого определения понятия «комплексная частица» нет. Обычно используется следующее определение.

Комплексная частица — сложная частица, способная к самостоятельному существованию в кристалле или растворе, образованная из других, более простых частиц, также способных к самостоятельному существованию. Иногда комплексными частицами называют сложные химические частицы, все или часть связей в которых образованы по донорно-акцепторному механизму.

Комплексообразователь — центральный атом комплексной частицы. Обычно комплексообразователь — атом элемента, образующего металл, но это может быть и атом кислорода, азота, серы, иода и других элементов, образующих неметаллы. Комплексообразователь обычно положительно заряжен и в таком случае именуется в современной научной литературе металлоцентром; заряд комплексообразователя может быть также отрицательным или равным нулю.

Лиганды — атомы или изолированные группы атомов, располагающиеся вокруг комплексообразователя. Лигандами могут быть частицы, до образования комплексного соединения представлявшие собой молекулы (H_2O, CO, NH_3 и др.), анионы (OH^-, Cl^-, PO_4^{3-} и др.), а также катион водорода H^+.

Внутренняя сфера комплексного соединения — центральный атом со связанными с ним лигандами, то есть, собственно, комплексная частица.

Внешняя сфера комплексного соединения — остальные частицы, связанные с комплексной частицей ионной или межмолекулярными связями, включая водородные.

Координационное число (К.Ч.) — число связей, образуемых центральным атомом с лигандами.

Типы комплексных соединений.

Существует несколько типов комплексных соединений, в основу которых положены различные принципы.

По заряду комплекса.

1) Катионные комплексы образованы в результате координации вокруг положительного иона нейтральных молекул (H_2O, NH_3 и др.).

$[Zn(NH_3)_4]Cl_2$ — хлорид тетраамминцинка (II);

$[Co(NH_3)_6]Cl_2$ — хлорид гексаамминкобальта (II).

2) Анионные комплексы: в роли комплексообразователя выступает атом с положительной степенью окисления, а лигандами являются простые или сложные анионы.

$K_2[BeF_4]$ —тетрафтороберриллат(II) калия;

$Li[AlH_4]$ — тетрагидридоалюминат(III) лития;

$K_3[Fe(CN)_6]$ — гексацианоферрат(III) калия.

3) Нейтральные комплексы образуются при координации молекул вокруг нейтрального атома, а также при одновременной координации вокруг положительного иона — комплексообразователя отрицательных ионов и молекул.

$[Ni(CO)_4]$ — тетракарбонилникель;

$[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ — дихлородиамминплатина (II).

По числу мест, занимаемых лигандами в координационной сфере

1) Монодентатные лиганды. Такие лиганды бывают нейтральными (молекулы H_2O, NH_3, CO, NO и др.) и заряженными (ионы CN^-, F^-, Cl^-, OH^-, SCN^-, и др.).

2) Бидентатные лиганды. Примерами служат лиганды: ион аминоуксусной кислоты $H_2N\text{-}CH_2\text{-}COO^-$, оксалатный ион $^-O\text{-}CO\text{-}CO\text{-}O^-$, карбонат-ион CO_3^{2-}, сульфат-ион SO_4^{2-}, тиосульфат-ион $S_2O_3^{2-}$.

3) Полидентатные лиганды. Например, комплексоны — органические лиганды, содержащие в своём составе несколько групп $-C\equiv N$ или $-COOH$ (этилендиаминтетрауксусная кислота — ЭДТА). Циклические комплексы, образуемые некоторыми полидентатными лигандами, относят к хелатным (гемоглобин и др.).

По природе лиганда.

1) Аммиакаты — соединения, в которых лигандами служат молекулы аммиака, например: $[Cu(NH_3)_4]SO_4$, $[Co(NH_3)_6]Cl_3$, $[Pt(NH_3)_6]Cl_4$ и др.

2) Аквакомплексы — в которых лигандом выступает вода: $[Co(H_2O)_6]Cl_2$, $[Al(H_2O)_6]Cl_3$ и др.

3) Карбонилы — комплексные соединения, в которых лигандами являются молекулы оксида углерода(II): $[Fe(CO)_5]$, $[Ni(CO)_4]$.

4) Ацидокомплексы — комплексы, в которых лигандами являются кислотные остатки. К ним относятся комплексные соли: $K_2[PtCl_4]$, комплексные кислоты: $H_2[CoCl_4]$, $H_2[SiF_6]$.

5) Гидроксокомплексы — комплексные соединения, в которых в качестве лигандов выступают гидроксид-ионы: $Na_2[Zn(OH)_4]$, $Na_2[Sn(OH)_6]$ и др.

Номенклатура комплексных соединений.

1) В названии комплексного соединения первым указывают отрицательно заряженную часть — анион, затем положительную часть — катион.

2) Название комплексной части начинают с указания состава внутренней сферы. Во внутренней сфере прежде всего называют лиганды — анионы, прибавляя к их латинскому названию окончание «о». Например: Cl^- — хлоро, CN^- — циано, SCN^- — тиоцианато, NO_3^- — нитрато, SO_3^{2-} — сульфито, OH^- — гидроксо и т. д. При этом пользуются терминами: для координированного аммиака — аммин, для воды — аква, для оксида углерода(II) — карбонил.

3) Число монодентатных лигандов указывают греческими числительными: 1 — моно (часто не приводится), 2 — ди, 3 — три, 4 — тетра, 5 — пента, 6 — гекса. Для полидентатных лигандов (например, этилендиамин, оксалат) используют бис-, трис-, тетракис- и т. д.

4) Затем называют комплексообразователь, используя корень его латинского названия и окончание -ат, после чего римскими цифрами указывают (в скобках) степень окисления комплексообразователя.

5) После обозначения состава внутренней сферы называют внешнюю сферу.

6) В названии нейтральных комплексных частиц комплексообразователь указывается в именительном падеже, а степень его не указывается, так как она однозначно определяется, исходя из электронейтральности комплекса.

Примеры:

$K_3[Fe(CN)_6]$ — гексацианоферрат(III) калия;

$(NH_4)_2[PtCl_4(OH)_2]$ — дигидроксотетрахлороплатинат (IV) аммония;

$[Cr(H_2O)_3F_3]$ — трифторотриаквахром;

$[Co(NH_3)_3Cl(NO_2)_2]$ — динитритохлоротриамминкобальт;

$[Pt(NH_3)_4Cl_2]Cl_2$ — хлорид дихлоротетраамминплатины (IV);

$[Li(H_2O)_4]NO_3$ — нитрат тетрааквалития.

8. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

8.1. Оксиды и их свойства.

Оксиды - это соединения двух элементов, один из которых кислород.

Общая формула оксидов: $Э_mO_n$ (m- число атомов элемента, n- число атомов кислорода) Примеры оксидов: K_2O, CaO, SO_2, P_2O_5.

Классификация оксидов.

Несолеобразующие оксиды.

Или индифферентные оксиды - это оксиды, которые не образуют солей при взаимодействии с кислотами и основаниями. Существуют четыре кислотных несолеобразующих оксидов: CO, SiO_2 , N_2O, NO и девять амфотерных: BeO, ZnO, PbO, SnO, Al_2O_3, Cr_2O_3, Fe_2O_3, PbO_2, SnO_2

Солеобразующие оксиды. Это оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с кислотами или основаниями. В зависимости от характера соответствующих гидратов оксидов все солеобразующие оксиды делятся па три типа: основные, кислотные, амфотерные.

Основные оксиды. Это оксиды, гидраты которых являются основаниями. Все основные оксиды являются оксидами металлов (Li_2O, Na_2O, K_2O, Rb_2O, Cs_2O, CaO, SrO, BaO).

Кислотные оксиды. Это оксиды, гидраты которых являются кислотами. Большинство кислотных оксидов являются оксидами неметаллов. Так же кислотными оксидами являются оксиды металлов с высокой валентностью (SO_2, CO_2, NO_2, P_2O_5).

Амфотерные оксиды. Это солеобразующие оксиды, проявляющие в зависимости от условий либо основные, либо кислотные свойства (проявляющие амфотерность) – (ZnO, Al_2O_3, Cr_2O_3, SnO).

Растворимые оксиды (все кислотные, кроме SiO_2, растворимы в воде; среди основных только оксиды щелочных металлов (Li_2O, Na_2O, K_2O, Rb_2O, Cs_2O) и щелочноземельных (CaO, SrO, BaO); амфотерные оксиды не растворяются в воде.

Нерастворимые оксиды: (CuO, FeO, SiO_2, Al_2O_3).

Физические свойства оксидов.

Жидкие оксиды (SO_3, Mn_2O_7).

Твердые оксиды (K_2O,Al_2O_3,P_2O_5).

Газообразные оксиды (CO_2 , NO_2 , SO_2).

Химические свойства основных оксидов.

Взаимодействуют:

с кислотами: Основной оксид + Кислота = Соль + H_2O

$$MgO + 2HCl = MgCl_2 + H_2O;$$

с кислотными оксидами: Основной оксид + Кислотный оксид = Соль

$$3Na_2O + P_2O_5 = 2Na_3PO_4;$$

с водой: Оксид + H_2O = Щелочь

$$K_2O + H_2O = 2KOH$$

Химические свойства кислотных оксидов.

Взаимодействуют:

с основаниями: Кислотный оксид + Основание = Соль + H_2O

$$CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$$

с основными оксидами: Основной оксид + Кислота = Соль + H_2O

$$CaO + CO_2 = \downarrow CaCO_3$$

с водой: Кислотный оксид + H_2O = Кислота

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4 .$$

8.2. Основания (гидроксиды) и их свойства

Основания – это сложные вещества, молекулы которых состоят из атома металла и одной или нескольких гидроксидных групп.

Классификация оснований.

По числу гидроксильных групп в молекуле:

однокислотные, молекулы которых содержат одну гидроксидную группу (KOH, NaOH, LiOH);

двухкислотные, молекулы которых содержат две гидроксидные группы ($Ba(OH)_2$, $Ca(OH)_2$, $Zn(OH)_2$);

трехкислотные, молекулы которых содержат три гидроксидые группы $Fe(OH)_3$, $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$).

По растворимости в воде:

растворимые (LiOH, NH_4OH, NaOH, KOH);

нерастворимые ($Mg(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Cu(OH)_2$)

Физические свойства.

Все неорганические основания– твердые вещества(кроме гидроксида аммония). Основания имеют разный цвет: гидроксид калия—белого цвета, гидроксид меди—голубого, гидроксид железа—красно-бурого.

Химические свойства.

Водные растворы щелочей изменяют окраску индикаторов. Фиолетовый лакмус в щелочной среде становится синим. Метиловый оранжевый – жёлтым, фенолфталеин – малиновым.

Взаимодействуют:

с кислотами: Основание + Кислота = Соль + H_2O

$$KOH + HCl = KCl + H_2O;$$

с кислотными оксидами: Щелочь + Кислотный оксид = Соль + H_2O

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = \downarrow CaCO_3 + H_2O;$$

с растворами: Раствор щелочи + Раствор соли = Новое основание + Новая соль;

$$2NaOH + CuSO_4 = \downarrow Cu(OH)_2 + Na_2SO_4;$$

с амфотерными металлами: $Zn + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + \uparrow H_2$

Нерастворимые в воде основания при нагревании разлагаются на основной оксид и воду:

Нерастворимое основание = Основной оксид + H_2O

$$Cu(OH)_2 = CuO + H_2O.$$

8.3. Кислоты и их свойства

Кислоты – это сложные вещества, содержащие атомы водорода, которые могут замещаться атомами металла.

Основность кислоты —это число атомов водорода, которые в молекуле кислоты могут замещаться атомами металла.

Номенклатура неорганических кислот и их солей представлена в таблице1.

Классификация кислот.

По основности:

одноосновные: молекулы которых содержат один атом водорода (HNO_3, HCl, HBr);

двухосновные: молекулы которых содержат два атома водорода (H_2SO_4, H_2SiO_3, H_2CO_3);

трехосновные: молекулы которых содержат три атома водорода (H_3PO_4, H_3AsO_4);

четырехосновные, молекулы которых содержат четыре атома водорода ($H_4P_2O_6$).

По содержанию атомов кислорода в молекуле кислоты:

бескислородные, молекулы которых не содержат атомов кислорода (HCl, HBr, HI, H_2S);

кислородосодержащие, молекулы которых содержат атомы кислорода (H_2SO_4, H_3PO_4, HNO_3).

Химические свойства.

Кислоты изменяют цвет индикатора. Фиолетовый лакмус в кислой среде становится красным. Метиловый оранжевый – розовым (красным). Фенолфталеин остаётся прозрачным.

Кислоты взаимодействуют:

с основаниями:

Основание + Кислота = Соль + H_2O

$$H_3PO_4 + 3NaOH = Na_3PO_4 + 3H_2O;$$

с основными оксидами:

Кислота + Основной оксид = Соль + H_2O

$$2HCl + CaO = CaCl_2 + H_2O;$$

с амфотерными оксидами:

Кислота + Амфотерный оксид = Соль + H_2O

$$2HNO_3 + ZnO = Zn(NO_3)_2 + H_2O;$$

с амфотерными гидроксидами:

Кислота + Амфотерный гидроксид = Соль + H_2O

$$3HCl + Cr(OH)_3 = CrCl_3 + 3H_2O;$$

с солями:

Кислота + Соль = Соль + Кислота

$HCl + AgNO_3 = \downarrow AgCl + HNO_3$;

с металлами:

$2HCl + Mg = MgCl_2 + \uparrow H_2$

Получение кислот.

Бескислородные кислоты получают путем синтеза водородных соединений неметаллов из простых веществ и последующего растворения полученных продуктов в воде:

Неметалл + H_2 = Водородное соединение неметалла $H_2 + Cl_2 = 2HCl$.

Кислородсодержащие кислоты получают взаимодействием кислотных оксидов с водой.

Кислотный оксид + H_2O = Кислородсодержащая кислота

$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$;

Большинство кислот можно получить взаимодействием солей с кислотами.

Соль + Кислота = Соль + Кислота

$2NaCl + H_2SO_4 \leftrightarrow 2HCl + Na_2SO_4$.

Таблица 1

Номенклатура неорганических кислот и их солей

Название кислоты	Химическая формула кислоты	Название солей	Качественные реакции на анионы
соляная (хлороводородная)	HCl	хлориды	$Ag^+ + Cl^- = \downarrow AgCl$ белый творожистый осадок
Фтороводородная	HF	фториды	$Ba^{2+} + 2F^- = \downarrow BaF_2$ белый осадок
бромоводородная	HBr	бромиды	$Ag^+ + Br^- = \downarrow AgBr$ желтоватый осадок
йодоводородная	HI	иодиды	$Ag^+ + I^- = \downarrow AgI$ жёлтый осадок
сероводородная	H_2S	сульфиды	$2Ag^+ + S^{2-} = \downarrow Ag_2S$ чёрный осадок
Азотная	HNO_3	нитраты	NO_3^- + дифениламин + H_2SO_4 = =синее окрашивание
азотистая	HNO_2	нитриты	$2H^+$(конц.)+ $NO_2^- = NO\uparrow + NO_2\uparrow + H_2O$ выделение газа красно-бурого цвета
Серная	H_2SO_4	сульфаты	$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = \downarrow BaSO_4$ белый осадок
сернистая	H_2SO_3	сульфиты	$Ba^{2+} + SO_3^{2-} = \downarrow BaSO_3$ белый осадок
угольная	H_2CO_3	карбонаты	$2H^+ + CO_3^{2-} = CO_2\uparrow + H_2O$ выделение углекислого газа

Продолжение таблицы 1

Название кислоты	Химическая формула кислоты	Название солей	Качественные реакции на анионы
кремниевая	H_2SiO_3	силикаты	$2H^+ + SO_3^{2-} = \downarrow H_2SiO_3$ студенистый осадок
хромовая	H_2CrO_4	хроматы	$Ba^{2+} + CrO_4^{2-} = \downarrow BaCrO_4$ жёлтый осадок
уксусная	CH_3COOH	ацетаты	$H^+ + CH_3COO^- = CH_3COOH$ запах уксусной кислоты
фосфорная	H_3PO_4	фосфаты	$3Ag^+ + PO_4^{3-} = \downarrow Ag_3PO_4$ жёлтый осадок
щавелевая	$H_2C_2O_4$	оксалаты	$Ca^{2+} + C_2O_4^{2-} = \downarrow CaC_2O_4$ белый мелкокристаллический осадок
марганцевая	$HMnO_4$	перманганаты	$5(NH_4)_2C_2O_4 + 2KMnO_4 + 8H_2SO_4 = 10CO_2\uparrow + 5(NH_4)_2SO_4 + K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O$ обесцвечивание раствора
Борная	H_3BO_3	бораты	$H_3BO_3 + 3C_2H_5OH = B(C_2H_5O)_3 + 3H_2O$ пирохимическая реакция протекает в присутствии $H_2SO_{4(конц.)}$ наблюдаем пламя с зелёной каймой
хлорноватистая	$HClO$	гипохлориты	
хлористая	$HClO_2$	хлориты	
хлорноватая	$HClO_3$	хлораты	
хлорная	$HClO_4$	перхлораты	

8.4. Соли и их свойства

Соли – это продукты замещения атомов водорода в молекулах кислот атомами металла или это продукты замещения гидроксидных групп в молекулах оснований кислотными остатками.

Классификация солей.

Средние соли. Это продукты полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами неметалла, или продукты полного замещения гидроксидных групп в молекуле основания кислотными остатками ($NaCl$, Li_2SO_4, K_3PO_4).

Кислые соли. Это продукты неполного замещения атомов водорода в молекулах многоосновных кислот атомами металла ($LiHSO_4$, KH_2PO_4, $NaHCrO_4$).

Основные соли. Это продукты неполного замещения гидроксидных групп в молекулах многокислотных оснований кислотными остатками ($ZnOHCl$, $Al(OH)_2Cl$, $(MgOH)_2CO_3$).

Комплексные соли. Это сложные вещества, в состав которых входят комплексный катион и анион, либо катион и комплексный анион ($Na_2[Zn(OH)_4]$, $[Ag(NH_3)_2]Cl$, $K_2[PtCl_4]$).

Физические свойства.

Большинство солей — твердые вещества белого цвета. Некоторые соли имеют окраску. Например, дихромат калия - оранжевого, сульфат никеля - зеленого.

По растворимости в воде соли делятся на растворимые в воде, малорастворимые в воде и нерастворимые.

Химические свойства.

Растворимые соли в водных растворах диссоциииируют на ионы:

Средние соли диссоциииируют на катионы металлов и анионы кислотных остатков:

$$KCl = K^+ + Cl^-.$$

Кислые соли диссоциииируют на катионы металла и сложные анионы

$$KHSO_3 = K^+ + HSO_3^-.$$

Основные соли диссоциииируют на сложные катионы и анионы кислотных остатков

$$AlOH(CH_3COO)_2 = AlOH^{2+} + 2CH_3COO^-.$$

Соли взаимодействуют с металлами с образованием новой соли и нового металла: Me(1) + Соль(1) = Me(2) + Соль(2)

$$CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu.$$

Растворы солей взаимодействуют с щелочами: Раствор соли + Раствор щелочи = Новая соль + Новое основание

$$FeCl_3 + 3KOH = Fe(OH)_3 + 3KCl.$$

· Соли взаимодействуют с кислотами Соль + Кислота = Соль + Кислота

$$BaCl_2 + H_2SO_4 = \downarrow BaSO_4 + 2HCl.$$

Соли могут взаимодействовать между собой:

Соль(1) + Соль(2) = Соль(3) + Соль(4)

$$AgNO_3 + KCl = \downarrow AgCl + KNO_3.$$

Основные соли взаимодействуют с кислотами:

Основная соль + Кислота = Средняя соль + H_2O

$$CuOHCl + HCl = CuCl_2 + H_2O.$$

Кислые соли взаимодействуют с щелочами:

Кислая соль + Щелочь = Средняя соль + H_2O

$$NaHSO_3 + NaOH = Na_2SO_3 + H_2O$$

Многие соли разлагаются при нагревании: $MgCO_3 = MgO + \uparrow CO_2$.

9. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

9.1. Классификация химических реакций

Химическая реакция – это превращение одного или нескольких исходных веществ (реагентов) в другие вещества, при которых ядра атомов не меняются, при этом происходит перераспределение электронов и ядер, и образуются новые химические вещества.

1. Классификация реакций по изменению количества исходных веществ и продуктов реакции:

реакции присоединения - из нескольких веществ образуется новое вещество:

$$C + O_2 = \uparrow CO_2;$$

реакции разложения - из одного веществ образуется несколько других:

$$CaCO_3 = CaO + \uparrow CO_2;$$

реакции замещения - в результате реагирования простого и сложного вещества образуются новые сложные и простые вещества:

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + \uparrow H_2;$$

реакции обмена - реагенты обмениваются составными частями:

$$MgS + 2HCl = MgCl_2 + \uparrow H_2S;$$

реакции нейтрализации (являются частным случаем реакций обмена) - исходными веществами реакции выступают кислота и основание, а продуктами - вода и соль:

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O.$$

2. Классификация реакций по выделению/поглощению энергии

экзотермические реакции (с выделением тепла):

$$C + O_2 = CO_2 + Q;$$

эндотермические реакции (с поглощением тепла):

$$N_2 + O_2 = 2NO - Q.$$

3. Классификация реакций по наличию катализатора.

Катализаторами называют вещества, которые не принимают непосредственного участия в самой реакции, но изменяют скорость ее протекания:

каталитические реакции:

$$CO + H_2O = CO_2 + \uparrow H_2 \text{ (катализатор } FeO)$$

некаталитические реакции (протекают без участия катализатора).

4. Классификация реакций по признаку обратимости реакции

обратимые реакции - могут самопроизвольно протекать при данных условиях, как в прямом, так и в обратном направлении:

$$N_{2\,(г)} + 3H_{2\,(г)} \rightleftarrows 2NH_{3\,(г)};$$

необратимые реакции - протекают только в одном направлении с практически полным превращением исходных веществ в продукты реакции (один из продуктов является газообразным или слабодиссоциирующим веществом):

$$CaCO_3 = CaO + \uparrow CO_2.$$

5. Классификация реакций по типу частиц:

молекулярные – в реакциях участвуют молекулы веществ;

ионные – в реакциях участвуют ионы;
радикальные – в реакциях участвуют радикалы (атомы или группы связанных между собой атомов, характеризующиеся наличием неспаренных электронов).

6. Классификация реакций по типу энергетического воздействия:

термохимические реакции - протекают при повышенной температуре:

$$N_2 + O_2 = \uparrow 2NO;$$

фотохимические реакции - протекают под воздействием света:

$$H_2 + Cl_2 = \uparrow 2HCl;$$

электрохимические реакции - протекают под воздействием электрического тока:

$$2NaCl = 2Na + \uparrow Cl_2.$$

7. Классификация реакций по агрегатному состоянию среды

гомогенные реакции - протекают в однородной среде, например, в газообразной или жидкой среде:

$$C + O_2 = \uparrow CO_2$$

$$KOH + HCl = KCl + H_2O;$$

гетерогенные реакции - протекают на границе раздела двух веществ, находящихся в разных фазах (твердой-газообразной; жидкой-газообразной, твердой-жидкой; жидкой-жидкой; твердой-твердой):

$$CaCO_3(т) = CaO(т) + CO_2(г);$$

$$FeO(т) + CO(г) = Fe(г) + CO_2(т);$$

$$Zn(т) + H_2SO_4(ж) = \uparrow H_2(г) + ZnSO_4(ж).$$

Гомогенные и гетерогенные реакции, в свою очередь, подразделяются на **простые** (в системе протекает только одна реакция, как правило, необратимая) и **сложные** (в системе протекает одновременно несколько простых реакций).

Виды простых химических реакций:

мономолекулярные реакции: в таких реакциях участвует только один вид молекул исходного вещества:

$$I_2 \rightleftarrows 2I^-;$$

бимолекулярные реакции: состоят из одной стадии, в каждом акте участвуют две частицы:

$$H_2 + I_2 = \uparrow 2HI.$$

Виды сложных химических реакций:

параллельные реакции: исходные вещества взаимодействуют одновременно в нескольких различных направлениях;

последовательные реакции: исходные вещества претерпевают изменения, проходя несколько последовательных стадий, образуя промежуточные продукты реакции;

сопряженные реакции: две реакции протекают в одной среде, при этом течение одной реакции зависит от другой, или течение обеих реакций влияют друг на друга.

9.2. Скорость химических реакций. Обратимость химических реакций

Химические реакции протекают с разными скоростями. В водных растворах химические реакции протекают практически мгновенно.

Если химические реакции происходят в однородной среде, например и растворе или в газовой фазе, то взаимодействие реагирующих веществ происходит во всем объеме. Такие реакции называют гомогенными.

Скорость химической реакции — изменение количества одного из реагирующих веществ за единицу времени в единице реакционного пространства.

Скорость химической реакции определяется в соответствии с **законом действующих масс**: скорость элементарной химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагентов в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции. Например, для реакции:

$$aA + bB = cC + dD$$

закон действующих масс может быть записан:

$$V = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b,$$

где: V – скорость химической реакции, k – константа скорости химической реакции; C_A^a – концентрация вещества A; C_B^b – концентрация вещества B.

Факторы, влияющие на скорость химической реакции.

Скорость химической реакции определяется следующими основными факторами:

1.природой реагирующих веществ;
2.концентрацией реагирующих веществ (закон действующих масс);
3.температурой;
4.наличием катализаторов;
5.давлением (реакции с участием газов);
6.степенью измельчения (реакции, протекающие с участием твердых веществ);
7.видом излучения (видимое, ультрафиолетовое, инфракрасное, рентгеновское).

Некоторые химические реакции могут быть обратимы. Это означает, что в реакционной смеси протекает как взаимодействие реагентов, так и взаимодействие продуктов. В этом смысле различие между реагентами и продуктами условное. Направление протекания химической реакции определяется условиями ее проведения (температурой, давлением, концентрацией веществ).

Многие реакции имеют одно преимущественное направление и для проведения таких реакций в противоположном направлении требуются экстремальные условия. В подобных реакциях происходит почти полное превращение реагентов в продукты.

9.3. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)

Реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются окислительно-восстановительными.

9.3.1. Основные положения теории окислительно-восстановительных реакций:

Окислением называется процесс **отдачи** атомом, молекулой или ионом **электронов**. Например:

$Al^0 - 3\bar{e} \rightarrow Al^{+3}$ $\qquad$ $Fe^{2+} - 1\bar{e} \rightarrow Fe^{3+}$

$H_2^0 - 2\bar{e} \rightarrow 2H^+$ $\qquad$ $2Cl^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2^0$

При **окислении** степень окисления **повышается**.

Восстановлением называется процесс **присоединения электронов** атомом, молекулой или ионом. Например:

$S^0 + 2\bar{e} \rightarrow S^{-2}$ $\qquad$ $Fe^{3+} + 1\bar{e} \rightarrow Fe^{2+}$

$Cl_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2Cl^-$ $\qquad$ $Hg^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Hg^0$

При **восстановлении** степень окисления **понижается.**

Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны, называются **восстановителями.** Во время реакции они **окисляются.**

Атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны, называются **окислителями**. Во время реакции они **восстанавливаются**. Так как атомы, молекулы и ионы входят в состав определенных веществ, то и эти вещества соответственно называют окислителями и восстановителями.

Окисление всегда сопровождается **восстановлением**, и наоборот, **восстановление** всегда связано с **окислением**, это можно выразить уравнениями:

Восстановитель - $\bar{e}$ = Окислитель

Окислитель + $\bar{e}$ = Восстановитель

Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединяемых окислителем.

9.3.2. Важнейшие окислители и восстановители

В периодах с повышением порядкового номера элемента восстановительные свойства простых веществ понижаются, а окислительные возрастают. Например, в третьем периоде натрий - самый активный восстановитель, а хлор - самый активный окислитель. У элементов главных подгрупп с повышением порядкового номера усиливаются восстановительные свойства и ослабевают окислительные. Наиболее сильные восстановители - щелочные металлы. Лучшие окислители - галогены.

Вещества, содержащие атомы элементов в максимальной степени окисления могут быть только окислителями, в минимальной - только восстановителями. Вещества же, содержащие элементы в промежуточной степени окисления могут проявлять как окислительные свойства (при

взаимодействии с более активными, чем они, восстановителями), так и восстановительные (при взаимодействии с более сильными окислителями).

Важнейшие восстановители: атомы металлов, водород, углерод, CO, H_2S, SO_2, H_2SO_3, HI, HBr, HCl, $FeSO_4$, $MnSO_4$, NH_3, H_3PO_3 и т.д.

Важнейшие окислители: галогены, $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, O_2, F_2, H_2O_2, HNO_3, H_2SO_4 (конц), Cl_2, K_2CrO_4, PbO_2 и т.д.

Окислители-восстановители: HNO_2, SO_2, Na_2SO_3, NO.

9.3.3. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.

При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций применяют метод электронного баланса.

В основе метода лежат следующие правила:

1.Число одних и тех же атомов в исходных веществах и продуктах реакции должно быть одинаковым.

2.Сумма зарядов исходных веществ должна быть равна сумме зарядов продуктов реакции.

3.Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединенных окислителем.

Для составления уравнений необходимо знать формулы реагирующих веществ и продуктов реакции.

Алгоритм составления электронного баланса для окислительно-восстановительных реакций.

1.Определяют и записывают величины и знаки окислительных чисел (степень окисления) для тех элементов, которые изменяют их в процессе реакции:

$$KMn^{+7}O_4 + KI^{-1} + H_2SO_4 \rightarrow Mn^{+2}SO_4 + \downarrow I_2^0 + K_2SO_4 + H_2O$$

2.Выявляют окислитель и восстановитель и составляют уравнения электронного баланса реакции:

полуреакции	количество принятых или отданных	наименьшее общее кратное	дополнительные множители	
$Mn^{+7} + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{+2}$	5	10	2	- процесс восстановления (процесс принятия электронов), Mn - окислитель
$2I^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow I_2^0$	2		5	- процесс окисления (процесс отдачи электронов), I - восстановитель

Найденные дополнительные множители (в данном случае "2" и "5") ставят в качестве коэффициентов перед формулами восстановителя и окислителя в левой части уравнения и перед формулами соответствующих соединений в правой части уравнения:

$$2KMn^{+7}O_4 + 10KI^{-1} + H_2SO_4 \rightarrow 2Mn^{+2}SO_4 + \downarrow 5I_2^0 + K_2SO_4 + H_2O$$

3.Для других соединений, принимающих участие в реакции, коэффициенты выставляются сопоставлением чисел атомов и ионов в левой и правой частях схемы.

$$2KMnO_4 + 10KI + 8H_2SO_4 = 2MnSO_4 + \downarrow 5I_2 + 6K_2SO_4 + H_2O$$

Правильное написание уравнений реакций является выражением содержания массы веществ. Поэтому число одних и тех же атомов в исходных веществах и продуктах реакции должно быть одинаковым. Должны сохраняться и заряды.

Окислительно-восстановительные реакции широко распространены в природе и являются основой жизнедеятельности живых организмов, поскольку с ними связан обмен веществ, процессы дыхания, брожения, гниения, фотосинтез в зеленых растениях. Широкое применение окислительно-восстановительные реакции получили в технике, например, в процессах коррозии металлов, горения различных видов топлива, металлургических, электролитических и других процессах. Наиболее эффективно окислительно-восстановительные реакции используются в электролизе.

10. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ (ТЭД)

Дистиллированная вода, твердые соли и щелочи, безводные кислоты не проводят электрического тока. Водные растворы всех солей, кислот и оснований, а также расплавленные соли и основания проводят электрический ток.

Вещества, проводящие электрический ток в растворенном или расплавленном состоянии, называются электролитами.

Электролитами являются соединения с ионной или ковалентной полярной связью - соли, кислоты, основания.

Вещества, которые в растворенном или расплавленном состоянии не проводят электрического тока, называются неэлектролитами.

Неэлектролитами являются вещества с ковалентными неполярными или малополярными связями, к ним относятся многие органические вещества (этиловый спирт, глицерин, сахар и другие).

Распад электролита на ионы при растворении в воде или расплавлении называют электролитической диссоциацией.

Для объяснения поведения электролитов шведским ученым Сванте Аррениусом в 1887 году была разработана теория электролитической диссоциации. В процессе совершенствования этой теории большое значение имели труды русских ученых, особенно И.А. Каблукова.

Основные положения теории электролитической диссоциации.

1.Электролиты при растворении в воде диссоциируют (распадаются) на положительно заряженные и отрицательно заряженные ионы. Так, например, хлорид натрия NaCl образует в водном растворе положительно заряженный ион натрия Na^+ и отрицательно заряженный ион хлора Cl^-

$$NaCl \rightleftarrows Na^+ + Cl^-$$

Заряды ионов обозначают справа арабскими цифрами, а затем указывают его знак. Например: Na^+, Cl^{1-}, Ca^{2+}, SO_4^{2-}.

2.Количество положительных и отрицательных ионов в растворе может быть различным, на суммарный заряд всех положительных ионов всегда равен суммарному заряду отрицательных ионов. Поэтому весь раствор в целом остается электрически нейтральным.

3.При пропускании через раствор электрического тока ионы приобретают направленное движение: положительно заряженные ионы направляются к отрицательно заряженному электроду - катоду, поэтому они называются катионами; отрицательно заряженные ионы к положительно заряженному электроду - аноду, поэтому они называются анионами.

4.Достигнув электродов, катионы и анионы превращаются в электронейтральные атомы или группы атомов. При этом катионы получают электроны от катода, а анионы отдают их аноду.

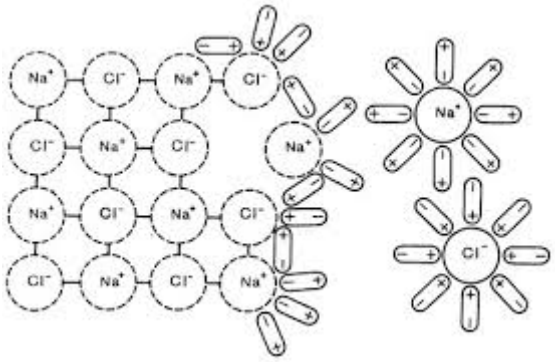
5.Процесс диссоциации (распада) - процесс обратимый. Параллельно с распадом молекул на ионы (диссоциацией) идет процесс соединения ионов в молекулы (ассоциация).

Механизм диссоциации.

Известный русский химик Каблуков И.А. показал, что основной причиной диссоциации электролита на ионы является его взаимодействие с полярными молекулами воды.

Рассмотрим процесс диссоциации щелочей и солей. При растворении соли или щелочи в воде полярные молекулы воды своими противоположно заряженными концами ориентируются вокруг ионов, т.е. притягиваются отрицательными концами к положительно заряженным ионам. Силы взаимного притяжения возникают между ионами и диполями воды. В результате этого притяжение между противоположными ионами в электролите ослабевает и электролит распадается на ионы. Перешедшие в раствор ионы, связанные с молекулами воды, называются гидратированными ионами.

Механизм растворения хлорида натрия в воде



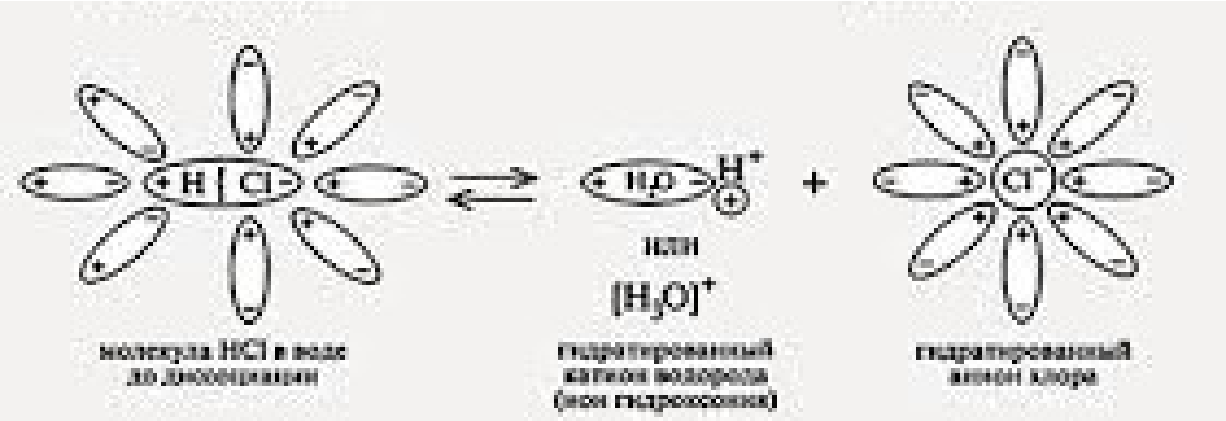
а б

а - механизм отрыва отдельных ионов;

б - гидратированные ионы натрия и хлора.

Гидратированные ионы по своим свойствам отличаются от не гидратированных. Например, гидратированный ион меди голубого цвета, негидратированный - белого.

Полярные молекулы с ковалентной связью также подвергаются диссоциации. Например, диссоциация молекул HCl проходит под воздействием диполей воды, общая пара электронов переходит к атому хлора. В результате ковалентная связь превращается в ионную и молекула HCl распадается на два гидратированных иона:



Степень электролитической диссоциации.

Диссоциация - процесс обратимый, поэтому не все вещество распадается на ионы. Отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу растворенных молекул, выраженное в процентах, называется степенью диссоциации и обозначается α ("альфа")

$$\alpha = \frac{n_1}{n} \cdot 100\%$$, где:

α - степень диссоциации;

n - общее число растворенных молекул электролита;

n_1 - число молекул, распавшихся на ионы.

В зависимости от степени диссоциации различают три группы электролитов.

1.Сильные электролиты имеют степень диссоциации от 30% и больше. К сильным электролитам относятся соли, многие минеральные кислоты, например: H_2SO_4, HNO_3, HCl, HJ, HBr, $HClO_4$, и т.д., основания щелочных и щелочноземельных металлов NaOH, KOH, $Ba(OH)_2$ и т.д.

2.Электролиты средней силы имеют степень диссоциации от 2% до 30%. Например: H_3PO_4, HNO_2, HF и т.д.

3.Слабые электролиты имеют степень диссоциации до 2%, к ним относятся почти все органические кислоты, большинство минеральных кислот, например: H_2SO_3, H_2S, H_2CO_3, HClO, H_2SiO_3, вода, основания, например: NH_4OH, также основания, не являющиеся производными щелочных и щелочноземельных металлов и т.д.

Факторы, влияющие на степень электролитической диссоциации.

1.Природа электролита (свойства электролитов).

2.Природа растворителя, т.е. диэлектрическая постоянная растворителя.

Диэлектрическая постоянная - это величина, показывающая, во сколько раз взаимодействие между двумя зарядами в данной среде меньше, чем в безвоздушном пространстве. Чем больше диэлектрическая постоянная, тем больше степень диссоциации электролита в нем.

3.Концентрация (разбавление раствора). Чем больше концентрация, тем меньше степень диссоциации, и чем меньше концентрация (больше разбавление), тем больше степень диссоциации.

4.Добавление к раствору первого электролита второго электролита с одноименным ионом. Прибавление к раствору электролита 1 электролита 2 с одноименным ионом уменьшает степень диссоциации электролита 1.

5.Температура. С повышением температуры степень диссоциации увеличивается.

Константа электролитической диссоциации.

Диссоциация молекул слабых электролитов представляет собой обратимый процесс, приводящий к состоянию химического равновесия. Например:

$$AB \rightleftarrows A^+ + B^-$$

Применив к указанному равновесию закон действующих масс, получим:

$$K_{дис} = \frac{[A^+]\cdot[B^-]}{[AB]}$$

Величина $К_{дис}$ называется константой диссоциации электролита.

Отношение произведения концентрации ионов к концентрации недиссоциированных молекул слабого электролита называется константой электролитической диссоциации.

Чем больше $К_{дис}$, тем меньше недиссоциированных молекул в растворе, т.е. тем сильнее электролит; чем меньше $К_{дис}$, тем больше недиссоциированных молекул и тем электролит слабее.

Кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации.

Кислота - это электролит, который в водных растворах диссоциирует с образованием катионов водорода (H^+) и анионов кислотных остатков.

Например:

а) диссоциация соляной кислоты (HCl)

$$HCl \rightleftarrows H^+ + Cl^-$$

б) диссоциация серной кислоты (H_2SO_4). Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:

$H_2SO_4 \rightleftarrows H^+ + HSO_4^-$ - 1- ая ступень,

$HSO_4^- \rightleftarrows H^+ + SO_4^{2-}$ - 2 - ая ступень,

$H_2SO_4 \rightleftarrows 2H^+ + SO_4^{2-}$ - полная диссоциация.

Основание - это электролит, который в водных растворах диссоциирует с образованием только одного вида анионов - гидроксид-ионов (OH^-).

Например:

а) диссоциация гидроксида натрия (NaOH):

$$NaOH \rightleftarrows Na^+ + OH^-$$

б) диссоциация многокислотных оснований:

$Ca(OH)_2 \rightleftarrows CaOH^+ + OH^-$ - 1-ая ступень;

$CaOH^+ \rightleftarrows Ca^{2+} + OH^-$ - 2-ая ступень;

$Ca(OH)_2 \rightleftarrows Ca^{2+} + 2OH^-$ - полная диссоциация.

Амфотерные основания ($Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$, $Pb(OH)_2$ и др.) диссоциируют в водном растворе, как по типу кислот, так и по типу оснований.

По типу оснований:

$Zn(OH)_2 \rightleftarrows H_2ZnO_2$

$Zn(OH)_2 \rightleftarrows ZnOH^+ + OH^-$ - 1-ая ступень

$ZnOH^+ \rightleftarrows Zn^{2+} + OH^-$ - 2-ая ступень

$Zn(OH)_2 \rightleftarrows Zn^{2+} + 2OH^-$ - полная диссоциация

По типу кислот:

$H_2ZnO_2 \rightleftarrows H^+ + HZnO_2^-$ - 1-ая ступень

$HZnO_2^- \rightleftarrows H^+ + ZnO_2^{2-}$ - 2-ая ступень

$H_2ZnO_2 \rightleftarrows 2H^+ + ZnO_2^{2-}$ - полная диссоциация

Вещества, которые при диссоциации образуют как ионы водорода, так и гидроксид-ионы, называются амфотерными соединениями.

Средние соли - это электролиты, которые в водных растворах диссоциируют на катионы металлов (а также катион аммония NH_4^+) и анионы кислотных остатков. Например: диссоциация хлорида натрия (NaCl)

$NaCl \rightleftarrows Na^+ + Cl^-$

Кислые соли - это электролиты, которые в водных растворах диссоциируют на катионы металлов и водорода и анионы кислотных остатков.

Например: диссоциация гидросульфата калия ($KHSO_4$)

$KHSO_4 \rightleftarrows K^+ + HSO_4^-$ - 1 ступень

$HSO_4^- \rightleftarrows H^+ + SO_4^{2-}$ - 2 ступень

$KHSO_4 \rightleftarrows K^+ + H^+ + SO_4^{2-}$ - полная диссоциация

Основные соли - это электролиты, которые в водных растворах диссоциируют на катионы металлов, на анион кислотного остатка и гидроксид-ион.

Например: диссоциация гидроксохлорида кальция:

$Ca(OH)Cl \rightleftarrows CaOH^+ + Cl^-$ - 1 ступень

$CaOH^+ \rightleftarrows Ca^{2+} + OH^-$ - 2 ступень

$Ca(OH)Cl \rightleftarrows Ca^{2+} + OH^- + Cl^-$ - полная диссоциация

Двойные соли - это электролиты, которые в водных растворах диссоциируют на два различных катиона металла и анионы кислотного остатка.

Например: диссоциация сульфата калия алюминия

$KAl(SO_4)_2 \rightleftarrows K^+ + Al^{3+} + 2SO_4^{2-}$

Ионные реакции.

Согласно теории электролитической диссоциации реакции в растворах происходят между ионами. Такие реакции являются ионными. Ионные реакции могут быть обратимыми и необратимыми. Реакции между ионами в растворах электролитов идут практически до конца, когда в результате их взаимодействия образуются малодиссоциированные вещества или ионы, газообразные или малорастворимые вещества, комплексные ионы. Ионные реакции записываются молекулярными и ионными уравнениями.

Составление ионного уравнения.

Правила составления ионного уравнения реакции	Пример
Записать уравнение реакции в молекулярном виде	1. $BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow \downarrow BaSO_4 + 2\ NaCl$
По таблице растворимости определить растворимость каждого вещества	2. $BaCl_2$ р+ Na_2SO_4 р $\rightarrow \downarrow BaSO_4$ н + 2 NaClр
Записать уравнения диссоциации исходных веществ и продуктов реакции.	3. $BaCl_2 \rightleftarrows Ba^{2+} + 2Cl^-$ $Na_2SO_4 \rightleftarrows 2\ Na^+ + SO_4^{2-}$ $2\ NaCl \rightleftarrows 2\ Na^+ + 2Cl^-$
Составить полное ионное уравнение реакции	4. $Ba^{2+} + 2Cl^- + 2\ Na^+ + SO_4^{2-} \rightarrow$ $\downarrow BaSO_4 + 2\ Na^+ + 2Cl^-$
Найти одинаковые ионы в левой и правой частях, сократить их и записать сокращенное ионное уравнение реакции.	5. $Ba^{2+} + 2Cl^- + 2\ Na^+ + SO_4^{2-} \rightarrow$ $\downarrow BaSO_4 + 2\ Na^+ + 2Cl^-$ $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow \downarrow BaSO_4$

Для составления ионных реакций необходимо знать:

1)растворимость в воде кислот, оснований, солей;

2)электролитическую диссоциацию веществ;

3)летучесть веществ.

Реакции в водных растворах электролитов идут между ионами, образующимися в результате диссоциации электролитов, и поэтому они называются реакциями ионного обмена.

Условие протекания реакций ионного обмена до конца: реакции обмена протекают до конца только тогда, когда образуется малорастворимое соединение (осадок), легколетучее вещество (газ), или малодиссоциирующее соединение (очень слабый электролит, в том числе и вода).

1.Если образуется осадок :

а) $CuSO_4$ р + 2 NaOH р $\rightarrow \downarrow Cu(OH)_2$ н + Na_2SO_4 р

$Cu^{2+} + 2OH^- \rightarrow \downarrow Cu(OH)_2$

б) $3CaCl_2$ р + $2Na_3PO_4$ р $\rightarrow \downarrow Ca_3(PO_4)_2$ н+ 6NaCl р

$3Ca^{2+} + 2PO_4^{3-} \rightarrow \downarrow Ca_3(PO_4)_2$

2.Если выделяется газ:

а) Na_2S р+ 2HCl р $\rightarrow$ 2NaCl р + $\uparrow H_2S$

$2H^+ + S^{2-} \rightarrow \uparrow H_2S$

б) Na_2CO_3 р + H_2SO_4 р $\rightarrow$ Na_2SO_4р + H_2CO_3

$H_2CO_3 \rightarrow \uparrow CO_2 + H_2O$

3.Если образуется слабый электролит (малодиссоциирующее вещество):

$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$

$OH^- + H^+ \rightarrow H_2O$

При отсутствии ионов, которые, связываясь между собой, образуют осадок, газ или слабый электролит, реакция является обратимой:

KNO_3 р+ NaCl р $\rightleftarrows$ KCl р+ $NaNO_3$ р.

Диссоциация молекулы воды.

Являясь слабым электролитом, вода в незначительной степени диссоциирует на ионы:

$$H_2O \leftrightarrows H^+ + OH^-.$$

В чистой воде концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов равны:

$$[H^+]=[OH^-].$$

Измерения электропроводности чистой воды показали, что при 22 °C степень ее ионизации $\alpha = 1{,}8 \cdot 10^{-9}$. Так как в 1 литре воды содержится $1000/M(H_2O) = 1000/18 = 55{,}55$ моль, то концентрация ионов будет равна:

$$[H+] = [OH-] = 1{,}8 \cdot 10^{-9} \cdot 55{,}54 = 10^{-7} \text{ моль/л},$$

а произведение равновесных концентраций:

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} = K_w.$$

При данной температуре величина K_w является постоянной и называется ионным произведением воды.

Постоянство величины K_w позволяет утверждать, что при увеличении в растворе концентрации ионов водорода H^+ (растворение кислоты) происходит уменьшение концентрации гидроксид-ионов, и наоборот.

Если $[H^+]=[OH^-]=10^{-7}$ моль/л, то среда раствор нейтральная;

если $[H^+]>10^{-7}$ моль/л, то раствор кислый;

если $[OH^-]>10^{-7}$ моль/л, то раствор щелочной.

Поскольку значения концентрации ионов водорода в химии растворов используется очень часто, то для удобства введено представление о водородном показателе.

Водородный показатель, pH (лат. pondus Hydrogenii — «вес водорода»; произносится «пэ-аш») — мера активности ионов водорода в растворе, количественно выражающая его кислотность. Равен по модулю и противоположен по знаку десятичному логарифму активности водородных ионов, выраженной в молях на один литр:

$$pH = -\lg C_M(H^+).$$

Катион водорода (H^+) частица, в которую превращается атом водорода, отдав электрон. Получается протон, но такая частица в воде не существует. Частица эта прикреплена по донорно-акцепторному механизму к атому кислорода в молекуле воды, получается ион гидроксония: H_3O^+. Наличие в растворе такого иона свидетельствует о том, что среда раствора кислая. Для определения кислотности используют индикаторы (pH<7).

Гидроксид-ион (OH^-) Наличие в растворе ионов OH^- указывает на щелочную реакцию среды (pH>7). Определить pH можно с помощью индикаторов. Щелочную среду имеют не только щелочи, но и растворы аммиака и аминов, растворы солей, образованных сильными основаниями и слабыми кислотами.

В нейтральной среде pH=7.

Если нужно определить щелочь, то к раствору надо добавить соль металла, образующего слабое основание. Щелочь с такой солью даст осадок гидроксида металла:

$$CuCl_2 + 2NaOH \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + 2NaCl.$$

Рассмотрим несколько индикаторов: лакмус фиолетовый, метиловый оранжевый, фенолфталеин.

Индикатор	Цвет в кислой среде pH < 7	Цвет в нейтральной среде pH = 7	Цвет в щелочной среде pH > 7
Лакмус фиолетовый	Красный	Фиолетовый	Синий
Метиловый оранжевый	Красный (розовый)	Оранжевый	Желтый
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый

11. СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

Из всех известных к настоящему времени элементов только 22 относятся к неметаллам, большинство же элементов — металлы. Металлы отличаются от неметаллов физическими, химическими, механическими свойствами. Особенности этих отличий обусловлены их электронным строением.

Металлам присущи характерные признаки, проявляющиеся, как правило, одновременно. Почти все металлы тяжелее воды. Им присущ так называемый металлический блеск. Большинство из них — серые или белые, но медь, цезий и золото — красного или желтого цвета. В высокодисперсном состоянии металлы обычно имеют черный цвет и не блестят.

Металлы обладают высокой тепло- и электропроводностью, под давлением становятся текучими, что определяет их гибкость и ковкость. Для них характерно свойство испускания (отдачи) электронов в окружающее пространство под действием различных квантов энергии: под действием света (фото-), при нагревании (термо-). при разрыве (экзоэлектронная эмиссия).

Металлы — это простые вещества, которым одновременно присущи высокие и изотропные электро- и теплопроводность, электронная эмиссия, ковкость, характерные металлический блеск и звон при ударе, в подавляющем большинстве высокая плотность и твердость в компактном состоянии и при условиях, близких к нормальным. С химической точки зрения, металлы — восстановители в подавляющем большинстве случаев.

11.1. Физические свойства металлов

Металлы являются главным конструкционным материалом в современной промышленности и технике. Физические свойства металлов определяют возможность их использования как конструкционных материалов в определенном интервале температур или нагрузок.

Главное влияние на физические свойства металлов оказывает электронное строение атомов элемента и строение кристаллической решетки металла. Важнейшей характеристикой кристаллической решетки является ее симметрия. Кристаллические решетки металлов бывают различной симметрии, но наиболее часто встречаются: объемно-центрированная кубическая (ОЦК), гранецентрированная кубическая (ГЦК) и плотнейшая гексагональная (Г) кристаллическая решетка.

Кристаллическое строение металлов изучается различными методами. Их можно разделить на две группы. К первой принадлежат методы изучения внутреннего строения кристаллов, ко второй — методы изучения их внешних форм. Внутреннее строение кристаллов изучается главным образом с помощью рентгеноструктурного анализа. По его данным для всех металлов установлены типы и параметры кристаллических решеток.

Объемно центрированная кубическая решетка имеется в металлах: Li, Na, K, V, Cr, Fe при температурах до 911 и от 1392 °С до плавления, Pb, W и

др.; гранецентрированная кубическая — Al, Ca, Fe при температурах от 911 до 1392 °C, Ni, Си, Ag, Аи и др.; гексагональная характерна для Be, Mg, Cd, Ti, Co, Zn и др.

Плотность металлов изменяется в очень широких пределах. Характер изменения плотности металлов определяется совместным влиянием ряда факторов: симметрии кристаллической решетки, координационного числа и размеров атома. Так, в 4-м периоде радиус атомов от s-элементов к d-элементам, находящимся в центре периода, уменьшается. Поэтому максимум плотности приходится на металлы элементов центра периода. В 6-м периоде плотность металлов еще более увеличивается за счет лантаноидного сжатия радиусов атомов элементов.

Различают легкие металлы ($\rho < 5$ г/см^3) и тяжелые. Самый легкий металл — литий ($\rho = 0{,}53$ г/см^3), а самый тяжелый — осмий ($\rho = 22{,}5$ г/см^3). Легче воды всего три металла: литий, натрий и калий. Плотность металла заметно меняется с температурой.

11.2. Химические свойства металлов

Характерным химическим свойством металлов является их восстановительная активность. Поэтому рассмотрим их отношение к типичным окислителям. Такими окислителями являются простые вещества — неметаллы, а так же вода, кислоты, другие сложные вещества.

Отношение металлов к неметаллам. В табл.2 приведены простые вещества — окислители и сведения об отношении к ним металлов.

С фтором реагирует все металлы без исключения, только алюминий, железо, никель, медь и цинк в отсутствие влаги, в первый момент образуют плотные пленки фторидов, защищающие металлы от дальнейшего окисления. По той же самой причине и в тех же условиях железо пассивируется в реакции с хлором. Ряд металлов при окислении кислородом образуют плотные защитные пленки оксидов. В соответствии с тем, что при переходе от фтора к азоту окислительная активность простых веществ уменьшается, все большее число металлов не подвергается окислению. В итоге, с азотом реагирует только литий и щелочноземельные металлы.

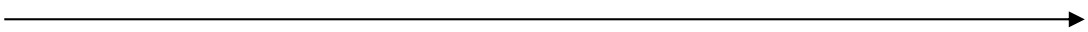
Таблица 2

Отношение металлов к простым веществам — окислителям

Окисли-тель	Реагируют	Реагируют и пассивируются	Не реагируют	Основной продукт
F_2	почти все	Al, Fe, Ni, Cu, Zn — без нагревания	—	фторид
Cl_2	почти все	Fe — в отсутствие влаги	—	хлорид
O_2	многие	Al, Ti, Pb; Be, Mg — без нагревания	Au, Pt	оксид
S	многие, но при нагревании	—	большинство (при н.у. и охлаждении)	сульфид
H_2	щелочные и ще-лочноземельны е металлы	—	большинство, но многие растворяют водород	гидрид
N_2	Li, щелочнозе-мельные металлы	—	почти все	нитрид

Отношение металлов к воде и водным растворам окислителей. В водных растворах восстановительная активность металла характеризуется значением его стандартного окислительно-восстановительного потенциала.
На основании величин стандартных электродных потенциалов построен ряд активности металлов:

Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Au;



активность металлов (способность отдавать электроны) уменьшается

В этот ряд всегда помещают, кроме металлов, также водород, что позволяет видеть, какие металлы способны вытеснять водород из водных растворов кислот. Положение того или иного металла в ряду напряжений характеризует его способность к окислительно-восстановительным взаимодействиям в водных растворах при стандартных условиях. Ионы металлов являются окислителями, а металлы в виде простых веществ — восстановителями. При этом, чем дальше расположен металл в ряду активности, тем более сильным окислителем в водном растворе являются его ионы.

Металлы способны вытеснять друг друга из растворов солей. Направление реакции определяется при этом их взаимным положением в ряду активности.

Реакции металлов с простыми веществами.

а) $Me + O_2 = Me_xO_y$ (оксид) д) $Me + C = Me_xC_y$ (карбид)

б) $Me + H_2 = MeH_x$ (гидрид) е) $Me + P = Me_xP_y$ (фосфид)

в) $Me + CI_2 = MeCI_x$ (хлорид) ж) $Me + S = Me_xS_y$ (сульфид)

г) $Me + N_2 = Me_xN_y$ (нитрид) з) $Me + Si = Me_xSi_y$ (силицид)

Реакции металлов со сложными веществами.

1) В соответствии с положением в ряду активности металлов:

Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Au;

более активные металлы вытесняют менее активные:

а) из растворов солей: $3Mg + 2FeCI_3 = 3MgCI_2 + 2Fe$,

б) из оксидов (при нагревании): $2Al + Fe_2O_3 = Al_2O_3 + 2Fe$.

2)Вытесняют водород:

а) из воды:

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + \uparrow H_2,$$

$$Zn + H_2O = ZnO + \uparrow H_2;$$

б)из кислот вытесняют водород все металлы, стоящие в ряду активности до водорода кроме HNO_3 и $H_2SO_{4(конц.)}$:

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + \uparrow H_2.$$

3)Реакции с $H_2SO_{4(конц.)}$:

а) при обычной температуре поверхности металлов Al, Zn, Cr, Fe покрываются оксидной плёнкой (пассивируются), а поверхность Pb – сульфатом свинца $PbSO_4$;

б)при нагревании серная кислота реагирует практически со всеми металлами (кроме Au и Pt); чем активнее металл, тем лучше восстанавливается сера в молекуле серной кислоты (S^{+6}):

неактивные металлы (стоящие в ряду активности после водорода):

$$Cu + 2H_2SO_{4(конц.)} = CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$$

активные металлы (стоящие в ряду активности между магнием и водородом):

$$3Mg + 4H_2SO_{4(конц.)} = 3MgSO_4 + \downarrow S + 4H_2O$$

очень активные металлы (щелочные и щёлочноземельные металлы):

$$4Ca + 5H_2SO_{4(конц.)} = 4CaSO_4 + H_2S\uparrow + 4H_2O$$

4)HNO_3 при обычной температуре пассивирует те же металлы, что и $H_2SO_{4(конц.)}$, но при нагревании реакции идут, причем чем активнее металл и разбавленнее кислота, тем сильнее восстанавливается азот в молекуле азотной кислоте (N^{+5}):

Неактивные металлы:

$$Cu + 4HNO_{3(конц.)} = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

$$3Cu + 8HNO_{3(разб.)} = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

Активные и очень металлы:

$$4Ca + 10HNO_{3(конц.)} = 4Ca(NO_3)_2 + N_2O + 5H_2O$$

$$5Ca + 12HNO_{3(разб.)} = 5Ca(NO_3)_2 + N_2\uparrow + 6H_2O$$
$$4Ca + 9HNO_{3\ (оч.\ разб.)} = 4Ca(NO_3)_2 + NH_3\uparrow + 3H_2O$$

5)Некоторые бинарные (состоящие из двух элементов) соединения металлов разлагаются водой по основному типу:

$$Li_3N + 3H_2O = 3LiOH + NH_3\uparrow$$
$$K_3P + 3H_2O = 3KOH + PH_3\uparrow$$
$$Al_4C_3 + 12H_2O = 4Al(OH)_3 + 3CH_4\uparrow$$
$$NaH + H_2O = NaOH + H_2\uparrow$$

(окислительно-восстановительный процесс).

6) Амфотерные металлы со щелочами образуют неустойчивые соли:

$$Zn + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + H_2\uparrow$$
$$2Al + 2NaOH + 2H_2O = NaAlO_2 + 3H_2\uparrow.$$

7) Природа гидроксидов:

а) металлы I группы главной подгруппы образуют щелочи;

б) металлы II группы главной подгруппы (кроме Mg, Be) образуют:

либо малорастворимое, но сильное основание - $Ca(OH)_2$,

либо хорошо растворимые щелочи $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$;

в)металлы побочных подгрупп Cr^{+2}, Fe^{+2}, Mn^{+2} дают малоустойчивые гидроксиды основного характера, которые при стоянии окисляются:

$$4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 4Fe(OH)_3;$$

г) Cu^{+2}, Zn^{+2}, Cr^{+3}, Fe^{+3}, Mn^{+4} , Sn^{+4} , Pb^{+4} дают амфотерные основания, которые при нагревании могут образовать оксиды:

$$2Cr(OH)_3 = Cr_2O_3 + 3H_2O; \quad Pb(OH)_4 = PbO_2 + 2H_2O$$

д)для $(Hg_2)^{2+}$, Hg^{2+}, Ag^+ гидроксиды не существуют, образуются сразу оксиды:

$$2AgNO_3 + 2KOH = 2KNO_3 + Ag_2O\downarrow + H_2O.$$

е) гидроксиды d-элементов в максимальной степени окисления (Cr^{+6}, Fe^{+6}, Mn^{+7}) имеют кислотный характер, малоустойчивы; соли соответствующих кислот более устойчивы, сильные окислители.

11.3. Качественные реакции на ионы металлов

Элементы IA-группы (щелочные металлы).

Электронная структура элементов:

Li $1s^22s^1$; **Na** $2s^22p^63s^1$; **K** $1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$; **Rb** $1s^22s^22p^63s^23p^64s^2\ 3d^{10}\ 4p^65S^1$.

Лёгкие металлы, настолько пластичные, что их можно разрезать ножом. Из-за чрезвычайной активности, на воздухе легко окисляются (некоторые со взрывом), поэтому их хранят в керосине, кроме лития. Литий хранить в керосине невозможно из-за физических свойств. Этот металл легче керосина, поэтому всплывает в нем. Литий хранят в вазелине или еще в чем-нибудь таком инертном и вязком. Почти все соли щелочных металлов растворимы в воде. Поэтому обнаружение их катионов выпадением осадка невозможно.

Для определения катионов металлов используют метод **пирохимического анализа**. Этот метод основан на способности ионов

металлов, входящих в состав летучих солей, окрашивать пламя горелки в определенный цвет.

Катион **Li^+** окрашивает пламя горелки в карминово-красный цвет Помимо этого, литий – один единственный щелочной металл, катион которого можно обнаружить с помощью осадка. Катион лития с фосфат-ионом дает белый осадок**:**

$$3LiCl + Na_3PO_4 \rightarrow Li_3PO_4\downarrow + 3NaCl$$
$$3Li^+ + PO4^{3-} \rightarrow Li_3PO_4\downarrow$$

Катион **Na^+** окрашивает пламя горелки в желтый цвет.

Катион **K^+** окрашивает пламя горелки в фиолетовый цвет.

Катион **Rb^+** окрашивает пламя горелки в розово-фиолетовый цвет.

Катион **Cs^+** окрашивает пламя горелки в голубовато-фиолетовый цвет.

Щелочноземельные металлы IIA-группы (**подгруппа кальция**).

Электронная структура элементов:

Ca $1s^22s^22p^63s^23p^64s^2$; **Sr** $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}3p^65s^2$;

Ba $1s^22s^2sp^63s^23p^64s^23d^{10}4p^65s^24d^{10}4p^66s^2$.

Эти металлы серого цвета. Твердые, ножом не режутся. На воздухе ведут себя спокойно: покрываются оксидной пленкой.

Определить катионы щелочноземельных металлов можно как с помощью выпадения осадка, так и с помощью пирохимического метода: катионы **Ca^{2+}** окрашивают пламя горелки в кирпично-красный цвет. Катион кальция образует белый осадок с карбонат-ионом:

$$CaCl_2 + K_2CO_3 \rightarrow CaCO_3\downarrow + 2KCl$$
$$Ca^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow CaCO_3\downarrow$$

Образуется карбонат кальция – мел. Так же карбонат кальция – составная часть накипи. Белый осадок, растворимый в кислотах с выделением газа (без цвета, вкуса, запаха. Имеется в виду реакция карбонатов с кислотами:

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2\uparrow$$

Катион **Sr^{2+}** образует белый нерастворимый в кислотах осадок с сульфат-ионом:

$$SrCl_2 + K_2SO_4 \rightarrow SrSO_4\downarrow + 2KCl$$
$$Sr^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow SrSO_4\downarrow$$

Катион стронция окрашивает пламя горелки в темно-красный цвет.

Катион **Ba^{2+}** образует белый нерастворимый в кислотах осадок с сульфат-ионом:

$$BaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2HCl$$
$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow$$

Катионы бария окрашивают пламя горелки в зеленый цвет.

Катион **Mg^{2+}** определяется, как и кальций, карбонат-ионами. Карбонат магния – белый осадок:

$$Mg(NO_3)_2 + K_2CO_3 \rightarrow MgCO_3\downarrow + 2KNO_3$$
$$Mg^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow MgCO_3\downarrow.$$
$$Mg^{2+} + NaHPO_4 + 2NH_4Cl \rightarrow MgNH_4PO_4\downarrow + 2NaCl + 2NH_4^+ + H_2O$$

образуется белый мелкокристаллический осадок.

Катионы металлов Be^0 (Be^{2+}), Zn^0 (Zn^{2+}), Al^0 (Al^{3+}).

Электронная структура элементов:

Be $1s^22s^2$; **Zn** $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}$; **Al** $1s^22s^22p^63s^23p^1$.

Эти три металла объединяют амфотерные свойства. Если речь идёт о металле, растворимый в растворе щелочи; или металле, который растворяется и в щелочах, и кислота; или металле, растворяющемся в щелочи с выделением горючего газа, который легче воздух, то имеют в виду один из этих трех металлов:

$$Be + 2KOH + 2H_2O \rightarrow K_2[Be(OH)_4] + H_2\uparrow$$
$$Zn + 2KOH + 2H_2O \rightarrow K_2[Zn(OH)_4] + H_2\uparrow$$
$$2Al + 2KOH + 6H_2O \rightarrow 2K[Al(OH)_4] + 3H_2\uparrow$$

Ионы этих металлов в растворах тоже определяют добавлением щелочи. Выпадает белый студенистый осадок (гидроксид металла), который в избытке щелочи растворяется (гидроксиды алюминия, цинка и бериллия реагируют со щелочами, образуя растворимые гидроксоалюминаты, гидроксоцинкаты и гидроксобериллаты соответственно):

$$BeCl_2 + 2KOH \rightarrow Be(OH)_2\downarrow + 2KCl$$
$$Be^{2+} + 2OH^- \rightarrow Be(OH)_2\downarrow$$
$$Be(OH)_2 + 2KOH \rightarrow K_2[Be(OH)_4] \text{ (растворение осадка)}$$
$$ZnCl_2 + 2KOH \rightarrow Zn(OH)_2\downarrow + 2KCl \text{ (образование осадка)}$$
$$Zn^{2+} + 2OH^- \rightarrow Zn\,(OH)_2\downarrow$$
$$Zn(OH)_2 + 2KOH \rightarrow K_2[Zn(OH)_4] \text{ (растворение осадка)}$$
$$AlCl_3 + 3KOH \rightarrow Al(OH)_3\downarrow + 3KOH \text{ (образование осадка)}$$
$$Al^{3+} + 3OH^- \rightarrow Al(OH)_3\downarrow$$
$$Al(OH)_3 + KOH \rightarrow K[Al(OH)_4] \text{ (растворение осадка)}$$

Оксиды этих металлов, как и гидроксиды, растворяются в кислотах и щелочах, рассмотрим на примере оксида алюминия:

$$Al_2O_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$$
$$Al_2O_3 + 2KOH + 3H_2O \rightarrow 2K[Al(OH)_4]$$

У гидроксида цинка есть характерная особенность: он растворяется в водном растворе аммиака:

$$Zn(OH)_2 + 4NH_4OH \rightarrow [Zn(NH_3)_4](OH)_2 + 4H_2O$$

Ион $\mathbf{Zn^{2+}}$ **с** $\mathbf{S^{2+}}$ образует белый осадок, который растворяется в кислотах с выделением газа с запахом тухлых яиц – сероводорода.:

$$ZnSO_4 + K_2S \rightarrow ZnS\downarrow + K_2SO_4$$
(образование осадка)
$$Zn^{2+} + S^{2-} \rightarrow ZnS\downarrow$$
$$ZnS + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2S\uparrow$$

(растворение осадка с выделением сероводорода).

Препараты, содержащие цинк, применяются в медицине в качестве успокаивающего средства, являются антибактериальными, ранозаживляющими и антисептическими средствами.

Медь

– пластичный розовато-красный металл.

Электронная конфигурация: **Cu** $1s^2 2s^2 sp^6 3s^2 3p^6 \boldsymbol{4s^1 3d^{10}}$.

В электронной конфигурации атома меди наблюдается проскок (провал) электрона, то есть отступление от общей для большинства элементов последовательности заполнения электронных оболочек, связанные с тем, что эти "нарушения правил" обеспечивают атомам некоторых элементов меньшую энергию по сравнению с заполнением электронных оболочек "по правилам".

Медь является хорошим проводником электрического тока**.** Не вытесняет из кислот водород**.** Реагирует только с кислотами-окислителями (азотной и концентрированной серной):

$$Cu + 2H_2SO_{4(конц.)} \rightarrow CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$$

$$Cu + 4HNO_{3(конц.)} \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$$

$$3Cu + 8HNO_{3(разб.)} \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O$$

Оксид меди – CuO – кристаллы чёрного цвета, растворяется в кислотах, окрашивая раствор в голубой цвет:

$$CuO + 2HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2O$$

Катион $\mathbf{Cu^{2+}}$ окрашивает пламя горелки в зеленый цвет. Соединения меди имеют голубоватую окраску, это можно использовать как диагностический признак. В растворе ионы меди можно обнаружить добавлением щелочи, при этом выпадает растворимый в кислотах голубой осадок, который используется в некоторых качественных реакциях органической химии.

$$CuCl_2 + 2KOH \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + 2KCl$$

$$Cu^{2+} + 2OH^- \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow$$

Осадок $Cu(OH)_2$ растворяется в кислотах:

$$Cu(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + 2H_2O$$

Осадок $Cu(OH)_2$ растворяется в избытке водного раствора аммиака, образуя интенсивно синий раствор:

$$Cu(OH)_2 + 4NH_3 \cdot H_2O \rightarrow [Cu(NH_3)_4](OH)_2 + 4H_2O$$

Если нагреть осадок $Cu(OH)_2$, то он почернеет, потому что гидроксид меди(II) является нерастворимым основанием и разлагается:

$$Cu(OH)_2\ (t) \rightarrow CuO\ (черный) + H_2O.$$

Серебро (Ag).

Электронная конфигурация:

Ag $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 3p^6 5s^1 4d^{10}$. В электронной конфигурации атома серебра как и в атоме меди наблюдается проскок (провал) электрона.

Это мягкий благородный металл. Цвет серебристый. Оксид серебра Ag_2O- черного цвета – основной оксид.

Катион серебра $\mathbf{Ag^+}$ с хлорид-ионом дает белый творожистый осадок:

$$AgNO_3 + KCl \rightarrow AgCl\downarrow + KNO_3$$

$$Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow$$

Осадок хлорида серебра (и остальные галогениды), как и гидроксида меди, растворяется в водном растворе аммиака: $NH_3 \cdot H_2O$:

$$AgCl + 2NH_3 \cdot H_2O \rightarrow [Ag(NH_3)_2]Cl + 2H_2O$$

Еще одна особенность серебра, которая позволяет определить его ионы в растворе, – это его гидроксид, который нестабилен и быстро разлагается в водном растворе. При добавлении к раствору соли серебра щелочи, выпадает черный осадок оксида серебра:

$$AgNO_3 + KOH \rightarrow KNO_3 + AgOH$$
$$2AgOH \rightarrow Ag_2O\downarrow + H_2O.$$

Суммарная реакция:

$$2AgNO_3 + 2KOH \rightarrow Ag_2O\downarrow + H_2O + 2KNO_3$$

То есть при добавлении к соли серебра щелочи выпадает черный осадок.Осадок оксида серебра, как и галогениды этого металла, растворяются в водном растворе аммиака:

$$Ag_2O + 4NH_3 \cdot H_2O \rightarrow 2[Ag(NH_3)_2]OH + 3H_2O.$$

Соединение $[Ag(NH_3)_2]OH$ – гидроксид диамминсеребра(I) известен как раствор Толленса. Он используется в качественной реакции на альдегиды (реакция серебряного зеркала). Оксид серебра как основный гидроксид растворяется в кислотах (само собой, в тех, с которыми серебро может образовать растворимую соль):

$$Ag_2O + 2HNO_3 \rightarrow 2AgNO_3 + H_2O.$$

Препараты, содержащие серебро, применяются в медицине в качестве антисептиков.

Железо.

Электронная конфигурация:

Fe $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$.

Это серебристо-белый пластичный металл. Обладает магнитными свойствами. Вытесняет из растворов кислот водород (кроме азотной). Обратите внимание, что при взаимодействии с кислотами-неокислителями, и слабыми окислителями железо приобретает степень окисления +2, а при взаимодействии с сильными окислителями оно приобретет степень окисления +3:

$$2HCl + Fe \rightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$$
$$2Fe + 3Cl_2\ (t) \rightarrow 2FeCl_3$$

Катион $\mathbf{Fe^{3+}}$ определяется гидроксид-ионом. При добавлении к раствору, содержащему ионы трехвалентного железа, выпадает бурый осадок гидроксида железа (III):

$$Fe_2(SO_4)_3 + 6KOH \rightarrow 2Fe(OH)_3\downarrow + 3K_2SO_4$$
$$Fe^{3+} + 3OH^- \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow$$

Оксид и гидроксид железа(III) – амфотерные соединения, поэтому они растворяются в щелочах и кислотах:

$$Fe_2O_3 + 2KOH + 3H_2O \rightarrow 2K[Fe(OH)_4]$$
$$Fe_2O_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3H_2O$$
$$Fe(OH)_3 + KOH \rightarrow K[Fe(OH)_4]$$
$$2Fe(OH)_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3H_2O$$

Катион $\mathbf{Fe^{2+}}$ с гидроксид ионом образует осадок зеленоватого цвета.

$$FeSO_4 + 2KOH \rightarrow Fe(OH)_2\downarrow + 3K_2SO_4$$
$$Fe^{2+} + 2OH^{-} \rightarrow Fe(OH)_2\downarrow$$

Оксид и гидроксид железа(II) являются основными. В щелочах они не растворяются. Осадок со временем буреет (меняет степень окисления с 2+ на +3):

$$4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O \rightarrow 4Fe(OH)_3\downarrow.$$

На ионы железы есть еще качественные реакции.

Ион $\mathbf{Fe^{2+}}$ определяется добавлением красной кровяной соли (гексацианоферрат (III) калия):

$$4Fe^{2+} + 3[Fe^{III}(CN)_6]^{3-} \rightarrow Fe^{III}_4[Fe^{II}(CN)_6]_3\downarrow$$

ярко-синий осадок «турнбулева синь».

Ион $\mathbf{Fe^{3+}}$ определяется добавлением желтой кровяной соли (гексацианоферрат (II) калия):

$$4Fe^{3+} + 3[Fe^{II}(CN)_6]^{4-} \rightarrow Fe^{III}_4[Fe^{II}(CN)_6]_3\downarrow$$

тёмно-синий осадок «берлинская лазурь».

Препараты, содержащие железо, применяются в медицине в качестве лекарственного средства для лечения и профилактики железодефицитной анемии (малокровии).

Хром.

Электронная конфигурация: **Cr** $1s^22s^22p^63s^23p^64s^1\,3d^5$.

В электронной конфигурации атома хрома также наблюдается проскок (провал) электрона.

Хром - блестящий белый металл. Не очень активный, так как покрывается оксидной пленкой. Название элемента переводится с греческого «цвет», потому что соединения хрома, как правило, окрашены. Простое вещество хром ведет себя как типичный металл, со щелочами не реагирует. Реагирует с кислотами. Кислоты - неокислители (в том числе разбавленная серная кислота) и вообще слабые окислители переводят хром в степень окисления +2:

$$Cr + 2HCl \rightarrow CrCl_2 + H_2\uparrow$$
$$Cr + H_2SO_{4(разб.)} \rightarrow CrSO_4 + H_2\uparrow$$

С окислителями приобретает степень окисления +3:

$$2Cr + 3Cl_2\ (t)\rightarrow 2CrCl_3$$
$$4Cr + 3O_2\ (t)\rightarrow 2Cr_2O_3$$

С азотной и концентрированной серной кислотой не реагирует, так как пассивируется. Проявляет несколько устойчивых степеней окисления.

Степень окисления +2. В этих соединениях хром проявляет сильные восстановительные свойства. Оксид хрома (II) – CrO (основной) – черный. Растворы солей Cr^{2+} голубые. Если обработать черный оксид хрома(II) соляной кислотой, образуется голубой раствор:

$$CrO + 2HCl \rightarrow CrCl_2 + H_2O.$$

Если к раствору соли двухвалентного хрома добавить щелочь выпадет желтый осадок гидроксида хрома(II), (на воздухе зеленеет):

$$CrCl_2 + 2KOH \rightarrow Cr(OH)_2\downarrow + 2KCl$$

$$Cr^{2+} + 2OH^{-} \rightarrow Cr(OH)_2\downarrow$$

Гидроксид хрома(II) основной, поэтому он не растворяется в щелочах, зато прекрасно растворяется в кислотах, образуя все тот же синий раствор:

$$Cr(OH)_2 + 2HCl \rightarrow CrCl_2 + 2H_2O$$

Степень окисления +3. Оксид хрома(III) – Cr_2O_3 (амфотерный) – зеленый. Как амфотерный оксид Cr_2O_3 растворяется в кислотах и щелочах:

$$Cr_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2CrCl_3 + 3H_2O;$$

$$Cr_2O_3 + 2KOH + 3H_2O \rightarrow 2K[Cr(OH)_4]$$

Соли трехвалентного хрома могут быть разного цвета (от фиолетового до темно-зеленого). Поэтому визуально опознать соль трехвалентного хрома со 100% уверенностью нельзя. Наличие катионов Cr^{3+} в растворе определяется добавлением щелочи.

Катион Cr^{3+} с гидроксид-ионами образует зеленый осадок гидроксида хрома(III):

$$Cr(NO_3)_3 + 3NaOH \rightarrow Cr(OH)_3\downarrow + 3NaNO_3$$

$$Cr^{3+} + 3OH^{-} \rightarrow Cr(OH)_3\downarrow$$

Выпавший осадок – гидроксид хрома(III) амфотерный, поэтому растворяется в кислотах и щелочах, с образованием зеленых солей – гидроксохроматов:

$$2Cr(OH)_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 6H_2O$$

$$Cr(OH)_3 + KOH \rightarrow K[Cr(OH)_4]$$

Если оставить на некоторое время на воздухе желтый осадок гидроксида хрома(II), то он позеленеет. Cr^{+2} окисляется до Cr^{+3}, образуется зеленый гидроксид хрома(III):

$$4Cr(OH)_2 + 2H_2O + O_2 \rightarrow 4Cr(OH)_3$$

Если подействовать на соединение хрома (+3) сильным окислителем, то произойдет смена окраски. Она станет желтой. Хром окислится до +6

$$2Na[Cr(OH)_4] + 3Br_2 + 8NaOH \rightarrow 2Na_2CrO_4 + 6NaBr + 8H_2O$$

Степень окисления +6. В этих соединениях хром проявляет сильные окислительные свойства. Оксид хрома(VI) – CrO_3 (кислотный) – красный. Окисляет многие органические соединения.

$$3H_3C–CH_2–OH + 4CrO_3 + 6H_2SO_4 \rightarrow 3H_3C–COOH + 2Cr_2(SO_4)_3 + 9H_2O.$$

Оксид кислотный, поэтому в кислотах не растворяется, растворяется в щелочах, с образованием хроматов:

$$2KOH + CrO_3 \rightarrow K_2CrO_4 + H_2O$$

Хроматы – это соли хромовой кислоты (H_2CrO_4). Они желтого цвета. Кроме хромовой (хром +6) образует дихромовую кислоту ($H_2Cr_2O_7$), ее соли – бихроматы (дихроматы) оранжевые. Хроматы и бихроматы переходят друг в друга при изменении кислотности среды (с щелочной на кислую и наоборот). Таким образом, в кислой среде более устойчивы бихроматы, в щелочной - хроматы. Хроматы и бихроматы также являются сильнейшими окислителями.

Качественная реакция на хромат-ион(CrO_4^{2-}).

При добавлении к раствору хромата катионов бария выпадает желтый осадок хромата бария $BaCrO_4$:

$$K_2CrO_4 + Ba(NO_3)_2 \rightarrow 2KNO_3 + BaCrO_4\downarrow$$

$$Ba^{2+} + CrO_4^{2-} \rightarrow BaCrO_4\downarrow$$

Полученный хромат бария растворяется в сильных неорганических кислотах, потому что в кислой среде хроматы не устойчивы и переходят в бихроматы:

$$2BaCrO_4 + 2H^+ \rightarrow 2Ba^{2+} + Cr_2O_7^{2-} + H_2O$$

Марганец.

Электронная конфигурация: **Mn** $1s^22s^22p^63s^23p^64s^2\ 3d^5$

Марганец– серебристо-белый металл. Как и хром малоактивен за счет пассивации. Реагируя с кислотами (даже с кислотами-окислителями), окисляется до +2:

$$Mn + HCl \rightarrow MnCl_2 + H_2\uparrow$$

$$Mn + 2H_2SO_4(конц.) \rightarrow MnSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$$

В более агрессивных средах с кислотами-окислителями процесс окисления идет до степеней окисления +4 и +7**.** Кислородом марганец окисляется до степени окисления +4:

$$Mn + O_2\ (t)\rightarrow MnO_2$$

Галогены (кроме фтора) окисляют марганец до степени окисления +2:

$$Mn + Cl_2\ (t)\rightarrow MnCl_2$$

Степень окисления 2+. Оксид марганца(II) – MnO (основный) зеленого цвета.

На воздухе очень быстро окисляется до темно-бурого MnO_2:

$$2MnO + O_2 \rightarrow 2MnO_2$$

Соли, содержащие катион Mn^{2+} как правило имеют бледный светло-розовый цвет. Катион Mn^{2+} обнаруживают гидроксид-ионами, с которыми он образует розовато-белый осадок гидроксида марганца(II), который окисляется на воздухе (превращается в бурый оксид марганца(II):

$$MnCl_2 + 2KOH \rightarrow Mn(OH)_2\downarrow + 2KCl$$

$$Mn^{2+} + 2OH^{-} \rightarrow Mn(OH)_2\downarrow$$

Затем осадок окисляется:

$$2Mn(OH)_2 + O_2 \rightarrow 2MnO_2 + 2H_2O.$$

Степень окисления 4+. Оксид марганца(IV) – MnO_2 (амфотерный) темно-бурый – одно из самых устойчивых и встречаемых соединений марганца. Сильный окислитель:

$$Mn^{+4}O_2 + 4HCl \rightarrow Mn^{+2}Cl_2 + Cl_2\uparrow + 2H_2O$$

Степень окисления +7. Оксид марганца(VII) – Mn_2O_7 (кислотный) зелено-бурая жидкость. Очень не стабильное и агрессивное вещество, может спонтанно взорваться. Сильный окислитель. Оксиду марганца(VII) соответствует марганцевая кислота $HMnO_4$. Она существует только в водном растворе, который как и растворы ее солей (перманганатов) имеет фиолетово-малиновую окраску. Перманганаты также являются сильными окислителями.

Они окисляют некоторые органические вещества (например, соединение с двойной связью – этилен):

$$3CH_2{=}CH_2 + 2KMnO_4 + 4H_2O \rightarrow 3HOH_2C{—}CH_2OH + 2MnO_2\downarrow + 2KOH$$

Приведенное уравнение – это качественная реакция на кратные связи – обесцвечивание раствора перманганата и выпадение темно-бурого осадка.

Перманганат калия – $KMnO_4$ применяется в медицине как антисептик и дезинфицирующее средство.

Ртуть.

Электронная конфигурация: **Hg** $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64f^{14}5s^25p^65d^{10}6s^2$.

В нормальных условиях **ртуть** – **серебристо-белая жидкость**, с высокой плотностью, поэтому она тонет в воде.

Сама по себе металлическая ртуть вреда не представляет, а вот ее пары и соединения (в особенности органические) чрезвычайно ядовиты.

Качественная реакция на Hg^{2+}: при добавлении к раствору соли ртути(II) щелочи выпадает оранжевый осадок оксида ртути, гидроксид не образуется, его не существует:

$$Hg(NO_3)_2 + 2KOH \rightarrow HgO + H_2O + 2KNO_3.$$

Препараты, содержащие оксиды ртути, применяются в медицине в виде мазей для лечения кожных заболеваний.

12. СВОЙСТВА НЕМЕТАЛЛОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

Неметаллы могут существовать в различных агрегатных состояниях:
а) твердом – B, C, Si, P, S, Se, I;
б) жидком – Br;
в) газообразном – H, O, F, CI, N, благородные газы.
В отличие от металлов, могут и принимать электроны, и отдавать:
$P\ (3s^2 3p^3) + 3\bar{e} = P^{-3}\ (3s^2 3p^6)$
$P\ (3s^2 3p^3) - 5\ \bar{e} = P^{+5}\ (3s^o 3p^o)$.

По способности принимать электроны (т.е. быть окислителем) построен ряд электроотрицательных элементов: F, O, N, CI, N, Br, S, C, P, I.

Реакции с простыми элементами (на примере фосфора):

а) фосфор – окислитель: $P + 3H_2 = 2PH_3\uparrow$

$3P + 2Ca = Ca_3P_2$

$4P + 3Si = Si_3P_4$

б) фосфор – восстановитель: $P + O_2 = P_2O_3$, P_2O_5

$2P + 3S = P_2S_3$

$2P + 3CI_2 = 2PCI_3$

Реакции с водой возможны не для всех неметаллов:

а) при обычной температуре: $CI_2 + H_2O = HCI + HCIO$;

б) при повышенной температуре: $3CI_2 + 3H_2O = 5HCI + HCIO_3$,

$C + H_2O = CO + H_2\uparrow$,

$Si + 3H_2O = H_2SiO_3 + 2H_2\uparrow$.

В реакциях с $H_2SO_{4(конц.)}$ и HNO_3 со следующими неметаллами образуются кислоты:

а) $P + H_2SO_{4(конц.)} = H_3PO_4 + SO_2\uparrow$

$P + HNO_{3(конц.)} = H_3PO_4 + NO\uparrow$ (или $NO_2\uparrow$);

б) $S + H_2SO_{4(конц.)} = SO_2\uparrow + H_2O$

$S + HNO_{3(конц.)} = H_2SO_4 + NO\uparrow$ (или NO2$\uparrow$);

в) $C + H_2SO_{4(конц.)} = H_2CO_3$ (или $CO_2\uparrow$) + $SO_2\uparrow$

$C + HNO_{3(конц.)} = H_2CO_3$ (или CO_2) + $NO\uparrow$ (или $NO_2\uparrow$)

Реакции со щелочами возможны не для всех неметаллов и протекают по-разному:

а)$CI_2 + 2NaOH = NaCI + NaCIO + H_2O$

б)$3S + 6NaOH = 2Na_2S + Na_2SO_3 + 3H_2O$

в)$Si + 2NaOH + H_2O = Na_2SiO_3 + 2H_2$

Неметаллы образуют кислотные оксиды:

а) C CO_2 (H_2CO_3)

б) N N_2O_3 (HNO_2) или
N_2O_5 (HNO_3)

в) P P_2O_3 (HPO_2, H_3PO_3) или
P_2O_5 (HPO_3, $H_4P_2O_7$, H_3PO_4)

г) S SO_2 (H_2SO_3) или
SO_3 (H_2SO_4)
г) Cl Cl_2O (HClO), или
Cl_2O_3 ($HClO_2$), или
Cl_2O_7 ($HClO_4$)

Отдельные неметаллы образуют смешанные соединения:
NOCl, $POCl_3$, $SOCl_2$, SO_2Cl_2 и др.

Галогениды и сульфиды разлагаются при повышенной температуре водой с образованием двух кислот:

а)$CF_4 + 3H_2O = H_2CO_3 + 4HF$ (или $CO_2 + HF$)

б)$SiCl_4 + 3H_2O = H_2SiO_3 + 4HCI$

в)$P_2S_3 + 6H_2O = 2H_3PO_3 + 3H_2S$

г)$PCl_5 + 4H_2O = H_3PO_4 + 5HCl$

д)$SF_6 + 4H_2O = H_2SO_4 + 6HF$

е)$SOCl_2 + 2H_2O = H_2SO_3 + 2HCl$

Водород («Рождающий воду» - Hydrogenium, лат).
^1H; строение электронной оболочки $1s^1$. Занимает 2 места в Периодической системе элементов (в 1 и 7 группах элементов), благодаря наличию следующих свойств:

Признаки элемента I группы (активного металла):
1)имеет 1 валентный электрон и является сильным восстановителем;
2)ион H+ существует в растворах (как и ионы щелочных металлов).

Признаки элемента VII группы:
1)до завершения электронного слоя (чтобы походить на He) не хватает одного электрона, поэтому в некоторых реакциях будет окислителем;
2)в связи с этим для него характерна большая энергия сродства к электрону;
3)при обычных условиях H_2 – газ.

Физические свойства.

Газ без цвета, вкуса и запаха, самый лёгкий, t^0пл = - 252,6^{0}C, t^0кип = - 259,1^{0}C (ниже только у He).

Уникальные свойства.

Очень теплопроводен; нагретое тело остывает в атмосфере водорода в 6 раз быстрее, чем в воздухе; это свойство роднит водород с металлами.

В воде растворим очень плохо (в 1 объёме воды растворяется 0,02 объёма водорода); но очень хорошо растворим в металлах (в 1 объёме палладия растворяется 900 объёмов водорода).

Получение водорода**.**

1.В лаборатории: $Zn + 2HCI = ZnCl_2 + H_2\uparrow$

2.В промышленности:

а)конверсия водяного газа (при повышенной t^o):

$C + H_2O = CO\uparrow + H_2\uparrow$, $CO + H_2O = CO_2\uparrow + H_2\uparrow$

б)конверсия метана (при повышенной t^o): $CH_4 + 2H_2O = CO_2\uparrow + 4H_2\uparrow$

Химические свойства.

1. В большинстве реакций водород – сильный восстановитель, но H_2 – не очень активен, а атомарный Н более реакционоспособен.

Пример реакции с галогенами:

$H_2 + F_2 = 2HF$ (со взрывом, при низкой температуре и в темноте).

2.Очень редко водород является окислителем:

$2Li + H_2 = 2LiH$ (гидрид лития).

Остановимся на рассмотрении важнейших соединениях водорода.

Вода (H_2O).

Составляет 50– 90% любого живого существа; самое распространённое вещество планеты.

Многие физические константы воды приняты за эталон:

t^0пл. = 0^0C;

t^0кип. = 100^0C;

плотность = 1 г/мл (при t=4^0C);

теплоёмкость = 4,19 Дж/К·моль.

Валентные орбитали кислорода находятся в состоянии sp3-гибридизации, образуют искажённый тетраэдр, а молекула воды имеет угловую структуру: угол НОН = $104^028'$.

Поэтому молекулы H_2O очень полярны, что существенно сказывается на различных свойствах жидкой и твёрдой воды. Свойства обусловлены прежде всего структурой, образованием водородных Жидкая и твердая вода существует в виде ассоциатов (H2O)n.

Химические свойства

1. H_2O + Me = основание (или оксид) + $H_2\uparrow$:

$2K + 2H_2O = 2KOH + H_2\uparrow$;

2. H_2O + основной оксид = основание:

$H_2O + CaO = Ca(OH)_2\downarrow$.

3.H_2O + кислотный оксид = кислота:

$H_2O + SO_3 = H_2SO_4$;

$H_2O + CO_2 = H_2CO_3$.

4.Образует аквакомплексы:

$CuSO_4 + 4H_2O = [Cu(H_2O)_4]\ SO_4$.

5.Разлагает многие бинарные соединения

$K_3N + 3H_2O = 3KOH + NH_3\uparrow$;

$Ca_3P_2 + 6H_2O = 3Ca(OH)_2\downarrow + 2PH_3\uparrow$;

$LiH + H_2O = LiOH + H2\uparrow$.

6.Практически не диссоциирует

$2H_2O = H_3O^+ + OH^-$.

7.Разлагает некоторые соли (гидролиз идет до конца):

$SbCl_3 + HOH = SbOCl\downarrow + 2HCl$.

Водорода пероксид (перекись водорода; H_2O_2).

Из-за несимметричного строения связей H-O молекула сильно полярна, поэтому между молекулами H_2O_2, как и между молекулами H_2O, существуют водородные связи.

Физические свойства.

H_2O_2 – бесцветная жидкость с неприятным «металлическим» привкусом. t^0кип. = 150,2^{0}C; t^0пл. = -0,43^{0}C; плотность = 1,45 г/мл. Хороший растворитель; хорошо смешивается с H_2O.

Получение перекиси водорода:

$$BaO_2 + H_2SO_4 = H_2O_2 + \downarrow BaSO_4.$$

Химические свойства.

В водных растворах перекись водорода – слабая кислота. Соединение неустойчиво, при хранении разлагается:

$$2H_2O_2 = 2H_2O + O_2\uparrow.$$

В окислительно-восстановительных реакциях H_2O_2 и её производные прежде всего окислители, но в присутствии сильного окислителя H_2O_2 может быть восстановителем.

Раствор перекиси водорода с массовой долей 3% применяется в медицине в качестве антисептика и дезинфицирующего средства.

Бор и его соединения.

Физические свойства: аллотропен, полупроводник, t^0пл. = 2074^{0}C; t^0кип.= 3658^{0}C.

Химические свойства:

1. Инертен, без нагревания идёт только реакция $2B + 3F_2 = 2BF_3$.
2. При нагревании (400 – 1200^{0}C) может быть:

а) восстановитель:

$$2B + 3O_2 = 2B_2O_3;$$
$$2B + 3Cl_2 = 2BCl_3;$$
$$2B + N_2 = 2BN \text{ (борозан);}$$

б) окислитель: $2B + 3Ca = Ca_3B_2$ (борид).

3. Реакции со сложными веществами тоже мало характерны и протекают при особых условиях:

1)$B + 3HNO_3$ конц. $= H_3BO_3 + 3NO_2\uparrow$; (или с H_2SO_4 конц., «царской водкой»).

Из сложных соединений бора можно выделить следующие группы соединений:

Бориды – соединения переменного состава (например, Cr_4B, Cr_2B, CrB, Cr_3B_4); твёрдые, химически прочные, жаростойкие.

Галогениды существуют в различном агрегатном состоянии, отличаются хорошей реакционной способностью:

а) $BCl_3 + 3H_2O = H_3BO_3 + 3HCl$;

б) образуют комплексы, как правило анионные:

$$NaF + BF_3 = Na[BF_4];$$
$$NaOH + BF3 = Na[BF_3OH].$$

Борная кислота.

Борная кислота существует в виде ортоборной H_3BO_3 и метаборной кислот HBO_2.

Ортоборная кислота H_3BO_3 – жирные на ощупь, чешуйчатые, бесцветные кристаллы, состоящие из молекул, связанных в плоские слои за счет водородных связей. Слои между собой связаны силами межмолекулярного взаимодействия.

Ортоборная кислота растворяется в воде, является слабой одноосновной кислотой:

$$H_3BO_3 + H_2O = [B(OH)_4]^- + H^+;$$

В отличие от многих других кислот, кислотные свойства борной кислоты связаны не с отщеплением протона, а с присоединением гидроксильной группы воды.

Со спиртами в присутствии серной кислоты в качестве водоотнимающего средства образует эфиры:

$$H_3BO_3 + 3C_2H_5OH = (C_2H_5O)_3B + 3H_2O.$$

Получается из солей борной кислоты:

$$Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O + H_2SO_4 = 4H_3BO_3 + Na_2SO_4 + 5H_2O.$$

Метаборная кислота HBO_2 – бесцветные кристаллы, плавятся с разложением при 236 °C. В процессе смешивания с водой метаборная кислота переходит в ортоборную.

Соли борной кислоты – бораты. Бораты – бесцветные аморфные или кристаллические вещества. Наиболее широко используется тетраборат натрия – бура $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$. Это бесцветные кристаллы, хорошо растворимые в воде. При сплавлении с солями металлов образует окрашенные стекла:

$$2Na_2B_4O_7 + 2Co(NO_3)_2 = 2Co(BO_2)_2 + 4NaBO_2 + 4NO_2 + O_2.$$

Данную реакцию используют для обнаружения соединений бора.

Также соединения бора можно определить по окрашиванию пламени газовой горелки в зеленый цвет.

Борная кислота в медицине.

Борный спирт (лат. Solutio Acidi borici spirituosa) — раствор борной кислоты в этиловом спирте (как правило, в 70 % этаноле).

Спиртовые растворы борной кислоты в концентрации 0,5 %, 1 %, 2 %, 3 %, 5 % готовятся на 70 % этиловом спирте и применяются в качестве антисептика и как противозудное средство при обтирании здоровых участков кожи вокруг очагов пиодермии, а также в качестве ушных капель.

Борная кислота применяется в медицине как антисептическое средство, не раздражающее ран и не имеющее вкуса, запаха и цвета. В современной медицине противомикробная эффективность борной кислоты считается низкой.

Углерод и его соединения.

Встречается в почве (карбонаты), в воздухе (углекислый газ), основа живой и растительной жизни.

Физические свойства.

Аллотропен:
а)алмаз (sp^3 – гибридизация, тетраэдр) – самый твердый, не проводит электрический ток;
б)графит (sp^2 – гибридизация, гексагональное строение) – легко расслаивается, проводит электрический ток;
в)карбин (sp – гибридизация, линейное строение) – полупроводник;
г)угли (рентгеноаморфны) – кокс, древесный и костяной уголь, сажа.

Химические свойства углерода и его соединений.

1)Реакции с простыми веществами:

$$C + O_2 = CO\ (CO_2)$$
$$C + H_2 = CH_4$$
$$C + 2Cl_2 = CCl_4$$

2)Реакции со сложными веществами (при повышенной t^o):

а) $C + H_2O = CO + H_2$,
б) $C + CO_2 = 2CO$,
в) $C + FeO = Fe + CO$,
г) $C + H_2SO_{4(конц.)} = H_2CO_3$ (или $\uparrow CO_2 + H_2O$) + $\uparrow SO_2$
$C + HNO_{3(конц.)} = H_2CO_3$ (или $\uparrow CO_2 + H_2O$) + $\uparrow NO$ (или $\uparrow NO_2$)

Степень окисления +2.

CO – закись углерода, «угарный газ» - бесцветный ядовитый газ, без запаха.

Получение оксида углерода (П):

а) $CO_2 + C = 2CO$ (неполное сгорание каменного угля),
б) разложение муравьиной кислоты в присутствие $H_2SO_{4(конц.)}$:

$$HCOOH = \uparrow CO + H_2O.$$

Химические свойства оксида углерода (П).

1)Сильный восстановитель:

а)восстанавливает металлы из оксидов: $Fe_3O_4 + 4CO = 3Fe + 4CO_2$,
б)$CO + Cl_2 = COCl_2$ – фосген (ядовит),
в)$2CO + CO_2 = 2CO_2$.

2)Участвует в органическом синтезе, например $CO + 2H_2 = CH_3OH$.

3)Ядовит, т.к. при неполном сгорании угля может быть «угар»: соединяется с гемоглобином крови, составляя конкуренцию кислороду, и в виде карбоксигемоглобина по артериальному руслу движется ко всем клеткам организма.

Степень окисления +4.

1)CO_2 – угольный ангидрид, «углекислый газ» - бесцветный тяжелый газ, не поддерживает горения. Твердый оксид (t^oпл. = -56,5^{o}C) называют часто «сухой лед», т.к. при его таяние нет следов влаги.

Получение углекислого газа:

а)в лаборатории: $CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2CO_3$ ($\uparrow CO_2 + H_2O$),
б)в промышленности термическим разложением известняка:

$$CaCO_3 = CaO + \uparrow CO_2$$

2)H_2CO_3 – слабая, неустойчивая угольная кислота:
3)Соли угольной кислоты (карбонаты и гидрокарбонаты):
а)кислые соли растворимы лучше средних,
б)соли хорошо гидролизуются: $CO_3^{2-} + HOH = HCO_3^- + OH^-$,
в)при прокаливании соли разлагаются:

$$MgCO_3 = MgO + \uparrow CO_2 ,$$

$$2NaHCO_3 = Na_2CO_3 + \uparrow CO_2 + H_2O,$$

4)CS_2 – сероуглерод, летучая ядовитая бесцветная жидкость, растворитель:

$$CS_2 + 3O_2 = \uparrow CO_2 + \uparrow 2SO_2$$

$$CS_2 + 2H_2O = \uparrow CO_2 + \uparrow 2H_2S.$$

Азот и его соединения.

В природе встречается в свободном виде (содержание в воздухе – 78 объемных %), в виде минералов (селитры), в нефти, в растительных и животных белках.

Физические свойства.

При обычных условиях N_2 – газ без цвета, запаха и вкуса,
t^oкип.= -195,8оС.
Получение азота:
а) в промышленности – сжижением воздуха,
б) в лаборатории: $NH_4NO_2 = \uparrow N_2 + H_2O$.

Химические свойства азота и его соединений.

Химическая активность молекулярного азота очень мала, т.к. благодаря тройной ковалентной связи молекула очень прочная (N≡N). Однако известно много различных соединений для азота, в которых он проявляет степени окисления -3, -2, -1, +1, +2, +3, +4, +5.

Соединения азота с отрицательными степенями окисления.
Минимальная степень окисления -3
1)NH_3 – аммиак – бесцветный газ с резким запахом, легко сжижается.
Получение аммиака:
а) $N_2 + 3H_2 = \uparrow 2NH_3$ (Катализаторы: Fe, Al_2O_3, K_2O)
б) $2NH_4CI + Ca(OH)_2 = CaCl_2 + \uparrow 2NH_3 + 2H_2O$
Химические свойства аммиака:
а) $NH_3 + H_2O = NH_4OH$ (максимальная концентрация = 25%)
б) $NH_3 + HCI = NH_4CI$ (дон.-акц. механизм: $NH_3 + H^+ = NH_4^+$)
в)горение в зависимости от количества кислорода идет по-разному:

$$4NH_3 + 3O_{2(нед.)} = \uparrow 2N_2 + 6H_2O$$

$$4NH_3 + 5O_{2(изб.)} = \uparrow 2NO + 6H_2O$$

г) в окислительно-восстановительных реакциях аммиак всегда восстановитель:

$$3CuO + 2NH_3 = 3Cu + \uparrow N_2 + 3H_2O$$

2) NH_4OH – гидроксид аммония - слабое основание, неустойчивое, хорошо образует комплексные соединения (аммиакаты):

$$Cu(OH)_2 + 4NH_4OH = [Cu(NH_3)_4](OH)_2 + 4H_2O$$

3) Соли аммония:

а) растворы вследствие гидролиза имеют слабокислую реакцию:

$$NH_4CI + HOH = NH_4OH + HCI \quad (NH_4^+ + HOH = NH_4OH + H^+)$$

б) термическое разложение солей аммония идет по-разному в зависимости от природы аниона: если анион – окислитель, то реакция разложения идет необратимо:

$$NH_4CI = \uparrow NH_3 + HCI$$

$$NH_4NO_3 = \uparrow N_2O + 2H_2O$$

4) Амиды образуются при замещении атомов Н в аммиаке на металл:

$$2K + 2NH_3 = 2KNH_2 + \uparrow H_2$$

5) Нитриды известны для металлов и неметаллов и в зависимости от природы по-разному разлагаются:

$$а) Li_3N + 3H_2O = 3LiOH + \uparrow NH_3$$

$$Ca_3N_2 + 6HCl = 3CaCl_2 + \uparrow 2NH_3$$

$$б) Cl_3N + 6HCl = 3HClO + \uparrow NH_3$$

Степень окисления +3.

1) N_2O_3 - оксид азота (III) или «азотистый ангидрид» - неустойчивая сине-зеленая жидкость:

а) $N_2O_3 = \uparrow NO_2$(бурый газ с резким запахом) + $\uparrow$NO(бесцветный газ);

б) с водой образует неустойчивую кислоту: $N_2O_3 + H_2O = 2HNO_2$

2) HNO_2 – азотистая кислота. Существует только в разбавленных водных растворах.

3) Нитриты – соли азотистой кислоты, как и другие соединения N^{+3} в окислительно-восстановительных реакциях, проявляют двойственность:

окислитель: $KNO_2 + NH_3 = \uparrow N_2 + H_2O$

восстановитель: $KNO_2 + H_2O_2 = KNO_3 + H2O$

Максимальная степень окисления +5

1)N_2O_5 - оксид азота (V) или «азотный ангидрид» - бесцветное кристаллическое вещество; при растворении в воде дает кислоту.

2) HNO_3 – азотная кислота, сильная кислота в водных растворах практически полностью диссоциирует на ионы : $HNO_3 = H^+ + NO_3^-$.

4) Нитраты – соли азотной кислоты.

Нитраты металлов в зависимости от положения металла в ряду активности разлагаются по-разному:

левее Mg: нитрат = нитрит + $\uparrow O_2$

Mg – Cu: нитрат = оксид металла + $\uparrow NO_2 + \uparrow O_2$

правее Cu: нитрат = металл + $\uparrow NO_2 + \uparrow O_2$.

4)все соединения N^{+5} - сильные окислители.

Взаимодействие азотной кислоты с металлами:

а) ни один металл не выделяет из HNO_3 водород;

б) при обычной t^o пассивируются металлы Al, Zn, Cr, Fe, Pb, Au, Pt;

в) при нагревании с большинством металлов взаимодействует, причем чем активнее металл и разбавленнее кислота, тем сильнее восстанавливается N^{+5}:

неакт. Ме: $Cu + 4HNO_{3(конц.)} = Cu(NO_3)_2 + \uparrow 2NO_2 + 2H_2O$

$3Cu + 8HNO_{3(разб.)} = 3Cu(NO_3)_2 + \uparrow 2NO + 4H_2O$

актив. Ме: $4Ca + 10HNO_{3(конц.)} = 4Ca(NO_3)_2 + \uparrow N_2O + 5H_2O$

$5Ca + 12HNO_{3(разб.)} = 5Ca(NO_3)_2 + \uparrow N_2 + 6H_2O$

$4Ca + 9HNO_{3\ (оч.\ разб.)} = 4Ca(NO_3)_2 + \uparrow NH_3$ (или NH_4NO_3)$+ 3H_2O$

Фосфор и его соединения.

В природе встречается:

а)в виде минералов (фосфориты и апатиты),

б)в растительных и животных белках,

в)в тканях мозга и костях.

Физические свойства.

Аллотропен:

а) белый фосфор (P_4) – тетраэдрическое строение, ядовит, светится в темноте, растворим в сероуглероде; при хранении постепенно переходит в красный фосфор, поэтому его хранят под водой;

б) красный фосфор (P_2n – полимер) – существует несколько форм строения, не ядовит, нерастворим в сероуглероде, устойчив при хранении, менее реакционоспособен;

в) черный фосфор – пирамидальное строение, слоистый, похож на графит, полупроводник.

Получение фосфора:

Минерал «фосфорит» прокаливают с коксом и песком:

$$Ca_3(PO_4) + 5C + 3\ SiO_2 = 3CaSiO_3 + 2P + \uparrow 5CO$$

Химические свойства фосфора и его соединений.

Химическая активность фосфора различна в зависимости от его аллотропной модификации. Основные степени окисления: -3, +1, +3, +5.

1) Реакции фосфора с простыми веществами:

восстановительные свойства:

а)$P + O_2 = P_2O_3, P_2O_5$;

б)$P + CI_2 = PCl_3, PCl_5$;

в) $2P + 3S = P_2S_3$

окислительные свойства:

а)$2P + 3H_2 = 2PH_3$,

б)$2P + 3Ca = Ca_3P_2$

2) Реакции фосфора со сложными веществами:

а) реакция с водой не идет,

б) $2P + 5H_2SO_{4(конц.)} = 2H_3PO_4 + \uparrow 5SO_2 + 2H_2O$,

в) $P + HNO_{3(конц.)} = H_3PO_4 + \uparrow NO$ (или $\uparrow NO_2$).

3) Минимальная степень окисления -3

а) PH_3 – фосфин, ядовитый газ с чесночным запахом,

горит: $2PH_3 + 4O_2 = P_2O_5 + 3H_2O$,

с некоторыми кислотами дает соли фосфония: $PH_3 + HI = PH_4I$

б) фосфиды металлов – ионоковалентные соединения

$$Mg_3P_2 + 6\ H_2O = \downarrow Mg(OH)_2 + \uparrow 2PH_3,$$
$$Ca_3P_2 + 6HCl = CaCl_2 + \uparrow 2PH_3.$$

4) Степень окисления +1

H_3PO_2 – фосфорноватистая кислота, сильная; соли – гипофосфиты, хорошо растворимы, хорошие восстановители.

5) Степень окисления +3

а) P_2O_3 – фосфористый ангидрид, имеет несколько модификаций $(P_2O_3)n$, бесцветные ядовитые кристаллы;

б) H_3PO_3 – фосфористая кислота, средней силы;

в) соли фосфиты, растворимы только в щелочных металлах,

г) галогениды довольно активны:

$$PCl_3 + Cl_2 = PCl_5\ ,$$
$$PCl_3 + O_2 = POCl_3\ ,$$
$$PCI_3 + HCl = H[PCI_4].$$

6) Максимальная степень окисления +5

а) P_2O_5 – фосфорный ангидрид, белый порошок, имеет модификацию $(P_2O_5)_2$, сильное водоотнимающее средство:

$$P_2O_5 + 2H_2O = 2HPO_3;$$

б) HPO_3 - мета, $H_4P_2O_7$ –пиро, H_3PO_4 –ортофосфорная кислота, средней силы:

в) соли мета-, пиро-, орто-фосфаты;

г) галогениды довольно активны:

$$PCl_5 + 4H_2O = H_3PO_4 + 5HCl\ ,$$
$$PF_5 + HF = H[PF_6].$$

Кислород и его соединения.

Самый распространённый элемент на Земле: 21% (объемных) в воздухе, входит в состав H_2O, минералов, органических веществ.

Физические свойства.

Существует в виде веществ:

а) «кислород» O_2 – газ без цвета, вкуса, запаха, не ядовит, ; t^0кип. = -183^0C; ;

б) «озон» O_3 – голубой газ с резким запахом, ядовит, очень сильный окислитель; t^0кип. = $-111{,}8^0$C.

Химические свойства.

1. Только в одной реакции кислород является восстановителем:

$$O_2 + 2F_2 = 2OF_2\ .$$

2. Во всех остальных случаях кислород – окислитель, особенно если он находится в атомарном состоянии:

а)окисление простых веществ:

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O;$$
$$S + O_2 = \uparrow SO_2;$$
$$2Ca + O_2 = 2CaO.$$

б)окисление сложных веществ:

$$P_2O_3 + O_2 = P_2O_5;$$
$$2SO_2 + O_2 = \uparrow 2SO_3;$$

$$2PCl_3 + O_2 = 2POCl_3.$$

в) Горение сложных неорганических веществ

$$2H_2S + O_{2недост.} = 2S + 2H_2O;$$
$$2H_2S + 3O_{2изб.} = \uparrow 2SO_2 + 2H_2O.$$

г) Горение органических веществ

$$CH_4 + 2O_2 = \uparrow CO_2 + 2H_2O;$$
$$C_2H_5OH + 3O_2 = \uparrow 2CO_2 + 3H_2O.$$

Кислород применяется в медицине для поддержания жизни больных с затрудненным дыханием и для лечения некоторых заболеваний.

Сера и её соединения.

В природе встречается в самородном виде; в виде минералов (сульфиды, сульфаты); в нефти; в белках.

Физические свойства.

Твёрдая, хрупкая, жёлтого цвета, не растворима в H_2O, но растворима в сероуглероде, анилине

Химические свойства.

Соединения, проявляя разные степени окисления, имеют разную окислительно-восстановительную способность.

Сера, взаимодействуя со сложными соединениями, по-разному меняет свою степень окисления:

а) $S + 2H_2SO_{4(конц).} = 3SO_2 + 2H_2O;$

б) $S + 6HNO_{3(конц).} = H_2SO_4 + 6NO_2 + 2H_2O;$

в) $3S + 6NaOH = 2Na_2S + Na_2SO_3 + 3H_2O$

реакция диспропорционирования.

Соединения серы S^{-2}.

а)H_2S – сероводород, ядовитый газ с запахом тухлых яиц, сильный восстановитель:

$$2H_2S + O_2 = \downarrow 2S + 2H_2O;$$
$$H_2S + Cl_2 = 2HCl + \downarrow S.$$

б) Раствор H_2S – слабая кислота, диссоциирует по двум ступеням:

$$H_2S = H^+ + HS^-;$$
$$HS^- = H^+ + S^{2-}.$$

в) Соли – сульфиды; соли щелочных и щелочноземельных металлов хорошо растворимы в воде, подвергаются реакциям гидролиза (гидролизуются).

г) Сульфиды металлов проявляют основную природу:

$$K_2S + H_2O = KHS + KOH;$$

Сульфиды неметаллов проявляют кислотную природу:

$$SiS_2 + 3H_2O = \downarrow H_2SiO_3 + 2H_2S.$$

д) Тиосоли: похожи на обычные соли, в которых атомы О заменены на S:

$$Na_2S + CS_2 = Na_2CS_3 \text{ – тиокарбонат натрия;}$$
$$Na_2CS_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2CS_3.$$

е) Полисульфиды: сера, подобно кислороду в перекисях, может образовывать соли: $Na_2S_{раствор} + nS = Na_2S_n$ – полисульфид натрия (содержат сульфидные мостики – S - S - S - S -).

Соединения S^{+4}.

а) SO_2 – сернистый газ с резким запахом, ядовит;

б) Раствор SO_2 – сернистая кислота H_2SO_3, средней силы, диссоциирует по двум ступеням:

$$H_2SO_3 = H^+ + HSO_3^-;$$
$$HSO_3^- = H^+ + SO_3^{2-}$$

в) Соли – сульфиты, хорошо гидролизуются:

$$Na_2SO_3 + H_2O = NaHSO_3 + NaOH.$$

г) В окислительно-восстановительных реакциях все эти соединения проявляют двойственность:

$$SO_2 + 2H_2S = 3S + 2H_2O \text{ окислитель;}$$
$$2SO_2 + O_2 = \uparrow 2SO_3 \text{ восстановитель.}$$

Соединения S^{+6}.

а) SO_3 – серный ангидрид, сильный окислитель. Очень энергично реагирует с водой

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4 + 89{,}1 \text{ кДж/моль;}$$

б) H_2SO_4 – серная кислота, бесцветная маслянистая жидкость; сильная.

$H_2SO_{4(конц).}$ – очень сильный окислитель; обугливает бумагу, сахар, дерево:

$$C + 2H_2SO_{4(конц.)} = \uparrow CO_2 + \uparrow 2SO_2 + 2H_2O.$$

Индивидуально её поведение с металлами:

при обыкновенной температуре со многими металлами не взаимодействует («пассивирует» Cr, Fe, Al, Zn, …);

при повышенной реагирует почти со всеми металлами, кроме Au и Pt.

Является очень хорошим водоотнимающим средством, т.к. с водой образует гидраты $H_2SO_4 \cdot nH_2O$:

в) Соли: средние – K_2SO_4 (сульфаты);

кислые – $KHSO_4$ (гидросульфаты);

купоросы – $CuSO_4 \cdot 5H_2O$; $ZnSO_4 \cdot 7H2O$;

квасцы – двойные соли, кристаллогидраты

$KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$; $NH_4Fe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$.

Сульфат магния- $MgSO_4$ (сернокислая магнезия) используется в виде раствора для внутривенного введения и в виде порошка для приготовления раствора для приёма внутрь при артериальной гипертензии.

г) Олеум – раствор SO_3 в H_2SO_4, при этом частично идёт реакция:

$$2SO_3 + H_2O = H_2S_2O_7 \text{ пиросерная кислота.}$$

д) Хлористый сульфурил SO_2Cl_2

$$SO_2Cl_2 + 2H_2O = H_2SO_4 + 2HCl.$$

е) Пероксосерные кислоты – содержат перекисные мостики

H_2SO_5 – пероксомоносерная,

$H_2S_2O_8$ – пероксодисерная;

сильные окислители.

ж) Тиосульфаты – содержат серу в разных степенях окисления: S^{+6} и S^{-2}; благодаря наличию S^{-2} соединения являются сильными восстановителями.

$$Na_2S_2O_3 + Br_2 + H_2O = 2HBr + S + Na_2SO_4.$$

Соответствующая кислота $H_2S_2O_3$ (тиосерная) неустойчива:

$$Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2S_2O_3.$$

Галогены.

Строение электронной внешнего энергетического уровня: …ns^2np^5.

^9F, ^{17}Cl, ^{35}Br, ^{53}J, ^{85}At (радиоактивен). В свободном состоянии существуют в виде двухатомных молекул.

Физические свойства.

Ядовиты, с резким запахом F_2 – бледно-желтый газ, t^0кип. = -188,2^{0}C;

Cl_2 – зелёно-жёлтый газ; t^0кип. = -34,1^{0}C;

Br_2 – красная жидкость; t^0кип. = 59,2^{0}C;

I_2 – фиолетовые кристаллы; t^0кип. = +185,5^{0}C.

Химические свойства.

Самый активный – F_2, в его атмосфере горят даже стекло и вода:

$$2F_2 + SiO_2 = SiF_4 + O_2;$$

$$2F_2 + 2H_2O = 4HF + O_2.$$

Более активные галогены в Периодической системе Д.И. Менделеева (как более сильные окислители) вытесняют менее ативные из различных соединений:

$$F_2 + 2KCl\ (KBr, KI) = 2KF + \uparrow Cl_2\ (Br_2, I_2).$$

При растворении галогенов воде и растворах щелочей идут реакции диспропорционирования; в зависимости от температуры получают разные продукты реакции:

$$Cl_2 + H_2O = HCl + HClO;$$

$$Cl_2 + 2NaOH = NaCl + NaClO;$$

Галогеноводороды – все они бесцветные газы.

По ряду: HF – HCl – HBr – HI прочность связи падает и восстановительные свойства растут:

$$MnO_2 + 4HCl = \uparrow Cl_2 + MnCl_2 + 2H_2O.$$

При растворении в воде получают сильные кислоты; HI – самая сильная (исключение составляет слабая фтороводородная кислота:

$H_2F_2 = H^+ + HF^{2-}$)

Галогениды элементов имеют различный кислотно-основной характер, который проявляется:

а) в реакциях гидролиза:

$$AlCl_3 + H_2O = AlOHCl_2 + HCl;$$

$$PBr_3 + 3H_2O = H_3PO_3 + 3HBr.$$

б) в реакциях комплексообразования:

$$2NaF + SiF_4 = Na_2[SiF_6];$$

по ряду лигандов F^-; Cl^-; Br^-; I^- устойчивость комплексов уменьшается.

Галогены в высших степенях окисления:
а) оксиды: Cl_2O; $(ClO_2)_2$; $(ClO_3)_2$; Cl_2O_7;
б) кислоты: $HClO$; $HClO_2$; $HClO_3$; $HClO_4$;

12.1. Качественные реакции на ионы неметаллов

Ионы галогенов.

Фторид-ионы (F^-) в растворе определяются добавлением катионов кальция (Ca^{2+}), наблюдается выпадение белого осадка:

$$2KF + CaCl_2 \rightarrow 2KCl + CaF_2\downarrow$$

Сокращенное ионное уравнение:

$$Ca^{2+} + 2F^- \rightarrow CaF_2\downarrow$$

Хлорид-ионы (Cl^-) в растворе определяются добавлением катионов серебра (Ag^+), наблюдается выпадение белого творожистого осадк**а** (об этой реакции говорилось ранее в разделе серебро):

$$KCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl\downarrow + KNO_3$$

Сокращенное ионное уравнение:

$$Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow$$

Осадок растворяется в растворе аммиака:

$$AgCl + 2NH_4OH \rightarrow [Ag(NH_3)_2]Cl + H_2O.$$

Препараты, содержащие соляную кислоту – HCl применяются в медицине для лечения заболеваний желудочно-кишечного тракта, связанных с пониженной кислотностью.

Хлорид кальция – $CaCl_2$ применяется в медицине при аллергических заболеваниях, заболеваниях кожи, оказывает детоксикационное действие, а также при заболеваниях, связанных с недостатком кальция в организме.

Бромид-ионы (Br^-) в растворе определяются добавлением катионов серебра (Ag^+), наблюдается выпадение слегка желтоватого осадка:

$$KBr + AgNO_3 \rightarrow AgBr\downarrow + KNO_3$$

Сокращенное ионное уравнение:

$$Ag^+ + Br^- \rightarrow AgBr\downarrow$$

Соединения, содержащие бромид-ион - бромид натрия (NaBr) и бромид калия (KBr) применяются в медицине в качестве седативного средства при повышенной раздражительности и бессоннице.

Иодид-ионы (I^-) в растворе определяются добавлением катионов серебра (Ag^+), наблюдается выпадение желтого осадка:

$$KI + AgNO_3 \rightarrow AgI\downarrow + KNO_3$$

Сокращенное ионное уравнение:

$$Ag^+ + I^- \rightarrow AgI\downarrow$$

Спиртовой раствор йода - 5% раствор в 70%-ном этиловом спирте применяется в медицине в качестве антисептического средства для обработки кожи при травмах и ранах. Препараты, содержащие иодид калия (KI), применяются в медицине для лечения болезней щитовидной железы, а также входят в состав глазных капель.

Ионы, содержащие серу.

Степень окисления -2:

В сульф*ИД*-ионе (S^{2-}) и гидросульф*ИД*-ионе (HS^-).

Сульф*ИД*ы (и гидросульф*ИД*ы) – это соли сероводородной кислоты, которая является слабым электролитом. Поэтому сильные кислоты вытесняют ее из растворов солей. Выделяется H_2S – сероводород, газ с неприятным запахом тухлых яиц:

$$K_2S + 2HCl \rightarrow 2KCl + H_2S\uparrow$$

Сокращенное ионное уравнение:

$$2H^+ + S^{2-} \rightarrow H_2S\uparrow$$

Выделившийся газ (H_2S) на воздухе сгорает синим пламенем (не в смысле, что выделился и сразу сгорел, а если начать сжигать):

$$2H_2S + 3O_2\ (t) \rightarrow 2SO_2\uparrow + 2H_2O$$

Так же сероводород (H_2S) может быть поглощен растворами щелочей:

$$H_2S + 2NaOH \rightarrow Na_2S + 2H_2O.$$

Сероводород является хорошим восстановителем, так как сера в нем в низшей степени окисления.

Еще одна особенность ионов S^{2-} позволяет легко определить их в растворе. Ионы S^{2-} образуют осадки со многими тяжелыми металлами.

Классическая реакция с ионами Pb^{2+}. Образуется черный осадок сульфида серы:

$$Pb(NO_3)_2 + Na_2S \rightarrow PbS\downarrow + 2NaNO_3.$$

С ионами Cu^{2+}, Fe^{2+}, Ni^{2+}, Cu^{2+}, Pb^{2+}, Hg^{2+}, Ag^+ и ионами многих других металлов тоже образуются осадки черного цвета.

С ионом Zn^{2+} образуется белый осадок (один из немногих нечерных нерастворимых сульфидов):

$$Zn(NO_3)_2 + Na_2S \rightarrow ZnS\downarrow + 2NaNO_3$$

Так как сера в сульфид-ионе в низшей степени окисления, она может окислиться. При действии сильных окислителей на сульфиды они окисляются до сульфатов.

Речь идет о черном осадке сульфида свинца (PbS). Пероксид водорода H_2O_2 (сильный окислитель) превращает черный сульфид свинца в белый (тоже нерастворимый) сульфат свинца ($PbSO_4$):

$$PbS_{(черн.)} + 4H_2O_2 \rightarrow PbSO_{4(бел.)} + 4H_2O.$$

Степень окисления +4:

встречается в оксиде серы (IV) (сернистом газе – SO_2), в соответствующей этому оксиду кислоте – сернистой (H_2SO_3, существующей только в растворе) и в солях сернистой кислоты – сульф*ИТ*ах и гидросульф*ИТ*ах.

Сернистый газ (SO_2) – бесцветный газ с резким запахом (по легендам – запахом ада). Его можно почувствовать чиркнув спичку. Образуется при сжигании серы, сероводородов, сульфидов, серосодержащих органических веществ. При взаимодействии сернистого газа с растворами щелочей образуются соли сернистой кислоты – сульф*ИТ*ы:

$$2NaOH + SO_2 \rightarrow Na_2SO_3 + H_2O.$$

СульфИТ-ионы и гидросульфИТ-ионы в растворе можно обнаружить добавлением сильной кислоты. При этом из раствора сульфита (гидросульфита) вытесняется сернистая кислота: H_2SO_3, которая не стабильная, поэтому быстро разлагается на воду и соответствующий оксид (SO_2). То есть, если совсем коротко: при действии на сульфиты и гидросульфиты кислот выделяется SO_2 – газ с резким запахом (обесцвечивающий раствор фуксина и фиолетовые чернила):

$$K_2SO_3 + 2HCl \rightarrow 2KCl + H_2SO_3$$
$$H_2SO_3 \rightarrow H_2O + SO_2\uparrow, \text{ или:}$$
$$K_2SO_3 + 2HCl \rightarrow 2KCl + SO_2\uparrow + H_2O$$

Степень окисления +6.

встречается в серном ангидриде (оксиде серы (VI) – SO_3), в соответствующей ему серной кислоте (H_2SO_4) и в ее солях, сульф*АТ*ах.

Серный ангидрид (SO_3) и серная кислота (H_2SO_4) содержат серу в высшей степени окисления, поэтому являются сильными окислителями. Сульфаты в растворе определяются добавлением катионов бария (Ba^{2+}). Сульфат-ион с катионом бария образует белый осадок (нерастворимый в кислотах):

$$Ba(NO_3)_2 + K_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2HNO_3$$
Сокращенное ионное уравнение:
$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow.$$

Препараты, содержащие серу применяются в медицине для лечения заболеваний кожи. Тиосульфат натрия – $Na_2S_2O_3$ в качестве детоксицирующего и противопаразитарного средства.

Ионы, содержащие углерод.

Карбонат-ион $\mathbf{CO_3^{2-}}$ и $\mathbf{HCO_3^-}$ – гидрокарбонат-ион являются анионом слабой, нестабильной, существующей только в растворе, угольной кислоты. Поэтому она легко вытесняется сильными кислотами из растворов солей (карбонатов и гидрокарбонатов). Вытесняется и тут же распадается на воду и углекислый газ.

При действии кислот на карбонаты выделяется бесцветный газ без вкуса и запаха:

$$K_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2KCl + H_2CO_3$$
$$H_2CO_3 \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O, \text{ или:}$$
$$K_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2KCl + CO_2\uparrow + H_2O$$

Выделившийся углекислый газ может быть поглощен раствором щелочи:

$$CO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O.$$

Углекислый газ при пропускании его через известковую воду вызывает ее помутнение.

Известковая вода – это профильтрованный раствор гидроксида кальция (гидроксид кальция полностью не растворяется в воде, образуется взвесь, и чтобы получить прозрачный раствор – его фильтруют, для очищения от не

растворившихся частиц гидроксида кальция). При взаимодействии гидроксида кальция с углекислым газом образуется нерастворимый карбонат кальция, который и обеспечивает мутность:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O.$$

Гидрокарбонат натрия – $NaHCO_3$ применяется в медицине в качестве раствора для инфузий и как антацидное средство при заболеваниях желудочно-кишечного тракта.

Ионы, содержащие фосфор и кремний.

Фосфат-ион (**PO_4^{3-}**)- анион ортофосфорной кислоты (H_3PO_4). В растворе его можно определить добавлением катионов серебра, при этом выпадает интенсивно-желтый осадок:

$$3AgNO_3 + K_3PO_4 \rightarrow Ag_3PO_4\downarrow + 3KNO_3$$

Сокращенное ионное уравнение:

$$3Ag^+ + PO_4^{3-} \rightarrow Ag_3PO_4\downarrow.$$

Силикат-ион (**SiO_3^{2-}**) - анион кремниевой кислоты (H_2SiO_3), которая являясь слабым электролитом, вытесняется из растворов ее солей. Кроме того, кремниевая кислота малорастворима в воде, поэтому в момент вытеснения ее из раствора соли, появляется гелеобразный осадок – это и будет H_2SiO_3:

$$K_2SiO_3 + 2HCl \rightarrow H_2SiO_3\downarrow + 2KCl$$

$$2H^+ + SiO_3^{2-} \rightarrow H_2SiO_3\downarrow.$$

Ионы, содержащие азот.

Оксид азота (VI) (**NO_2**). Ядовитый газ с неприятным запахом бурого цвета. Образуется: при взаимодействии не очень активных металлов с HNO_3 концентрированной:

$$Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3) + 2NO_2 + 2H_2O.$$

В реакции с водой диспропорционирует, образуя азотную и азотистую кислоты:

$$2NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_3 + HNO_2$$

Похожая реакция диспропорционирования происходит при растворении NO_2 в щелочах (образуются не кислоты, а соли этих кислот, нитраты и нитриты соответственно):

$$2NO_2 + 2KOH \rightarrow KNO_2 + KNO_3 + H_2O$$

В присутствии избытка кислорода реакция идет без образования азотистой кислоты (диспропорционирования не происходит):

$$4NO_2 + 2H_2O + O_2 \rightarrow 4HNO_3$$

Ион аммония (**NH_4^+**). Если добавить к раствору аммония щелочь образуется нестабильный гидроксид аммония, который разлагается. Выделяется аммиак – газ с резким запахом (запах нашатырного спирта):

$$NH_4NO_3 + KOH \rightarrow NH_4OH + KNO_3$$

$$NH_4OH \rightarrow NH_3\uparrow + H_2O$$

Можно записать сразу:

$$NH_4NO_3 + KOH \rightarrow NH_3\uparrow + H_2O + KNO_3.$$

Сокращенное ионное уравнение:

$$NH_4^+ + NO_3^- \rightarrow NH_3\uparrow + H_2O.$$

Выделившийся газ (аммиак) может быть поглощен растворами кислот, образованием солей аммония:

$$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl.$$

Раствор аммиака в воде с массовой долей 10% (нашатырный спирт) применяется в медицине ингаляционно, наружно и внутрь.

Для возбуждения дыхания и выведения из обморочного состояния осторожно подносят к ноздрям небольшой кусок марли или ваты, смоченный раствором.

Для индукции рвоты (особенно при отравлении алкоголем) разбавленный раствор нашатырного спирта (5-10 капель на 100 мл воды) назначают внутрь.

При укусах насекомых применяется в виде примочек или линимента.

При невралгиях и миозитах применяют наружно для растирания (в виде аммиачного линимента). Нашатырный спирт оказывает отвлекающее действие, раздражая рецепторы кожи.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1.Аликина, И.Б. Общая и неорганическая химия. лабораторный практикум: учебное пособие для вузов / И.Б. Аликина, С.С. Бабкина, Л.Н. Белова и др. - Люберцы: Юрайт, 2016 - 477с.
2. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник / Н.С. Ахметов. - СПб.: Лань, 2014. - 752с.
3. Бабков, А.В. Общая, неорганическая и органическая химия: учебное пособие /А.В.Бабков.-Ереван:МИА, 2015. - 568 с.
4. Бертини, И. Биологическая неорганическая химия: структура и реакционная способность. В 2 т. / И. Бертини. - М.: Бином, 2014. - 1079 с.
5. Гаршин, А.П. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах, химических реакциях: учебное пособие / А.П. Гаршин. - СПб.: Питер, 2014. - 288 с.
6. Егоров, В.В. Неорганическая и аналитическая химия. Аналитическая химия: учебник / В.В. Егоров, Н.И. Воробьева. - СПб.: Лань, 2014. - 144 с.
7. Карапетьянц, М.Х. Общая и неорганическая химия: учебник / М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. - М.: КД Либроком, 2015. - 592 с.
8. Князев, Д.А. Неорганическая химия: учебник / Д.А. Князев, С.Н. Смарыгин. - Люберцы: Юрайт, 2016. - 592 с.
9. Князев, Д.А. Неорганическая химия: учебник для академического бакалавриата / Д.А. Князев, С.Н. Смарыгин. - Люберцы: Юрайт, 2014. - 607 с.
10. Росин, И.В. Общая и неорганическая химия в 3 т. т.1. общая химия: учебник для академического бакалавриата / И.В. Росин, Л.Д. Томина. - Люберцы: Юрайт, 2016. - 426 с.
11. Росин, И.В. Общая и неорганическая химия в 3 т. т.3. химия p-элементов: учебник для академического бакалавриата / И.В. Росин, Л.Д. Томина. - Люберцы: Юрайт, 2016. - 436 с.
12. Росин, И.В. Общая и неорганическая химия в 3 т. т.2. химия s-, d- и f-элементов: учебник для академического бакалавриата / И.В. Росин, Л.Д. Томина.-Люберцы: Юрайт, 2016. - 492с.
13. Росин, И.В. Общая и неорганическая химия. современный курс: учебное пособие для бакалавров / И.В. Росин, Л.Д. Томина. - Люберцы: Юрайт, 2016. – 1338с. .
14. Смарыгин, С.Н. Неорганическая химия. Практикум: учебно-практическое пособие для академического бакалавриата / С.Н. Смарыгин, Н.Л. Багнавец, И.В. Дайдакова. - Люберцы: Юрайт, 2016. - 414 с.
15. Суворов, А.В. Общая и неорганическая химия в 2 т. том 1: учебник для академического бакалавриата / А.В. Суворов, А.Б. Никольский. - Люберцы: Юрайт,2016. - 292с.
16. Суворов, А.В. Общая и неорганическая химия в 2 т. том 2: учебник для академического бакалавриата / А.В. Суворов, А.Б. Никольский. - Люберцы: Юрайт, 2016.-315с.

17. Суворов, А.В. Общая и неорганическая химия в 2 т: учебник для академического бакалавриата / А.В. Суворов, А.Б. Никольский. - Люберцы: Юрайт, 2016.-607с.
18. Хрущева, И.В. Общая и неорганическая химия: учебник / И.В. Хрущева, В.И. Щербаков, Д.С. Леванова. - СПб.: Лань П, 2016. - 496 с.

Заметки библиотекаря