


**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Пермский государственный национальный исследовательский
университет»

Колледж профессионального образования

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

методические рекомендации

для самостоятельной работы по изучению дисциплины
для студентов Колледжа профессионального образования
специальности 09.02.04 Информационные системы (по отраслям)

Утверждено на заседании ПЦК
общеобразовательных и гуманитарных
дисциплин
Протокол № 9 от «10» мая 2017 г.
председатель  И.В. Власова

Пермь 2017

Составители:

Тетерина Надежда Михайловна, кандидат химических наук доцент, преподаватель Колледжа профессионального образования ПГНИУ

Неорганическая химия: методические рекомендации для самостоятельной работы по изучению дисциплины для студентов Колледжа профессионального образования специальности 09.02.04 Информационные системы (по отраслям) / сост. Н.М. Тетерина; Колледж проф. образ. ПГНИУ. – Пермь, 2017. – 72 с.

Методические рекомендации «Неорганическая химия» разработаны на основе требований Федерального государственного образовательного стандарта среднего профессионального образования по специальности 09.02.04 Информационные системы (по отраслям) для оказания помощи студентам специальности 09.02.04 Информационные системы (по отраслям) по дисциплине «Химия». Содержат перечень и образцы самостоятельных работ по дисциплине «Химия», методические рекомендации по их выполнению.

Предназначены для студентов Колледжа профессионального образования ПГНИУ специальности 09.02.04 Информационные системы (по отраслям) (СПО) всех форм обучения.

Введение

Учебное пособие предназначено для организации самостоятельной работы по курсу химии для студентов Колледжа профессионального образования ПГНИУ.

В методическом пособии представлены основные темы курса общей химии. В каждой теме изложены основные понятия и теоретические аспекты, приведены типовые задачи и их решения, уделено внимание вопросам, затрудненным для изучения.

В пособии использованы схемы, таблицы, рисунки, способствующие формированию более полного представления о сущности процесса или явления, а также систематизации учебного материала по теме.

Для выполнения контрольного задания каждой темы следует изучить основные положения теории и примеры решения задач, приведенных в тексте. При выполнении заданий следует пользоваться Периодической системой элементов, таблицами растворимости, плотности растворов щелочей, кислот и солей, рядом стандартных электродных потенциалов и другими материалами, имеющимися в приложении к пособию.

Каждое задание студент выполняет на отдельном листе, переписывает полностью условия заданий и приводит ответ после каждого вопроса. При решении расчетных задач следует сделать краткую запись их условий.

Глава 1. Классы неорганических соединений

Изучив тему, следует знать:

- Важнейшие классы неорганических соединений – оксиды, основания, кислоты и соли;
- способы их получения и характерные химические свойства;
- номенклатуру этих соединений.

Химия относится к естественным наукам, изучающим окружающий нас мир. Все существующее – это материя, которая проявляется в двух формах: вещества и поля (рис.1).

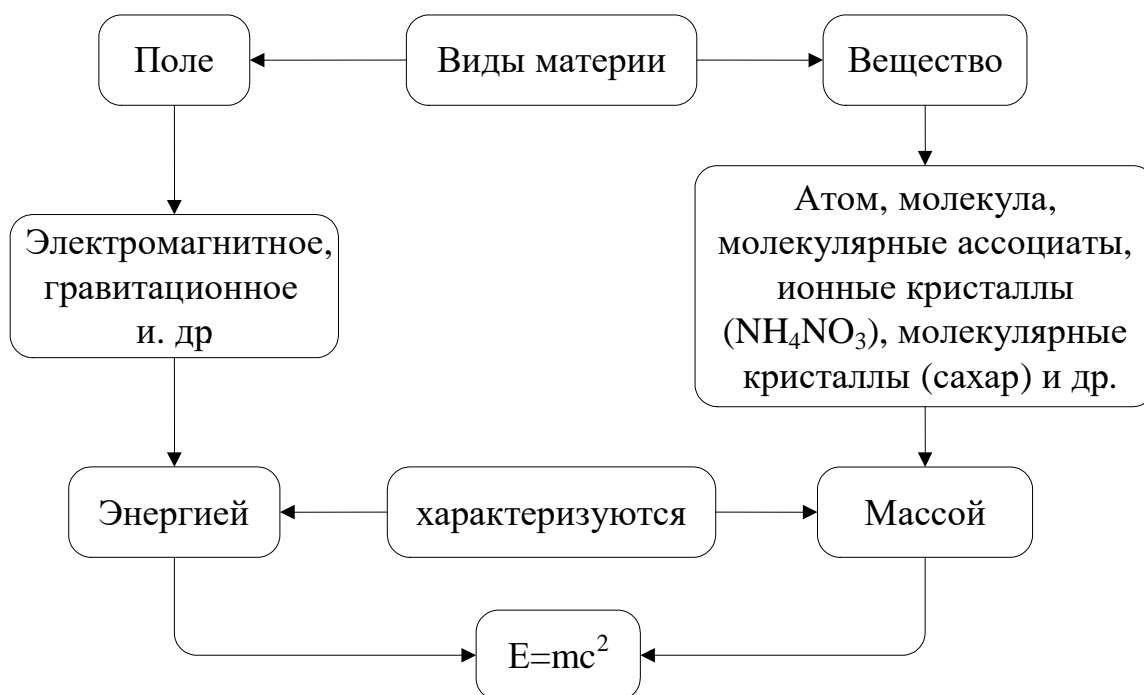


Рис. 1. Формы материи

Объектом изучения в химии являются химические элементы и их соединения. **Химическим элементом** называют вид атомов с одинаковым зарядом ядер. **Атом** - это наименьшая частица материи, сохраняющая химические свойства элемента.

Молекулой называют наименьшую частицу вещества, способную к самостоятельному существованию, обладающую его химическими свойствами.

Согласно Периодическому закону Д.И. Менделеева свойства химических элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер их атомов (или от **электронной структуры** их атомов). Взаимосвязь между строением и свойствами химических элементов рассматривается в соответствии с их расположением в периодической системе элементов (ПСЭ).

Элементы находятся в ПСЭ в определенных группах и периодах. **Период** – это горизонтальная последовательность элементов, расположенных по возрастанию порядкового номера элемента. В ПСЭ 7 периодов: 1-3 периоды – малые, 4-7 – большие. Номера периодов обозначаются арабскими цифрами. **Группа** – вертикальная последовательность элементов, обладающих однотипной электронной конфигурацией и сходными химическими свойствами. Номера групп обозначаются римскими цифрами I-VIII. Группы делятся на **главные** (A) и **побочные** (B) подгруппы.

Если представить ПСЭ в виде прямоугольника и условно провести диагональ от **H** к **At** (по элементам главных подгрупп), то все элементы, лежащие выше линии диагонали будут являться неметаллами, ниже линии диагонали и все элементы побочных подгрупп – металлами. Элементы лежащие на линии диагонали (Be, Al, Ge, Sb, Te, At) - проявляют амфотерные (промежуточные) свойства.

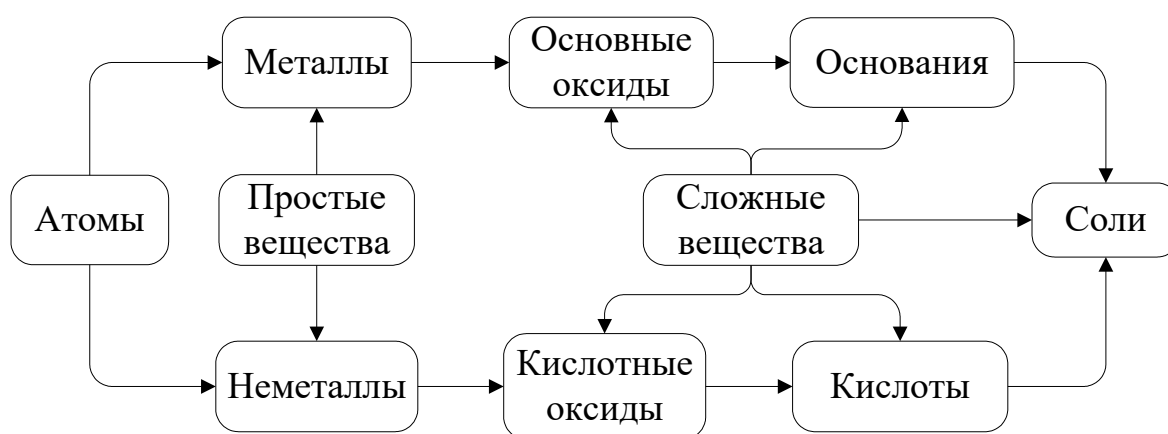
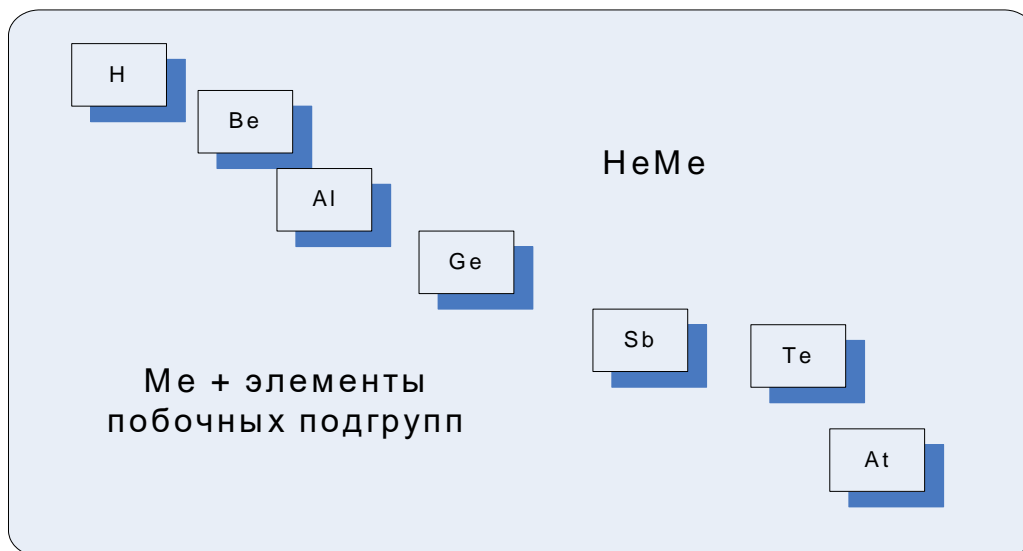


Рис. 2. Неорганические соединения

Составление химических формул

Формулы химических соединений составляются на основе понятия «степень окисления». **Степень окисления (с.о.)** – это условный заряд, атома, если бы он отдал или присоединил соответствующее число электронов.

Металлы в соединениях имеют только положительную степень окисления, т.к. металлы отдают электроны. Неметаллы имеют как положительную, так и отрицательную степень окисления (неметаллы могут как присоединять, так и отдавать электроны). Значение **максимальной степени окисления** определяется, как правило, по номеру группы, в которой находится элемент.

Na - металл, I группа, с.о. = +1, например $\text{Na}^+{}^2\text{O}^-2$

Mn - металл, VII группа, с.о. = +7, например $Mn^{+7}_2O^{2-}_7$

Для неметаллов характерны несколько степеней окисления, они определяются также по номеру группы, если номер группы четный, то все степени окисления выражаются четными числами, если номер группы нечетный, то – нечетными числами:

S - неметалл, VI группа, с.о. = +6, +4, +2, 0, -2.

Cl - неметалл, VII группа, с.о. = +7, +5, +3, +1, 0, -1.

Простые вещества определяются нулевой степенью окисления. Отрицательная степень окисления также определяется исходя из номера группы. Она равна количеству электронов, которых не хватает до получения устойчивой электронной конфигурации – 8 электронов.

Для элементов побочных подгрупп высшая степень окисления определяется, как правило, номером группы, низшая для большинства элементов равна +2. Данные зависимости степеней окисления от структуры ПСЭ определяются электронным строением атомов (см. главу 2).

Свойства классов неорганических соединений

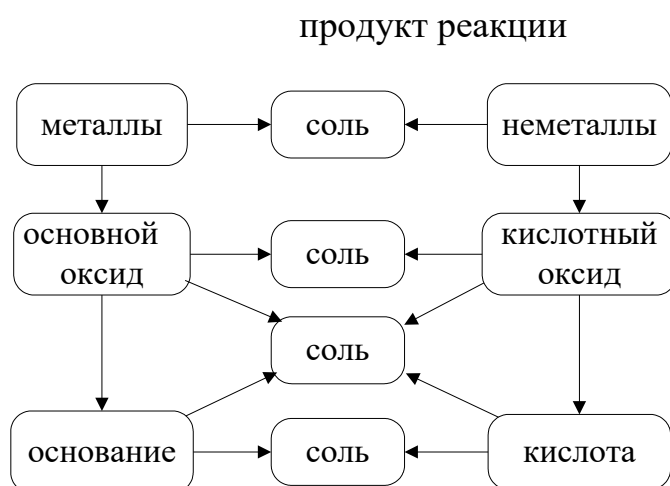


Рис. 3. Генетическая связь между классами

Данная схема (рис. 3) отражает свойства классов неорганических соединений – оксидов (основных, кислотных), кислот, оснований: **во взаимодействие вступают противоположные по своей природе соединения.** Продуктом взаимодействия является соль.

Оксиды – сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород.

Основные оксиды образуются от типичных металлов. К типичным (активным) металлам относят щелочные (Li – Fr) и щелочноземельные металлы (Ca – Ra).

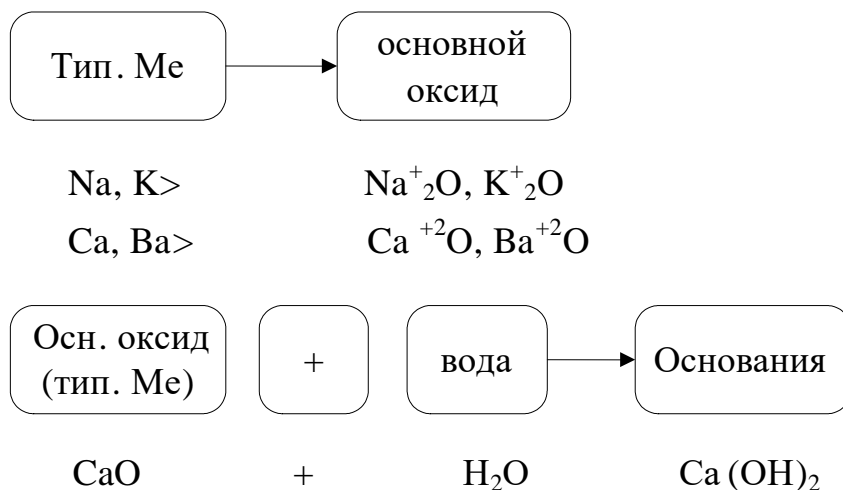


Рис. 4. Основные оксиды

Оксиды переходных металлов

Менее активные металлы – переходные металлы (элементы побочных подгрупп) тоже могут образовывать основные, а также кислотные и амфотерные оксиды в зависимости от степени окисления элемента.

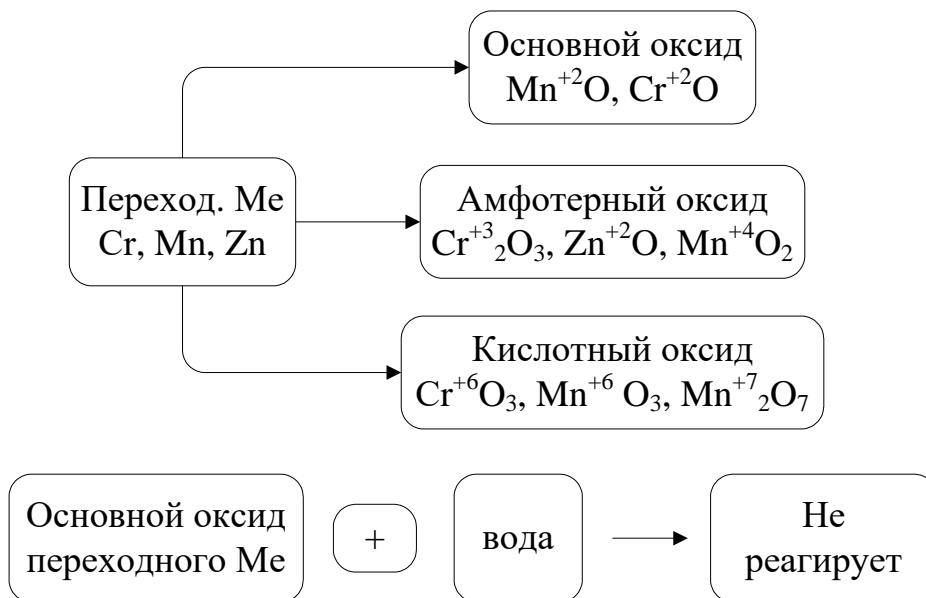


Рис. 5. Оксиды переходных металлов

Кислотные оксиды образуются, как правило, от неметаллов.

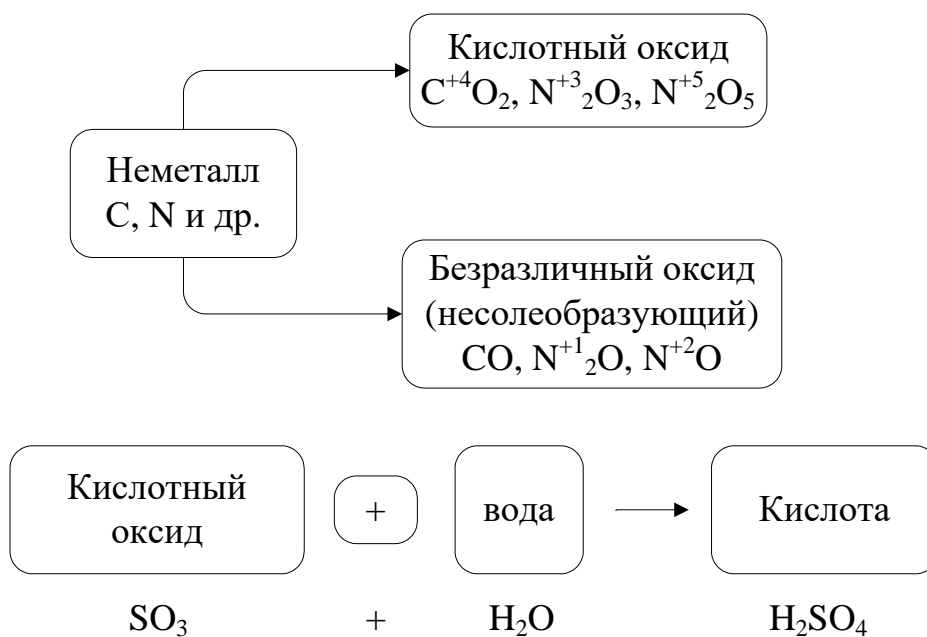


Рис. 6. Кислотные оксиды

Основания - сложные соединения, состоящие из ионов металла и ионов гидроксила.

Таблица 1

Основания

Щелочные металлы: Na, K... и щелочноземельные: Ca, Sr...	→	Сильные основания (щелочи): NaOH, KOH, Ca(OH) ₂ , Ba(OH) ₂ растворимые в воде
Средне и мало активные металлы (все кроме щелочных и щелочноземельных) - Al, Zn, Cu, Fe и др.	→	Слабые основания : Al(OH) ₃ , Zn(OH) ₂ , Cu(OH) ₂ , Fe(OH) ₂ Не растворимые или малорастворимые в воде

Получение сильных оснований

1. Оксид с водой – $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
2. Металл с водой – $2\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$
3. Электролиз растворов соли – NaCl, KCl (см. главу 12)

Получение слабых оснований

Соль со щелочью – $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$

Химические свойства оснований

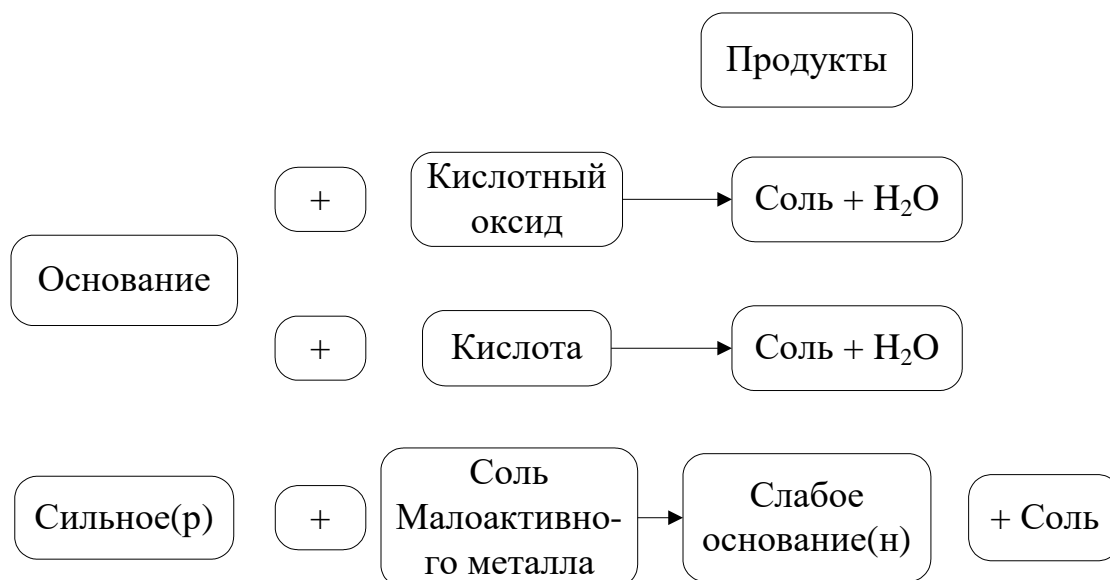


Рис. 7. Химические свойства оснований

Амфотерные гидроксиды – сложные соединения, которые в зависимости от условий проявляют кислотные или основные свойства, т.е. обладают двойственными свойствами.

Двойственность амфотерных гидроксидов

1. Степень окисления равная +2 : Zn(OH) ₂ , Be(OH) ₂ , Ge(OH) ₂ , Pb(OH) ₂	
$\text{Zn(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ <p>основание кислота</p>	<p>В расплаве</p> $\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>кислота основание</p> <p>В растворе</p> $\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4]$ <p>комплексная соль</p>

2. Степень окисления равная +3: Al(OH) ₃ , Cr(OH) ₃ , Fe(OH) ₃ , Au(OH) ₃	
$2\text{Al(OH)}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$ <p>основание кислота</p>	<p>расплав:</p> $\text{Al(OH)}_3 \equiv \text{H}_2\text{O} + \text{HAlO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>Раствор:</p> $\text{Al(OH)}_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Al(OH)}_6] \text{ или } \text{Na}[\text{Al(OH)}_4] + 2\text{H}_2\text{O}$

Кислоты – сложные соединения, которые состоят из ионов водорода и ионов кислотного остатка.

Номенклатура кислот

Кислородные кислоты	Бескислородные кислоты
$\text{HCl}^{+7}\text{O}_4$ – хлорная кислота	HCl^{-1} – хлороводородная кислота
$\text{HCl}^{+5}\text{O}_3$ – хлорноватая кислота	H_2S^{-2} – сероводородная кислота
$\text{HCl}^{+3}\text{O}_2$ – хлористая кислота	
HCl^{+1}O – хлорноватистая кислота	
Название	
От названия соответствующего неметалла в зависимости от степени окисления: если степень окисления равна номеру группы, то окончание –	Неметалл + соединительное о + слово водородная

<p>ная, или –овая, с уменьшением степени окисления – оватая, -истая, -оватистая</p>	
--	--

Получение

1. Соль с кислотой – $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$
2. Кислотный оксид с водой (кислородные кислоты) – $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
3. Водород с неметаллами (бескислородные) – $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$

Химические свойства кислот

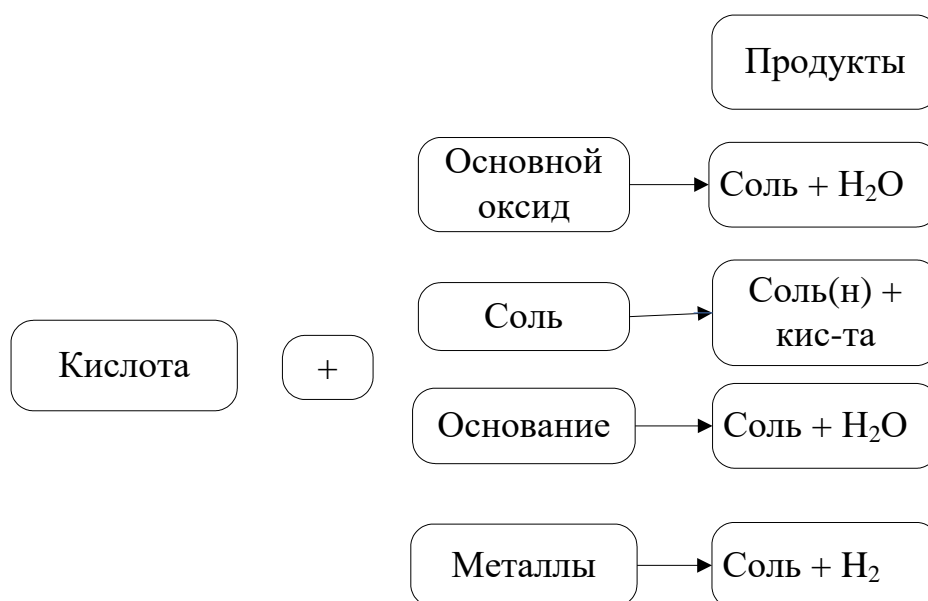


Рис. 8. Химические свойства кислот

Таблица 4

Взаимодействие кислот с металлами

Кислоты	
Разбавленные	и Кислоты – окислители

бескислородные кислоты Окислителем является – Н ⁺	$\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ (конц.), HN^{+5}O_3 (конц.), HN^{+5}O_3 (разб.) Окислитель – кислотообразующий элемент
Металлы, расположенные в ряду напряжений до водорода, вытесняют водород, после водорода – не вытесняют: $\text{Ca} + 2\text{H}^{+1}\text{Cl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2^0\uparrow$	Кислоты – окислители реагируют даже с металлами стоящими в ряду напряжений после водорода: $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{S}^{+4}\text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

Примечание: см. главу 10.

Соли – сложные соединения, состоящие из ионов металла и ионов кислотного остатка.

Таблица 5

Классификация и номенклатура солей

Средние соли кислородсодержащих кислот кислотный остаток отражает латинское название кислотообразующего элемента + окончание ат в случае максимальной степени окисления кислотообразующего элемента	$\text{Na}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ Сульфат натрия
При меньшей степени окисления используют окончание – ит	$\text{Na}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$ Сульфит натрия
Соли бескислородных кислот называют по международной номенклатуре, используя окончание – ид	Na_2S Сульфид натрия
Кислые соли - продукты неполного замещения водорода на металл (получают в избытке кислоты). Называют как и средние с добавлением приставки - гидро к названию кислотного остатка, если возможны две кислые соли, то впереди ставят греческое числительное	Na_2HPO_4 Гидрофосфат Na NaH_2PO_4 Дигидрофосфат Na

<p>Основные соли – продукты неполного замещения гидроксогрупп на кислотный остаток (получают в избытке основания). Называют, как и средние соли, добавляя к названию металла гидроксо, если возможны две основные соли, то впереди ставят греческое числительное</p>	MgOHCl
	Хлорид гидроксо Mg
	Al(OH) ₂ Cl
	Хлорид дигидроксо Al

Получение солей см. оксиды, основания, кислоты.

Свойства солей определяются их строением, а именно наличием ионов в узлах кристаллической решетки. Следовательно, **соли могут вступать в реакции обмена с соединениями состоящими из ионов, т.е. с кислотами (р), щелочами, солями (р)**. Для протекания реакции с солями необходимо учитывать условия необратимости реакций, а именно:

1) осадок (↓) 2) газ (↑) 3) слабый электролит, например H₂O (см. главу 7).

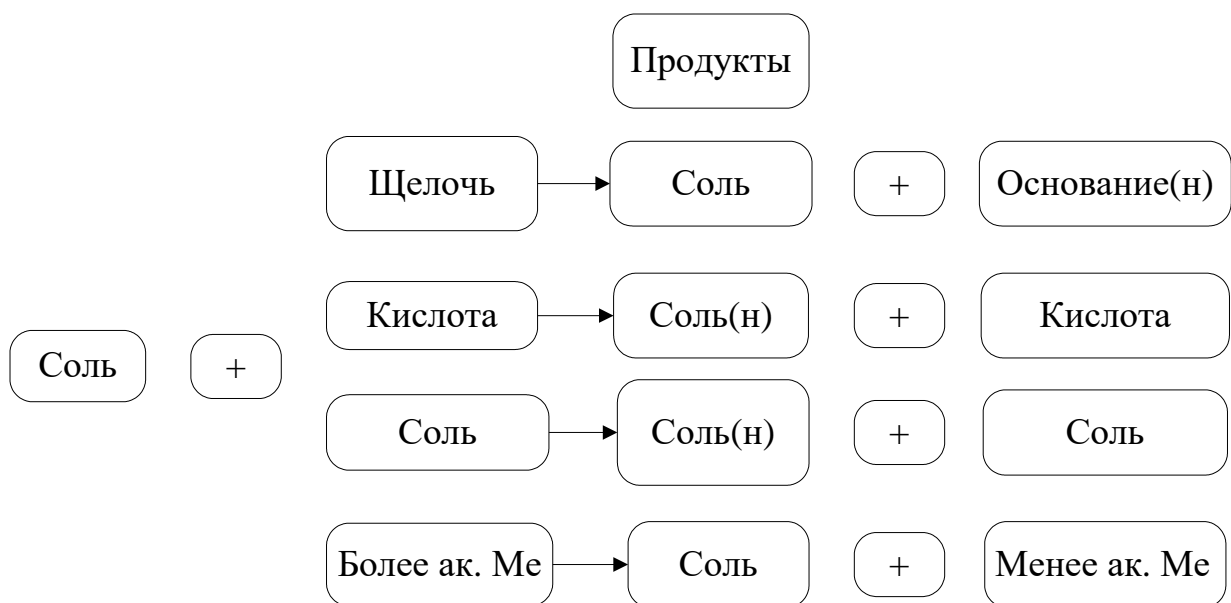


Рис. 9. Химические свойства солей

Примечание: см. приложение 1 – «Растворимость солей, кислот и оснований в воде»

Таблица 6

Номенклатура кислот и солей

Название кислоты	Формула кислоты	Название соли	Примеры солей

Соляная	HCl	Хлориды	NaCl
Хлорноватистая	HClO	Гипохлориты	NaClO
Хлорноватая	HClO ₂	Хлориты	NaClO ₂
Хлористая	HClO ₃	Хлораты	NaClO ₃
Хлорная	HClO ₄	Перхлораты	NaClO ₄
Азотная	HNO ₃	Нитраты	KNO ₃
Серная	H ₂ SO ₄	Сульфаты	K ₂ SO ₄
Сернистая	H ₂ SO ₃	Сульфиты	K ₂ SO ₃
Сероводородная	H ₂ S	Сульфиды	K ₂ S
Фосфорная	H ₃ PO ₄	Фосфаты	Ca ₃ (PO ₄) ₂
Угольная	H ₂ CO ₃	Карбонаты	CaCO ₃
Кремневая	H ₂ SiO ₃	Силикаты	Na ₂ SiO ₃
Циановодородная	HCN	Цианиды	KCN
Марганцовая	HMnO ₄	Перманганаты	KMnO ₄
Хромовая	H ₂ CrO ₄	Хроматы	K ₂ CrO ₄
Дихромовая	H ₂ Cr ₂ O ₇	Дихроматы	K ₂ Cr ₂ O ₇

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ №1

Тема: «Классы неорганических соединений»

- а) Возможны ли химические взаимодействия между предложенными веществами. Приведите уравнения реакций;
- б) Составьте уравнения реакций, протекающих в цепи превращений. Назовите продукты реакций.

Примечание: для составления комплексных соединений см. главу 3 «Химическая связь. Комплексные соединения»

Варианты заданий

1. а) CO₂: 1) HCl, 2) H₂O, 3) KOH, 4) CaCO₃, 5) MgO;
- б) Ca → CaO → Ca(OH)₂ → CaCO₃ → CaCl₂.

2. a) $\text{Fe}(\text{OH})_2$: 1) CaO , 2) H_2SO_4 , 3) KOH , 4) CuSO_4 , 5) $\text{SO}_3(\text{t})$;

б) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4$.

3. a) K_2CO_3 : 1) HClO_4 , 2) H_2O , 3) KOH , 4) HBr , 5) FeO ;

б) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{KAlO}_2$.

4. a) HCl : 1) Cu , 2) NH_4OH , 3) CuSO_4 , 4) FeO , 5) CO_2 ;

б) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$.

5. a) CaO : 1) HNO_3 , 2) H_2O , 3) KOH , 4) SO_2 , 5) K_2SO_4 ;

б) $\text{Fe} \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow [\text{FeOH}]_2\text{SO}_4$.

6. a) K_2CO_3 : 1) H_2SO_4 , 2) Na_2O , 3) $\text{Mg}(\text{OH})_2$, 4) ZnCl_2 , 5) H_2O ;

б) $\text{CuO} \rightarrow \text{CuS} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{HSO}_4)_2$.

7. a) KOH : 1) HClO , 2) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, 3) CaCl_2 , 4) CO_2 , 5) $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$;

б) $\text{C} \rightarrow \text{CO} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KHCO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3$.

8. a) HClO_4 : 1) SO_3 , 2) FeO , 3) MnSO_4 , 4) HNO_3 , 5) NaOH ;

б) $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2$.

9. a) FeO : 1) H_2SO_4 , 2) Al_2O_3 , 3) K_2SO_3 , 4) CO_2 , 5) KOH ;

б) $\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$.

10. a) AlCl_3 : 1) HNO_3 , 2) H_2O , 3) NaOH , 4) K_2CO_3 , 5) CO_2 ;

б) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{NaAlO}_2$.

11. a) H_2O : 1) K_2O , 2) CO_2 , 3) MnCl_2 , 4) Al_2O_3 , 5) H_2SO_4 ;

б) $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$.

12. a) Na_2SO_3 : 1) HCl , 2) BaCl_2 , 3) KOH , 4) CaSO_4 , 5) N_2O_5 ;

б) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{NaAlO}_2$.

13. a) H_2CO_3 : 1) HCl , 2) CaCl_2 , 3) KOH , 4) SO_2 , 5) BaO ;

б) $\text{SiO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3$.

14. a) Al_2O_3 : 1) H_2SO_4 , 2) CaO , 3) KOH , 4) SO_2 , 5) K_2SO_4 ;

б) $\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$.

15. a) NaOH : 1) ZnO , 2) SO_2 , 3) KHCO_3 , 4) $\text{Al}(\text{OH})_3$, 5) H_2S ;

б) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{KMnO}_4$.

16. a) CuSO_4 : 1) H_2S , 2) BaCl_2 , 3) KOH , 4) HNO_3 , 5) CO_2 ;

б) $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

17. a) $\text{Al}(\text{OH})_3$: 1) HClO_4 , 2) KCl , 3) KOH , 4) $\text{CaO} + t^\circ$, 5) CO_2 ;

б) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4$.

18. a) ZnO : 1) H_2SO_4 , 2) H_2O , 3) NaOH , 4) CaO , 5) K_3PO_4 ;

б) $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$.

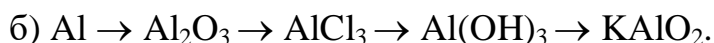
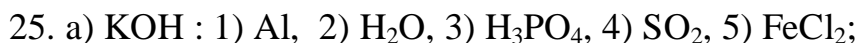
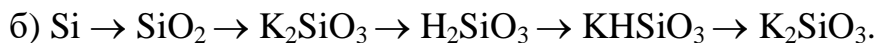
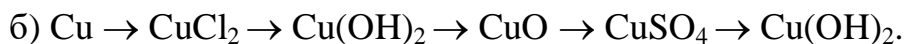
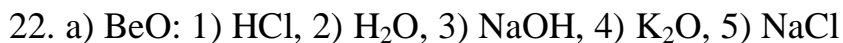
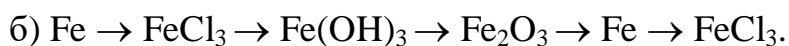
19. a) H_2SO_4 : 1) KCl , 2) K_2O , 3) $\text{Zn}(\text{OH})_2$, 4) CO_2 , 5) Zn ;

б) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KHSO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4$.

20. a) NaOH : 1) HCl , 2) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, 3) $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$, 4) FeCl_2 , 5) SO_2 ;

б) $\text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Cr} \rightarrow \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{KCrO}_2$.

21. a) CaO : 1) HCl , 2) CuSO_4 , 3) FeO , 4) CO_2 , 5) Al_2O_3 ;



Глава 2. Строение атома. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева

Изучив тему, вы должны:

- иметь представление о строении атома и корпускулярно – волновой природе электрона;
- знать квантовые числа и принципы заполнения электронами атомных орбиталей;
- знать периодический закон Д.И. Менделеева, принципы построения периодической системы элементов; написание электронных формул атомов элементов;
- уметь прогнозировать химические свойства элементов, исходя из их положения в периодической системе и электронных формул соответствующих атомов.
- знать основные характеристики атомов элементов и изменение этих величин по группам и периодам периодической системы.

Свойства элемента и его соединений зависят от электронного строения атома. **Электрон** – это частица микромира, подчиняющаяся законам квантовой механики. Основные **положения квантовой механики**, заложенные в основу электронного строения атома:

1. Электрон имеет корпускулярно-волновую природу. Это значит, что он одновременно обладает свойствами и частицы (имеет заряд, массу), и волны (способен к огибанию препятствий – дифракции, характеризуется длиной волны, частотой колебаний).
2. Местоположение электрона в пространстве точно определить не возможно. Определяют область пространства (**орбиталь**), в которой может находиться электрон.
3. Энергия каждого электрона в атоме квантована (строго определена). Определенному набору квантовых чисел соответствует конкретная функция $\psi(x, y, z)$ в виде определенного распределения, которое называется электронная орбиталь и конкретная величина полной энергии данной орбитали.

Таким образом, исходя из законов квантовой механики, энергию и строение каждого электрона в атоме можно описать с помощью четырех квантовых чисел:

1. **Главное квантовое число (n)**. Определяет энергию электрона на энергетическом уровне $n = 1, 2, 3, \dots, 7$ (соответствует номеру периода).
2. **Орбитальное квантовое число (l)** определяет энергию элетронной орбитали или подуровня: $E_l = 0, 1, 2, 3 \dots n - 1$ Энергетический уровень расщепляется на подуровни, которые отличаются друг от друга энергией связи с ядром, а также формой электронного облака: $l = s, p, d, f$.
 s - шар, p - гантель, d - лепестковая форма, f - сложная форма
 E_l – энергия электронного облака: $E_s = 0, E_p = 1, E_d = 2, E_f = 3$.
3. **Магнитное квантовое число (m)** определяет число пространственных ориентаций электронных облаков относительно ядра:

$m = -l; 0; +l$. Если $l = 0$ (s), то $m = 0$, (одна пространственная ориентация s-орбитали – □). Если $l = 1$ (p), то $m = -1; 0; +1$ (три пространственные ориентации p-орбитали – □□□). Если $l = 2$ (d), то $m = -2, -1; 0; +1, +2$ (пять пространственных ориентаций d-орбитали – □□□□□). Если $l = 3$ (f), то $m = -3, -2, -1; 0; +1, +2, +3$ (семь пространственных ориентаций f-орбитали – □□□□□□□).

4. **Спиновое квантовое число (s):** $s = +1/2; -1/2$ (условная единица энергии). Шведский физик В. Паули установил, что в атоме на одной орбитали может находиться не более двух электронов, имеющих противоположные (антипаралельные) спины (spin - вращаться). Это свойство можно представить себе как вращение электрона вокруг своей воображаемой оси: «+» – по часовой стрелке или «-» – против часовой стрелки.

Таблица 7

Размещение электронов по энергетическим уровням

$n = 1, 2, ..7$	$l = 0, 1, ...$ до $n - 1$	$m = -l; 0; +l$	$s = \pm 1/2$	Σe
$n = 1$	$l = 0$ (s)	$m = 0$ □	↑↓	2
$n = 2$	$l = 0$ (s), $l = 1$ (p)	$m = 0$ □ $m = -1, 0, +1$ □□□	↑↓ ↑↓↑↓↑↓	8
$n = 3$	$l = 0$ (s), $l = 1$ (p) $l = 2$ (d)	$m = 0$ □ $m = -1, 0, +1$ □□□ $m = -2, -1, 0, +1, +2$ □□□□□	↑↓ ↑↓↑↓↑↓ ↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓	18

Примечание: в таблице указано максимально возможное количество электронов на энергетическом уровне.

Электронная формула

Электроны заполняют орбитали атома в порядке увеличения энергии. Чем ближе к ядру находится орбиталь (энергетический уровень с меньшим номером), тем сильнее электрон притягивается к ядру, тем выгоднее для него такое расположение.

Например, порядковый номер атома углерода равен шести, это означает, что заряд ядра $+6$, количество электронов также равно шести. Данные электроны располагаются на двух энергетических уровнях (номер периода). Первый энергетический уровень атома углерода полностью заполнен: на единственной орбитали находятся два электрона с противоположными спинами ($1s^2$) (см. табл. 7). Оставшиеся четыре электрона занимают второй энергетический уровень, причем два находятся на более предпочтительной для них s орбитали и два на p орбиталях ($2s^2 2p^2$).

Распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням подчиняются:

1. Принципу Паули
2. Правилу Клечковского
3. Правилу Хунда.

Принцип Паули. В 1925 году П. Паули постулировал принцип, согласно которому в атоме не может быть двух электронов, обладающих абсолютно одинаковым набором квантовых чисел: n , l , m , s . Отсюда следует, что на каждой орбитали не может быть более двух электронов, причем они должны иметь противоположные спины, т.е. допускается заполнение $\uparrow\downarrow$ и не допускается заполнение $\uparrow\uparrow$ и $\downarrow\downarrow$.

Правило В. Клечковского. Увеличение энергии и соответственно заполнение орбитали происходит в порядке возрастания суммы квантовых чисел $n + l$, а при равной сумме $n + l$ в порядке возрастания числа n .

Например, Ca^{+20})))) $1s 2s 2p 3s 3p 3d 4s 4p 4d$
последовательность энергетических подуровней
если $s = 0$, $p = 1$, $d = 2$

$n l$	$1s$	$2s$	$2p$	$3s$	$3p$	$3d$	$4s$
-------	------	------	------	------	------	------	------

$n+l$	1+0	2+0	2+1	3+0	3+1	3+2	4+0
Σ	1	2	3	3	4	5	4

Следовательно, заполнение электронами уровней и подуровней происходит в порядке возрастания суммы n и l : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^0 4s^2$

Исключение составляют некоторые d и f элементы, у которых наблюдается так называемый провал (провал электрона с s подуровня на предвнешний d или f). Например, Cu, Ag, Cr, Pd, Pt .

Правило Хунда. Заполнение орбиталей p, d, f подуровней в нормальном состоянии атома начинается одиночными электронами с одинаковыми спинами. После того как одиночные электроны займут все орбитали подуровня, заполняются орбитали вторыми электронами с противоположными спинами. Например, электронная структура атома азота имеет следующее строение $1s\downarrow\uparrow 2s\downarrow\uparrow 2p\uparrow\uparrow\uparrow$

Свойства элементов зависят от электронной конфигурации валентных электронов. Валентные электроны, как правило, находятся на внешнем энергетическом уровне (номер периода), количество валентных электронов можно определить по номеру группы (за исключением d элементов VIII группы). Например, атом азота имеет пять валентных электронов (V группа), которые располагаются на втором энергетическом уровне (элемент находится во втором периоде).

Все элементы ПСЭ по строению валентных электронов можно разделить на s -, p -, d -, f - элементы иначе их называют семействами:

s-элементы находятся в I, II группах (главные подгруппы)

p-элементы находятся в III-VIII группах (главные подгруппы)

d-элементы находятся в I-VIII группах (побочные подгруппы)

f-элементы относят к лантаноидам и актиноидам.

Все элементы семейства имеют сходное строение:

s -элементы в невозбужденном состоянии имеют валентные электроны только на s - подуровне.

p-элементы в невозбужденном состоянии имеют валентные электроны на внешнем s и p- подуровнях .

d-элементы в невозбужденном состоянии имеют валентные электроны на внешнем s и предвнешнем d- подуровнях .

Сходная электронная конфигурация элементов семейства обеспечивает сходство химических свойств элементов данного семейства.

Общая характеристика элементов по семействам

s-элементы металлы (кроме H и He), на внешнем уровне имеют не более двух электронов. Их оксиды и гидроксиды проявляют только основные свойства.

p-элементы, как правило, неметаллы (на внешнем уровне ≥ 4 электрона). Их оксиды и гидроксиды проявляют кислотные свойства. Однако, p-элементы расположенные вдоль линии диагонали H-At, а также p-элементы с большим радиусом атома (Sn, Bi, Pb) проявляют амфотерные свойства. Их оксиды и гидроксиды также проявляют двойственные свойства.

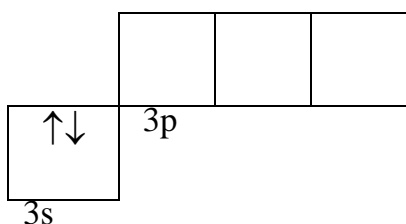
d-элементы – металлы (на внешнем уровне ≤ 2 электрона). В минимальных степенях окисления +1,+2 их оксиды и гидроксиды проявляют основные свойства; в степени окисления +3,+4 – амфотерные; в высшей степени (соответственно номеру группы) – кислотные свойства.

Характеристика элементов по классам, исходя из электронной конфигурации атома

Характеристика элемента включает определение его свойств (металл или неметалл), валентностей, степеней окисления, составление основных классов соединений, исходя из степени окисления элемента.

Характеристика s-элемента, на примере магния

$Mg^{+12} 2s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2}$ валентные электроны

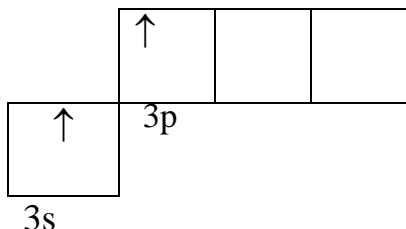


Строение валентных электронов (нормальное состояние – с.о.= 0)

Mg – металл (так как число валентных электронов ≤ 2)

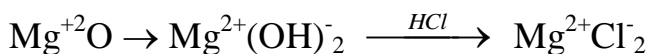
При взаимодействии с квантами поля атомы легко переходят в возбужденное состояние, при этом происходит перескок электрона в пределах своего энергетического уровня:

Mg* возбужденное состояние



По числу неспаренных электронов определяют валентность т. е. число химических связей атома с другими атомами. Она, как правило, соответствует степени окисления (с.о.)

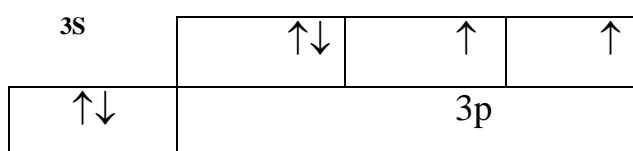
с.о.=+2 (равна валентности или числу неспаренных электронов)



оксид Mg гидроксид Mg хлорид Mg

Характеристика p элемента, на примере серы

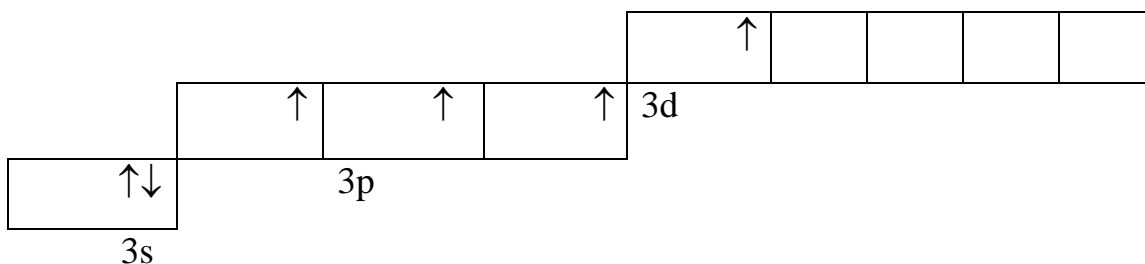
$\text{S}^{+16} 1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^4}$ валентные электроны



Строение валентных электронов (нормальное состояние – с.о.= 0).

S – неметалл (число валентных электронов ≥ 4). По числу неспаренных электронов можно определить валентность II. Ей соответствует с.о.= +2 (нестойчива) и с.о.= -2, например, в соединении H_2S .

S* возбужденное состояние

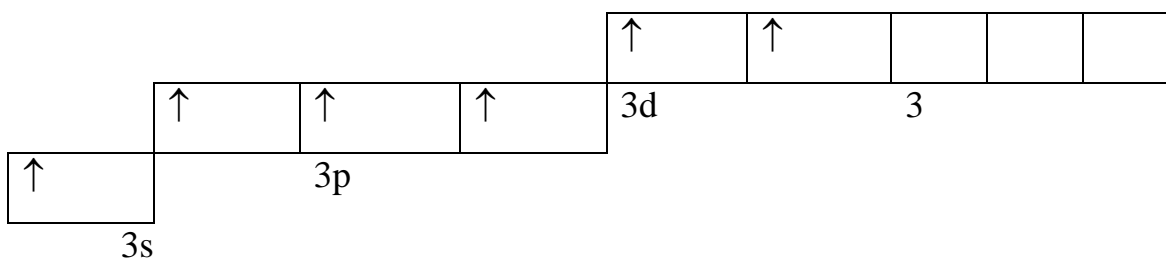


с.о.= +4 (равна валентности или числу неспаренных электронов)

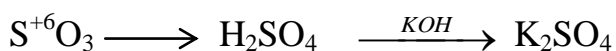


оксид S(IV) сернистая кислота сульфит калия

S^{**} второе возбужденное состояние

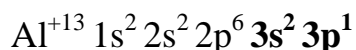


с.о.= +6 (равна валентности или числу неспаренных электронов)

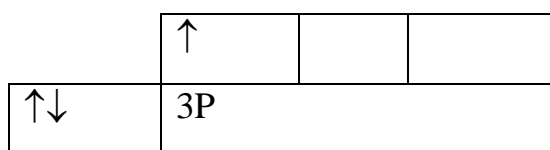


оксид S(VI) серная кислота сульфат калия

Характеристика p элемента, на примере алюминия



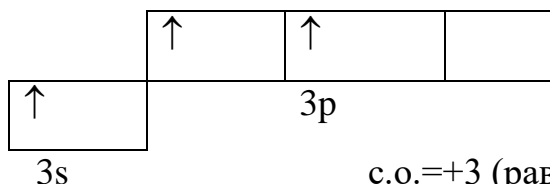
валентные электроны



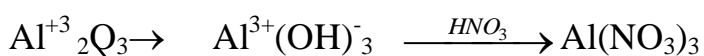
3s Строение валентных электронов (нормальное состояние – с.о.= 0).

Al – амфотерный металл (амфотерность чаще проявляется для атомов с числом валентных электронов равным 3 или 4). По числу неспаренных электронов можно определить с.о.=+1, однако для элементов III группы главной подгруппы с.о.= +1 неустойчива.

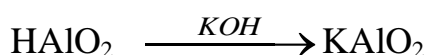
Al^* возбужденное состояние



с.о.=+3 (равна валентности)



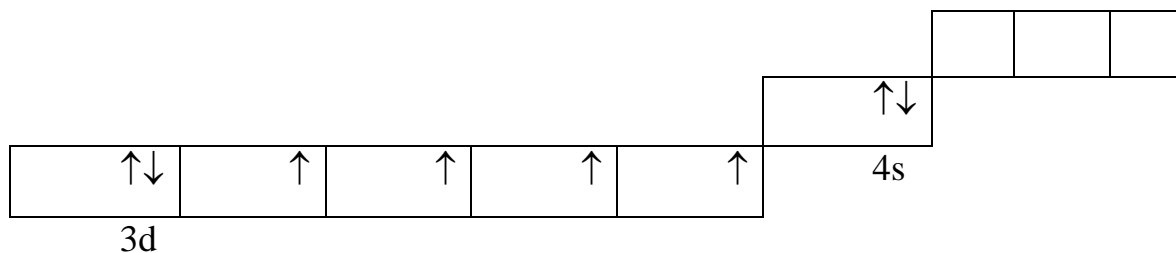
амф.оксид Al гидроксид Al нитрат алюминия



Амфотерные свойства характерны также и для р-элементов с большим радиусом атома. Это Ge, As, Sn, Sb, Te, Pb, Bi, Po.

Характеристика d элемента, на примере железа

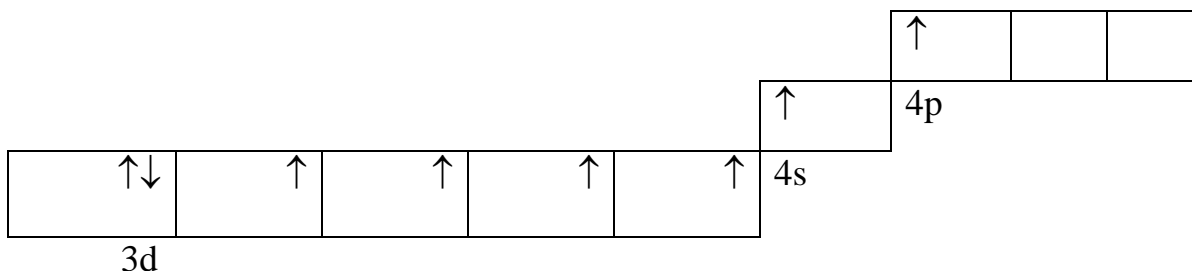
$\text{Fe}^{+26} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{3d^6 4s^2}$ валентные электроны



Строение валентных электронов (нормальное состояние – с.о.= 0).

Fe – металл (так как число валентных электронов **на внешнем** уровне ≤ 2)

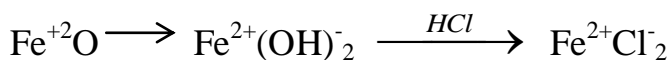
Fe^* возбужденное состояние



Данная модель представления о строении валентных электронов позволяет для d семейства элементов определить только максимальную и минимальную степень окисления в возбужденном состоянии.

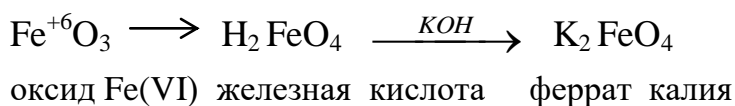
min с.о.=+2 (количество неспаренных электронов на внешнем уровне)

max с.о.=+6 (общее количество неспаренных валентных электронов)



оксид Fe(II) гидроксид Fe(II) хлорид Fe(II)

В высшей степени окисления, когда частица теряет ≥ 4 (в нашем случае 6 электронов), изменяется энергия связи оставшихся валентных электронов и ядра, уменьшается радиус частицы. Поэтому в высших степенях окисления оксиды и гидроксиды d-элементов проявляют кислотные свойства.



КОНТРОЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ №2

Тема: «Строение атома. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева »

Дать характеристику, исходя из положения в периодической системе, следующих элементов s, p, d семейств:

Варианты заданий

№ вар-та	Элементы семейств	№ вар-та	Элементы семейств
1	Литий, кремний, кобальт.	14	Рубидий, бром, медь.
2	Бериллий, бром, марганец.	15	Стронций, германий, цинк.
3	Барий, мышьяк, марганец.	16	Барий, кремний, платина
4	Стронций, селен, хром.	17	Магний, висмут, хром.
5	Калий, фосфор, вольфрам.	18	Натрий, сурьма, вольфрам.
6	Магний, иод, молибден.	19	Цезий, теллур, марганец.
7	Кальций, висмут, никель.	20	Стронций, селен, ванадий
8	Натрий, сурьма, титан.	21	Бериллий, хлор, ниобий.
9	Барий, теллур, марганец.	22	Калий, мышьяк, серебро.
10	Цезий, хлор, ниобий.	23	Калий, фосфор, кобальт
11	Кальций, сурьма, хром.	24	Литий, свинец, молибден.
12	Калий, олово, платина.	25	Барий, теллур, золото.
13	Натрий, свинец, молибден.		

Глава 3. Способы выражения концентраций растворов

После изучения этой темы вы должны усвоить:

- основные понятия: раствор, растворитель, растворенное вещество;

- способы выражения концентраций растворов.

Растворы представляют собой гомогенную (однородную) систему, состоящую из двух или более компонентов и продуктов их взаимодействия. **Растворителем** считают тот компонент, количество которого в растворе преобладает.

Концентрацией раствора называется содержание растворенного вещества в определенной массе или определенном объеме раствора (или растворителя). Существует несколько способов выражения концентрации раствора: процентная концентрация, молярная, моляльная, нормальная, т.е. концентрация моль-эквивалентов.

Процентная концентрация (ω) раствора показывает, сколько граммов растворенного вещества содержится в 100 г раствора. Математическое выражение для расчета процентной концентрации раствора:

$$\omega = \frac{m(v - va)}{m(p - pa)} 100\%$$

Растворы характеризуются еще одной важной величиной – **плотностью раствора**. Плотность (ρ) – это масса одной единицы объема. Плотность обычно измеряют в г/см³ или г/мл.

Молярная концентрация (См) – показывает число молей растворенного вещества, содержащихся в 1 литре раствора.

1 Моль это такое количество вещества (ν), которое содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц (атомов, молекул, ионов). **6,02 10^{23} - число Авогадро.** **Молярная масса** (М) вещества (масса одного моля) численно равна **молекулярной массе**. Она рассчитывается как отношение массы вещества (m) к его количеству: $M = m/\nu$ (г/моль).

Примеры расчета

Задача 1. Провести расчет массы кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и объем воды для приготовления 500 г раствора с ω_{CuSO_4} 5% ($\rho=1,1\text{г/см}^3$).

$$\omega = \frac{m(e - va)}{m(p - pa)} 100\% \Rightarrow m \text{ (безводного в-ва)} = \frac{\omega \cdot m(p - pa)}{100\%} = \frac{5 \cdot 500}{100} = 25\text{г}$$

CuSO₄ (безводного в-ва)

Расчет массы кристаллогидрата CuSO₄·5H₂O:

1 моль CuSO₄·5H₂O – 250г

1 моль CuSO₄ – 160г ⇒ составим пропорцию:

160г безводного CuSO₄ содержится в 250г CuSO₄·5H₂O

25г-----//-----//-----//-----х г-

$$x = \frac{250 \cdot 25}{160} = 39,06 \text{ г CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

Расчет объема воды:

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{H}_2\text{O}} \cdot \rho_{\text{H}_2\text{O}} (\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1);$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{p-ра}} - m_{\text{в-ва}} = 500 - 39,06 = 460,94 \text{ г или } \approx 461\text{мл.}$$

Ответ: Для приготовления 5% раствора из кристаллогидрата (CuSO₄·5H₂O) берем навеску вещества 39,06г и растворяем в 461мл воды.

Задача 2. Из данного раствора приготовить 200 мл 0,1 молярного раствора.

Рассчитаем массу CuSO₄ соответствующую концентрации C_м = 0,1 моль/л на объем колбы 200 мл:

$$0,1\text{моль/л соответствует } m = vM = 0,1 \cdot 160 = 16 \text{ г/л CuSO}_4$$

16 г CuSO₄ содержится в 1000 мл раствора

х г //----- //----- //----- //---- 200 мл

$$x = \frac{16 \cdot 200}{1000} = 3,2 \text{ г.}$$

Найдем объем (V) 5% раствора, который содержит $\overbrace{m_{\text{p-ра}}}$ 3,2 г CuSO₄:
5% из определения процентной концентрации это 5 г – 100г (p-ра).

$$V_{\text{p-ра}} = \frac{m(p - pa)}{\rho(p - pa)} = \frac{100}{1,1} = 90,91\text{мл}$$

5г CuSO₄ содержится в 90,91 мл раствора

3,2 г -----// -----//-----//---- х мл

$$x = \frac{3,2 \cdot 90,91}{5} = 58,18 \text{ мл} \approx 58 \text{ мл.}$$

Ответ: Для приготовления 0,1 молярного раствора на объем колбы 200 мл берем мерным цилиндром 58 мл (5% раствора CuSO_4) и доводим раствор до метки водой.

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ №3

Тема: «Способы выражения концентрации растворов»

Варианты заданий

Примечание: Дополнительные данные – плотность растворов кислот, щелочей различных концентраций взять в приложении 3 – «Плотность растворов кислот, щелочей, аммиака различных концентраций»

1. Какую массу воды следует прибавить к 200 мл 30 % - ного раствора гидроксида калия плотностью $1,33 \text{ г/см}^3$, чтобы получить раствор с массовой долей КОН 10 % ($\rho = 1,08 \text{ г/см}^3$)? Рассчитайте S_m , полученного раствора КОН.
2. Смешали 10 мл 10 % - ного раствора азотной кислоты плотностью $1,054 \text{ г/см}^3$ и 100 мл 30 % - ного раствора того же вещества плотностью $1,184 \text{ г/см}^3$. Рассчитайте ω %, S_m полученного раствора?
3. К 256,4 мл 96 % - ной серной кислоты плотностью $1,84 \text{ г/см}^3$ прилили воду объемом 800 мл. Чему равны ω %, S_m , полученного раствора?
4. Какую массу воды следует прибавить к 1 мл 40 % раствора гидроксида калия плотностью $1,411 \text{ г/см}^3$, чтобы получить раствор с массовой долей КОН 18 % и $\rho = 1,16 \text{ г/см}^3$? Рассчитайте S_m , полученного раствора КОН.
5. К 250 мл 25 % -ного раствора гидроксида аммония плотностью $0,910 \text{ г/см}^3$ прилили 100 мл воды. Чему равны ω %, S_m , полученного раствора?
6. . Какую массу раствора хлорида кальция с массовой долей 22 % надо прибавить к воде массой 500 г для получения раствора с массовой долей

- соли 12 % и плотностью $1,102 \text{ г/см}^3$. Рассчитайте ω %, S_m , полученного 12 % раствора?
- Из 300 г 10 % - ного раствора серной кислоты выпариванием удалили 150 г воды. Чему равны ω %, S_m , полученного раствора?
 - Смешали 25 мл 10 %-ного раствора азотной кислоты плотностью $1,054 \text{ г/см}^3$ и 15 мл 30 %-ного раствора того же вещества плотностью $1,184 \text{ г/см}^3$. Рассчитайте ω %, S_m , S_n полученного раствора?
 - К 300 мл 36 % - ной соляной кислоты плотностью $1,19 \text{ г/см}^3$ прилили воду объемом 750 мл. Чему равны ω %, S_m , полученного раствора?
 - К 50 мл 25 % - ного раствора гидроксида аммония плотностью $0,910 \text{ г/см}^3$ прилили 50 мл воды. Чему равны ω %, S_m , полученного раствора?
 - Сколько воды нужно прибавить к 10 кг раствора гидроксида натрия с массовой долей 80 %, чтобы получить раствор с массовой долей 20 % и плотностью $1,22 \text{ г/см}^3$. Рассчитайте S_m , полученного 20 %-ного раствора?
 - К 100 мл 25% - ного раствора гидроксида аммония плотностью $0,910 \text{ г/см}^3$ прилили 2 л воды. Чему равны ω %, S_m , полученного раствора?
 - Из 600 г 20 % - ного раствора серной кислоты выпариванием удалили 200 г воды. Чему равны ω %, S_m , полученного раствора?
 - Смешали 25 мл 10 % - ного раствора серной кислоты и 100 мл 30 % - ного раствора того же вещества. Рассчитайте ω %, S_m , полученного раствора?
 - Смешали 15 мл 10 % - ного раствора соляной кислоты и 50 мл 36% -ного раствора того же вещества. Рассчитайте ω %, S_m , полученного раствора?
 - К 100 мл 25 %-ного раствора гидроксида аммония плотностью $0,910 \text{ г/см}^3$ прилили 250 мл воды. Чему равны ω %, S_m , полученного раствора?
 - К 500 мл 32 % -ной азотной кислоты плотностью $1,20 \text{ г/см}^3$ прилили 1 л воды. Чему равны ω %, S_m , полученного раствора?
 - К 300 мл 32 % -ной серной кислоты плотностью $1,22 \text{ г/см}^3$ прилили 2 л воды. Чему равны ω %, S_m , полученного раствора?

19. К 100 мл 20 % - ного раствора гидроксида калия $1,18 \text{ г/см}^3$ прилили 300 мл воды. Чему равны ω %, S_m , S_n полученного раствора?
20. Сколько воды нужно прибавить к 1 кг раствора серной кислоты с массовой долей 60 %, чтобы получить раствор с массовой долей 20 % и плотностью $1,14 \text{ г/см}^3$. Рассчитайте S_m , полученного 20 % раствора?
21. Сколько воды нужно прибавить к 2 кг раствора азотной кислоты с массовой долей 30 %, чтобы получить раствор с массовой долей 20 % и плотностью $1,2 \text{ г/см}^3$. Рассчитайте S_m , полученного 20 % раствора?
22. Сколько воды нужно прибавить к 10 кг раствора гидроксида калия с массовой долей 48 %, чтобы получить раствор с массовой долей 20 % и плотностью $1,5 \text{ г/см}^3$. Рассчитайте S_m , полученного 20% раствора?
23. Смешали 250 мл 12 % - ного раствора серной кислоты плотностью $1,08 \text{ г/см}^3$ и 100 мл 28 % - ного раствора того же вещества плотностью $1,21 \text{ г/см}^3$. Рассчитайте ω %, S_m , полученного раствора?
24. Смешали 1 л 12 % - ного раствора гидроксида калия плотностью $1,1 \text{ г/см}^3$ и 500 мл 28% - ного раствора того же вещества плотностью $1,26 \text{ г/см}^3$. Рассчитайте ω %, S_m , полученного раствора?
25. Из 1 кг 20 % -ного раствора серной кислоты выпариванием удалили 200 г воды. Чему равны ω %, S_m , полученного раствора?

Глава 4. Теория электролитической диссоциации. Ионные реакции

После изучения темы вы должны:

- иметь представления о следующих понятиях и величинах : электролитическая диссоциация, слабый и сильный электролит, степень электролитической диссоциации и константа диссоциации;
- знать особенности растворов сильных и слабых электролитов

Все химические вещества подразделяются на **электролиты** и **неэлектролиты**. **Электролитами** называются вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток. К электролитам относят растворы кислот, солей и оснований (табл. 8, 9). К **неэлектролитам** относят большинство органических соединений, а также вещества, в молекулах которых имеются только неполярные или малополярные связи.

Таблица 8

Характеристика электролитов

Электролиты	
<p>Сильные $\alpha > 30\%$ Хорошо диссоциируют – распадаются на ионы</p>	<p>Слабые $\alpha < 3\%$ $3\% \leq \alpha \leq 30\%$ электролиты средней силы Слабо диссоциируют – распадаются на ионы ступенчато</p>
<p>1. Кислоты: H_2SO_4, HCl, HNO_3, H_2CrO_4 и др $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ → смещение равновесия</p>	<p>1. H_2S, H_2SO_3, CH_3COOH, H_3PO_4 и др. $\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{H}^+ (\alpha=0,07\%)$ ← смещение равновесия $\text{HS}^- \rightleftharpoons \text{S}^{2-} + \text{H}^+$ ←</p>
<p>2. Основания щелочных Me (от Li до Fr). Некоторые вод. р-ры оснований, например щелочноземельных Me (Ca до Ba) $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$ →</p>	<p>2. $\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^- (\alpha=1,3\%)$ ← водные р-ры гидроксидов Me, кроме щелочных и щелочно-земельных: ← $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{CuOH}^+ + \text{OH}^-$ водный раствор</p>
<p>3. Водные растворы солей $\text{CuSO}_4 \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ →</p>	<p>3. Вода $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ ←</p>

Примечание: см. приложение 6 – «Степени диссоциации кислот, оснований и солей»

Таблица 9

Диссоциация солей

Средние	Кислые и основные соли	Комплексные соли
---------	------------------------	------------------

соли		
В одну ступень	Диссоциация сложных анионов и катионов – ступенчато (по типу слаб. эл-та)	На комплексный ион и внешнюю сферу как сильный электролит. Комплексный ион – по типу слабого электролита
$\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	$\text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ → $\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ ←	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightleftharpoons 3\text{K}^+ + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ → $[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 6\text{CN}^-$ ←

Способность электролитов проводить электрический ток объясняется распадом нейтральных молекул на заряженные частицы (ионы) под действием полярных молекул растворителя, например воды (**теория электролитической диссоциации Аррениуса** 1887г.). В зависимости от степени диссоциации (α) все электролиты делятся на сильные и слабые.

Степень диссоциации (распада) $\alpha = \frac{n}{N}$, т.е. отношение числа распавшихся молекул (молей) к общему числу молекул (молей). Часто выражают в процентах: $\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%$. Например, $\alpha = 30\%$ означает, что из 100 молекул распаду подвергаются 30 молекул.

Сила электролита характеризуется также **константой диссоциации** ($K_{\text{дис.}}$)



$$K_{\text{дис.}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$
 (вследствие закона действующих масс), где

$[\text{CH}_3\text{COO}^-]$, $[\text{CH}_3\text{COOH}]$, $[\text{H}^+]$ - концентрации

$K_{\text{дис.}}$ не зависит от концентрации, поэтому является физико-химической константой для данного вещества (приводится в приложении 4 – «Константы диссоциации кислот»). Константа диссоциации слабых электролитов $< 10^{-2}$.

Закон разбавления Оствальда позволяет установить взаимосвязь между константой диссоциации и степенью диссоциации:

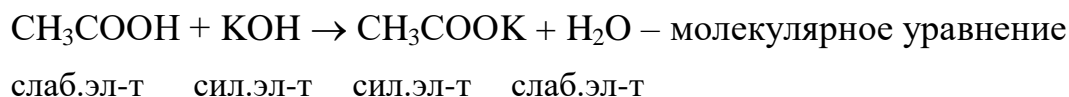
$$K_{\text{дис}} = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha}, \text{ если } \alpha \ll 1, \text{ то } K_{\text{дис}} = \alpha^2 C, \text{ где } C - \text{ концентрация электролита } \Rightarrow$$

$$\alpha = \sqrt{K_{\text{дис}} / C}$$

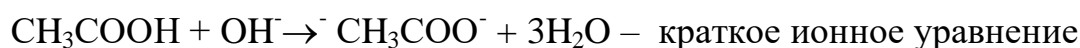
Ионные реакции. При составлении ионной реакции руководствуются принципом **Ле-Шателье**, т.е. реакция становится необратимой (\rightarrow) если в результате нее образуются:

- а) малорастворимое вещество (осадок) или
- б) легколетучее вещество (газ) или
- в) малодиссоциирующее вещество (слабый электролит)

Пример 1. Написать уравнения реакции в молекулярной, в полной и краткой ионной формах:

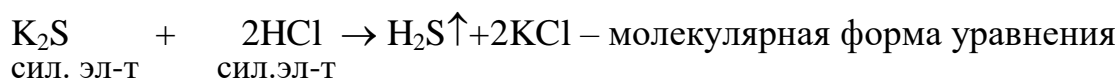
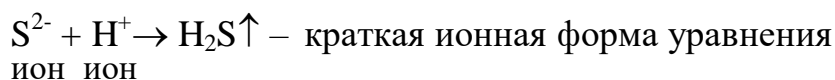


Данное уравнение отражает состояние вещества в водном растворе с точки зрения теории электролитической диссоциации (сильные электролиты диссоциируют на ионы; слабые – слабо диссоциируют, т.е. существуют в основном в виде нейтральных молекул).



получают, исключив одинаковые ионы в правой и левой части полного ионного уравнения.

Пример 2. Составить молекулярные уравнения исходя из краткого ионного уравнения:



данное уравнение составлено из утверждения, что иону соответствует сильный электролит.

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ №4

Тема «Теория электролитической диссоциации. Ионные реакции»

Варианты заданий

№	1. Написать уравнения диссоциации следующих электролитов:	2. Написать молекулярные и ионные уравнения взаимодействия....	3. Составить молекулярное уравнение к каждому молекулярно - ионному уравнению...
1.	[Al(OH)]Cl ₂ Ca(OH) ₂ (вод.р-р)	SnCl ₂ + Na ₃ PO ₄ → Pb(NO ₃) ₂ + K ₂ S →	H ⁺ + CH ₃ COO ⁻ → CH ₃ COOH Ni ²⁺ + 2OH ⁻ → Ni(OH) ₂
2.	H ₂ CO ₃ KHS	Al ₂ (SO ₄) ₃ + Na ₃ PO ₄ → CaCl ₂ + Na ₂ CO ₃ →	2Fe ³⁺ + 3S ²⁻ → Fe ₂ S ₃ CO ₃ ²⁻ + 2H ⁺ → CO ₂ + H ₂ O
3.	H ₂ SiO ₃ Cr(NO ₃) ₃	Cr(NO ₃) ₂ + Na ₂ CO ₃ → BaI ₂ + Cr ₂ (SO ₄) ₃ →	HSO ₃ ⁻ + OH ⁻ → H ₂ O + SO ₃ ²⁻ Mn ²⁺ + S ²⁻ → MnS
4.	Zn(OH) ₂ (вод.р-р) [MgOH]Cl	BaCl ₂ + K ₂ CrO ₄ → (NH ₄) ₂ CO ₃ + Ca(NO ₃) ₂ →	H ⁺ + OH ⁻ → H ₂ O NH ₄ ⁺ + OH ⁻ → NH ₃ + H ₂ O
5.	H ₃ PO ₄ Cd(OH) ₂ (вод.р-р)	CaCl ₂ + H ₃ PO ₄ → AgNO ₃ + HI →	Cu ²⁺ + S ²⁻ → CuS Ba ²⁺ + CO ₃ ²⁻ → BaCO ₃
6.	H ₂ CrO ₄ K ₂ HPO ₄	AgNO ₃ + FeCl ₃ → Ba(OH) ₂ + HNO ₃ →	Mn ²⁺ + 2OH ⁻ → Mn(OH) ₂ H ⁺ + OH ⁻ → H ₂ O
7.	H ₂ SiO ₃ [CrOH]SO ₄	Ba(OH) ₂ + Na ₂ CO ₃ → AlCl ₃ + H ₃ PO ₄ →	Ni(OH) ₂ + 2H ⁺ → Ni ²⁺ + H ₂ O Cu ²⁺ + 2OH ⁻ → Cu(OH) ₂
8.	Cr ₂ (SO ₄) ₃ CH ₃ COOH	CuCl ₂ + NaOH → Cr(OH) ₃ + NaOH →	Fe ²⁺ + S ²⁻ → FeS HCO ₃ ⁻ + OH ⁻ → H ₂ O + CO ₃ ²⁻
9.	Fe ₂ (SO ₄) ₃ Sn(OH) ₂ (вод.р-р)	H ₂ CO ₃ + NaOH → Al(OH) ₃ + HCl →	Zn(OH) ₂ + 2OH ⁻ → ZnO ₂ ²⁻ + 2H ₂ O Ag ⁺ + Cl ⁻ → AgCl
10.	Al(OH) ₃ (вод.р-р) KHCO ₃	CuSO ₄ + H ₂ S → Mg(OH) ₂ + HNO ₃ →	Cu ²⁺ + 2OH ⁻ → Cu(OH) ₂ SiO ₃ ²⁻ + 2H ⁺ → H ₂ SiO ₃

11.	[CrOH]Cl ₂ H ₂ SO ₃	Zn(OH) ₂ + H ₂ SO ₄ → FeCl ₃ + KOH →	Pb ²⁺ + SO ₄ ²⁻ → PbSO ₄ 2H ⁺ + S ²⁻ → H ₂ S
12.	H ₂ S Al(OH) ₂ Cl	KCN + HCl → CaCl ₂ + Na ₃ PO ₄ →	H ⁺ + NO ₂ ⁻ → HNO ₂ Zn ²⁺ + CO ₃ ²⁻ → ZnCO ₃
13.	Cr(OH) ₃ (вод.р-р) NH ₄ HS	ZnSO ₄ +NaOH→ Al(OH) ₃ +KOH→	3Ca ²⁺ +2PO ₄ ²⁻ →Ca ₃ (PO ₄) ₂ NH ₄ ⁺ + OH ⁻ →NH ₄ OH
14.	H ₃ PO ₄ Al(NO ₃) ₃	NaHCO ₃ + NaOH → Ca(NO ₃) ₂ + K ₂ SO ₃ →	CN ⁻ + H ⁺ → HCN Ba ²⁺ + SO ₄ ²⁻ → BaSO ₄
15.	Na ₂ HPO ₄ [NiOH]Cl	NH ₄ OH + HNO ₃ → Pb(NO ₃) ₂ + K ₂ S →	Cu ²⁺ + S ²⁻ → CuS Zn ²⁺ + 2OH ⁻ → Zn(OH) ₂
16.	H ₂ SO ₃ NH ₄ HS	Sr(OH) ₂ + Na ₂ CO ₃ → FeCl ₃ + H ₃ PO ₄ →	2Fe ³⁺ + 3S ²⁻ → Fe ₂ S ₃ CO ₃ ²⁻ + 2H ⁺ → CO ₂ + H ₂ O
17.	[Al(OH) ₂]Cl [NiOH]Cl	ZnCl ₂ + NaOH → Al(OH) ₃ + KOH →	2Fe ³⁺ + 3S ²⁻ → Fe ₂ S ₃ Cu ²⁺ + S ²⁻ → CuS
18.	H ₂ SiO ₃ Zn(OH) ₂ (вод.р-р)	CuSO ₄ + NaOH → H ₂ CO ₃ + NaOH →	Cd ²⁺ + 2OH ⁻ → Cd(OH) ₂ H ⁺ + OH ⁻ → H ₂ O
19.	H ₂ SiO ₃ Zn(OH) ₂ (вод.р-р)	KCN + H ₂ SO ₄ → CaCl ₂ + K ₃ PO ₄ →	3Ag ⁺ + PO ₄ ³⁻ → Ag ₃ PO ₄ NH ₄ ⁺ + OH ⁻ → NH ₄ OH
20.	Cr ₂ (SO ₄) ₃ Al(OH) ₃ (вод.р-р)	Mg(OH) ₂ + HNO ₃ → Cr(OH) ₃ + NaOH →	Fe ²⁺ + 2OH ⁻ → Fe(OH) ₂ Mn ²⁺ + S ²⁻ → MnS
21.	CH ₃ COOH [NiOH]NO ₃	Ca(OH) ₂ + Na ₂ CO ₃ → FeCl ₃ + H ₃ PO ₄ →	Zn ²⁺ + CO ₃ ²⁻ → ZnCO ₃ Sr ²⁺ +SO ₄ ²⁻ →SrSO ₄
22.	[CrOH]SO ₄ H ₂ SO ₃	CuSO ₄ + H ₂ S → Zn(OH) ₂ + HNO ₃ →	H ⁺ + NO ₂ ⁻ → HNO ₂ Bb ²⁺ +SO ₄ ²⁻ →BbSO ₄
23.	H ₂ S [AlOH]SO ₄	SnCl ₂ + Na ₃ PO ₄ → Zn(NO ₃) ₂ + K ₂ S →	HSO ₃ ⁻ +OH ⁻ → H ₂ O+SO ₃ ²⁻ 2H ⁺ + S ²⁻ → H ₂ S
24.	Cr(OH) ₃ (вод.р-р) NH ₄ NO ₃	Fe ₂ (SO ₄) ₃ + K ₃ PO ₄ → MgCl ₂ + Na ₂ CO ₃ →	HCO ₃ ⁻ +OH ⁻ → H ₂ O+CO ₃ ²⁻ H ⁺ + NO ₂ ⁻ → HNO ₂

25.	NiSO ₄ Ni(OH) ₂ (вод.р-р)	AgNO ₃ + AlCl ₃ → Ca(OH) ₂ + HNO ₃ →	Cu ²⁺ + 2OH ⁻ → Cu(OH) ₂ Mn ²⁺ + S ²⁻ → MnS
-----	--	---	---

Глава 5. Водородный показатель. Гидролиз солей

После изучения этой темы вы должны:

- иметь представление о следующих понятиях и величинах : ионное произведение воды, водородный показатель рН, гидролиз солей.
- освоить методы расчета значений рН для растворов кислот и оснований по их концентрациям и, наоборот, расчет концентраций по известному значению рН.
- уметь определять характер среды в водных растворах электролитов.

Вода – слабый электролит, диссоциирующий на катион водорода и анион гидроксила.

$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$. Константа диссоциации воды:

$$K_{\text{д}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16};$$

так как диссоциирует ничтожная часть

молекул воды, то $[\text{H}_2\text{O}] \sim$ постоянная величина, $K_{\text{д}}[\text{H}_2\text{O}] = \text{const} = K_{\text{H}_2\text{O}}$;

$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$, (при 25⁰С) . Эту величину называют - **ионным произведением воды**.

В разбавленных растворах электролитов (солей, кислот, щелочей) $K_{\text{H}_2\text{O}}$ - постоянная величина. Зная $[\text{H}^+]$, можно вычислять $[\text{OH}^-]$ и наоборот.

При $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л- среда нейтральная

При $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ моль/л- среда кислая

При $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$, $[\text{H}^+] < 10^{-7}$ моль/л- среда щелочная.

Для характеристики среды раствора используют **водородный показатель рН**.

$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$, где $[\text{H}^+]$ -концентрация, моль/л

$[\text{H}^+] \quad 10^0 \quad 10^{-1} \quad 10^{-2} \quad 10^{-3} \quad 10^{-4} \quad 10^{-5} \quad 10^{-6} \quad 10^{-7} \quad 10^{-8} \quad 10^{-9} \quad 10^{-10} \quad 10^{-11} \quad 10^{-12} \quad 10^{-13} \quad 10^{-14}$

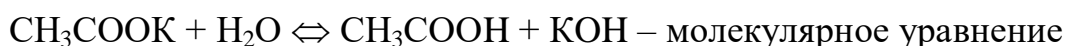
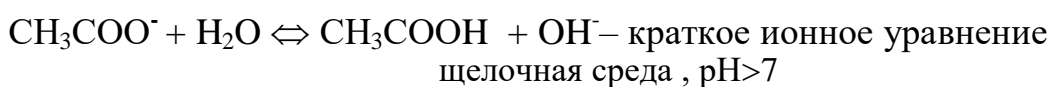
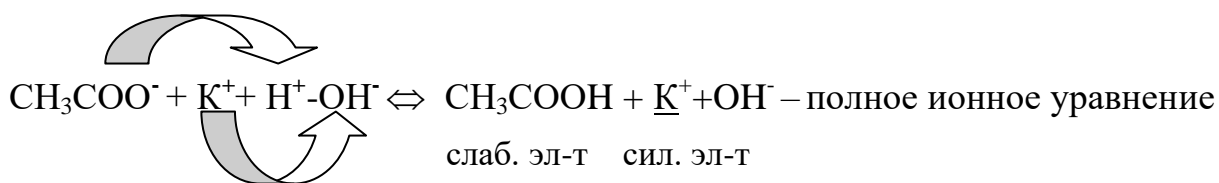
б) все взаимодействия в химии обеспечены электромагнитным взаимодействием, т.е. между частицами с положительными и отрицательными зарядами.

в) гидролиз протекает ступенчато, но преимущественно по первой ступени, т.е. одна частица взаимодействует только с одной частицей.

Типы гидролиза

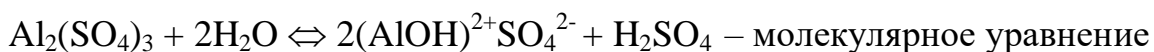
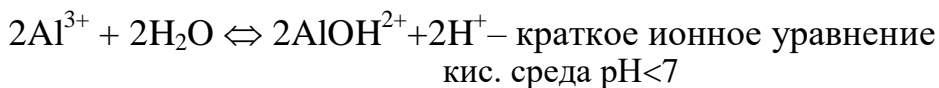
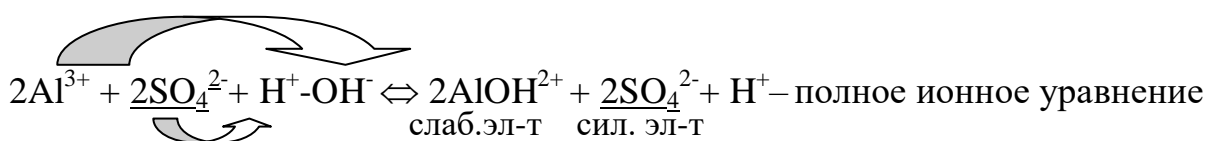
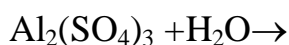
1. Гидролиз солей, образованных **сильным основанием и слабой кислотой** (Na_2S , Na_2CO_3 , K_2SiO_3 , CH_3COOK и др.)

Рассмотрим гидролиз ацетата калия.



2. Гидролиз солей образованных, **слабым основанием и сильной кислотой** (AlCl_3 , NH_4NO_3 , ZnSO_4)

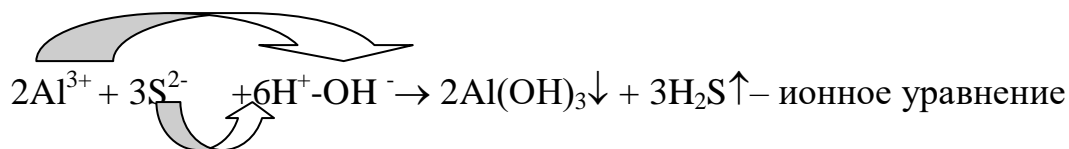
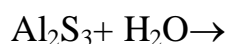
Рассмотрим гидролиз сульфата алюминия



Сульфат гидроксоалюминия

3. **Необратимый гидролиз** (соли, образованные слабым основанием и слабой и нестойкой кислотой – Al_2S_3 , $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ и др.)

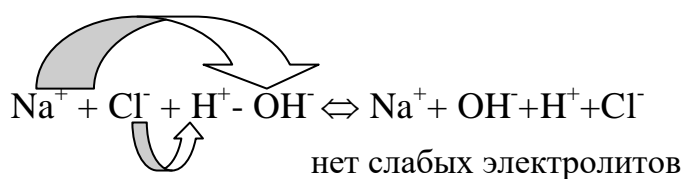
Рассмотрим гидролиз сульфида алюминия:



В данном случае гидролиз не останавливается на первой ступени, так как процесс необратимый. Это возможно, если продукты гидролиза уходят из сферы реакции в виде осадка и газа (в соответствии с принципом Ле-Шателье).

Примечание: случай необратимого гидролиза обозначен прочерком (-) в таблице растворимости солей и оснований.

Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются:



КОНТРОЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ № 5

Тема : «Водородный показатель. Гидролиз солей»

Варианты заданий

№ варианта	Указать среду и интервал pH следующих водных растворов	Составить ионно-молекулярные уравнения гидролиза
1.	HCl, KCl	FeCl ₂
2.	H ₂ CO ₃ , Na ₂ CO ₃	CaCl ₂
3.	KOH, KCl	FeCl ₃ ,
4.	HClO ₄ , Ca(OH) ₂	MgCl ₂ ,
5.	NaOH, MgCl ₂ ,	K ₂ CO ₃
6.	Ba(OH) ₂ , NH ₄ Cl	CuCl ₂
7.	H ₂ CO ₃ , K ₂ CO ₃ ,	Na ₂ S
8.	H ₂ SO ₃ , K ₂ SO ₃	NH ₄ Cl

9.	NaOH, NaCl	KHSO ₃
10.	H ₂ S, K ₂ S	FeSO ₄ ,
11.	H ₂ SO ₄ , K ₂ SO ₄	NaHCO ₃
12.	H ₂ SO ₃ , NH ₄ Cl	K ₃ PO ₄
13.	Ca(OH) ₂ , CaCl ₂	FeSO ₄ ,
14.	HNO ₃ , KNO ₃	MgSO ₄
15.	Ba(OH) ₂ /, BaCl ₂ /	Na ₃ PO ₄
16.	H ₂ CO ₃ , H ₂ O	KHCO ₃
17.	H ₂ SO ₄ , K ₂ SO ₄ ,	BaCl ₂
18.	H ₂ SO ₃ , NaOH	K ₂ SO ₄ ,
19.	Ca(OH) ₂ , CaCl ₂	Na ₂ HPO ₄ ,
20.	Ca(OH) ₂ , KCl	ZnSO ₄
21.	H ₂ SO ₄ , Na ₂ SO ₄	KHCO ₃
22.	Ca(OH) ₂	ZnCl ₂
23.	K ₂ SO ₄ , HI	BaCl ₂ ,
24.	BaCl ₂ , H ₂ SO ₃	KCl
25.	KHCO ₃ , , NaOH	BaS

Глава 6. Окислительно-восстановительные реакции

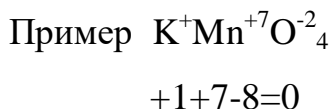
После изучения этой темы вы должны:

- знать важнейшие химические понятия: окисление и восстановление;
- уметь определять окислитель и восстановитель;
- расставлять коэффициенты методом электронного баланса или ионно-электронным методом;
- проводить расчет ЭДС окислительно-восстановительной реакции на основе понятия окислительно-восстановительного потенциала.

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

При определении степени окисления условно предполагают, что в соединении валентные электроны полностью переходят к более электроотрицательным атомам. В действительности же при образовании ковалентных связей происходит только смещение электронной пары от одного атома к другому. Таким образом, **степень окисления** – это условный заряд, который принял бы атом, если бы отдал или принял соответствующее число электронов.

При определении степени окисления элементов в соединении надо помнить, что в целом молекула электронейтральна, поэтому сумма положительных и отрицательных зарядов должна равняться нулю.



Основные положения теории окислительно-восстановительных реакций:

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



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

2. **Восстановлением** называется процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом: $Cl_2^0 + 2e \rightarrow 2Cl^-$. При восстановлении степень окисления понижается.

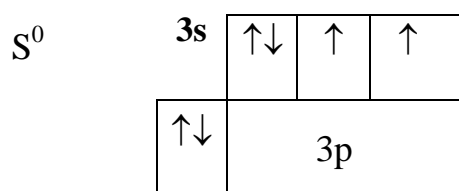
Атомы, молекулы или ионы, принимающие электроны, называются **окислителями**, в реакции они восстанавливаются.

3. Процессы окисления и восстановления протекают одновременно. Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединяемых окислителем.

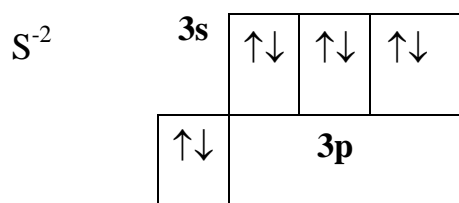
4. Окислительно-восстановительная способность атома в соединении связана с его электронной структурой.

Например, рассмотрим окислительно-восстановительные свойства соединений серы в зависимости от строения валентных электронов центрального атома: H_2S^{-2} , $\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$, $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$

В нормальном состоянии атома, чему соответствует нулевая степень окисления, атом серы имеет шестиэлектронную структуру:

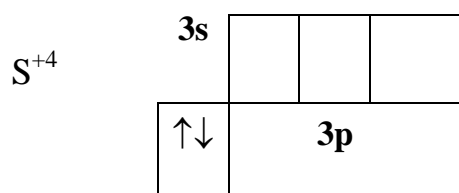


В H_2S сера имеет отрицательную степень окисления -2 , чему соответствует восьмиэлектронная оболочка валентного слоя:



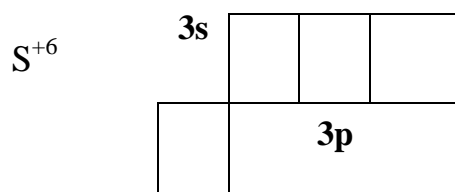
Больше принять электронов она не может, а может только отдавать, следовательно, сероводород – восстановитель.

В H_2SO_3 сера находится в промежуточной степени окисления $+4$, это соответствует следующей электронной конфигурации:



В данном случае сернистая кислота может быть как окислителем (принять электроны на свободные орбитали) так и восстановителем (отдать электроны).

В третьем соединении сера имеет положительную максимальную степень окисления $+6$ (валентных электронов нет, орбитали свободны), т.е. частица может принимать электроны.



Следовательно, серная кислота – окислитель.

Таким образом, окислительно-восстановительные свойства легко определяются исходя из степени окисления атома в соединении (табл. 11).

Таблица 11

Окислительно-восстановительные свойства веществ

Вещества	Типичные окислители	Типичные восстановители	Окислительно-восстановительные свойства
простые	Галогены: F ₂ , Cl ₂ , Br ₂ Кислород (O ₂)	Активные металлы: Na, Ca, Mg, Zn ; Водород (H ₂)	Неметаллы: S, N ₂ , J ₂ , P
сложные	Сложные молекулы или ионы, содержащие атомы металлов и неметаллов в высшей положительной степени окисления: KMn ⁺⁷ O ₄ , HN ⁺⁵ O ₃ , H ₂ S ⁺⁶ O ₄ , K ₂ Cr ₂ ⁺⁶ O ₇ и др. 2. Положительно заряженные ионы малоактивных металлов: Ag ⁺¹ , Cu ⁺¹ .	Молекулы или ионы, содержащие неметаллы в отрицательной степени окисления: H ₂ S ⁻² , HBr ⁻¹ , HI, HCl ⁻¹ , N ⁻³ H ₃ , As ⁻³ H ₃ , и др.	Сложные вещества, элементы которых находятся в промежуточной степени окисления: S ⁺⁴ O ₂ , HN ⁺³ O ₂ , Mn ⁺⁴ O ₂ и др.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса

1. Расставить все степени окисления всех элементов. Определить окислитель, восстановитель.
2. Составить уравнение электронного баланса.
3. По правой части электронного баланса написать предполагаемые продукты реакции по окислительно-восстановительному (ОВ) процессу, а также параллельно протекающие процессы – реакции обмена или замещения.
4. Поставить коэффициенты к окислителю и восстановителю согласно уравнению электронного баланса и продуктам их превращения.
5. Уравнять катионы металлов, не участвующих в ОВР
6. Уравнять анион неметалла, не участвующего в ОВР
7. Уравнять количество атомов водорода
8. Подсчитать количество атомов кислорода. Если количество атомов кислорода в левой и правой части одинаково, уравнение составлено правильно.

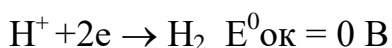
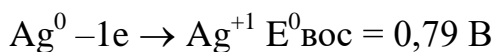
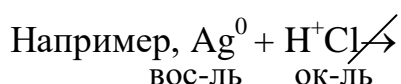
Примечание: указанная последовательность расстановки коэффициентов для кислой среды, в щелочных средах п.5 и п. 6 поменять местами.

Для количественной характеристики окислительно-восстановительной активности веществ используют так называемые электродные или окислительно-восстановительные потенциалы (ОВП). Последние выражают работу, которая затрачивается при переходе 1 моль эквивалента вещества из восстановленной формы в окисленную и, наоборот. Потенциал данного электродного процесса при концентрации всех реагирующих веществ, равных единице, называется нормальным или стандартным потенциалом (см. Приложение 10 – «Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы в водных растворах по отношению к водородному электроду»). За нуль берется нормальный потенциал процесса: $2\text{H}^+ + 2\text{e} \Leftrightarrow \text{H}_2$

Чем отрицательнее значение электродного потенциала, тем активнее данная система как восстановитель, т.е. тем легче она переходит из восстановленной формы в окисленную. Чем больше положительное значение электродного потенциала, тем легче вещество переходит из окисленной формы в восстановленную – окислитель.

Окислительно-восстановительная реакция возможна лишь в том случае, когда разность между ОВП окислителя ($E_{ок}$) и ОВП восстановителя ($E_{вос}$) имеет положительное значение (ЭДС):

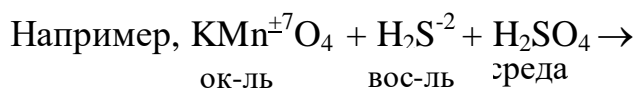
$$\text{ЭДС} = E_{ок} - E_{вос} > 0$$



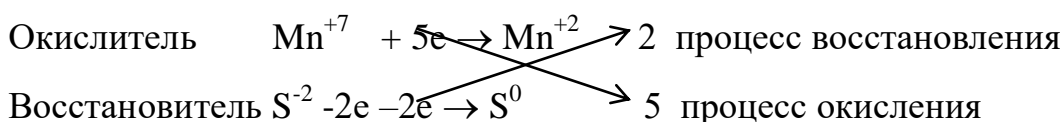
$$\text{ЭДС}^0 = E^0_{ок} - E^0_{вос} = 0 - 0,79 < 0, \text{ реакция не возможна.}$$

Направление ОВР зависит от многих факторов: реакция среды (кислая, нейтральная, щелочная); температура; концентрация окислителя и др. факторы.

Пример составления ОВР

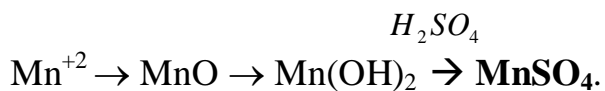


Определим степень окисления элементов в соединениях. Степень окисления у марганца +7 (наивысшая, соответствующая номеру группы в ПСЭ), следовательно, Mn^{+7} может проявлять только окислительные свойства. Наиболее устойчивой в кислой среде для марганца является степень окисления +2. Сера в сероводороде имеет степень окисления -2, т.е. низшую. Следовательно, S^{-2} может проявлять только восстановительные свойства, и переходит в следующую степень окисления, равную нулю.

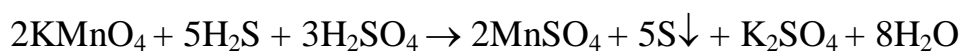


Коэффициент 2 - для окислителя, 5 - для восстановителя, так как количество электронов отданных восстановителем ($-2e \cdot 5 = -10e$), должно равняться количеству электронов, принятых окислителем ($+5e \cdot 2 = +10e$).

По правой части электронного баланса пишем предполагаемые продукты реакции:



Свободная сера выпадает в осадок, калий при обмене со средой образует K_2SO_4 , а водород и кислород не участвующие в передаче электронов, образуют воду. Расставляем коэффициенты согласно балансу:



Особенности взаимодействия металлов с кислотами и щелочами

Характерное химическое свойство всех металлов – их восстановительная активность, т.е. способность атомов отдавать электроны, превращаться в положительные ионы. Активность металлов согласуется с их положением в электрохимическом ряду напряжений, т.е. в ряду стандартных электродных потенциалов (см. Приложение 9 – «Электрохимический ряд напряжений металлов»).

1. В разбавленных растворах кислот окислителем является H^+ (кроме растворов азотной кислоты)

2. При взаимодействии металлов с кислотами - окислителями нужно учитывать активность металла и влияние температуры – чем активнее металл и выше температура процесса, тем глубже идет восстановление окислителя.

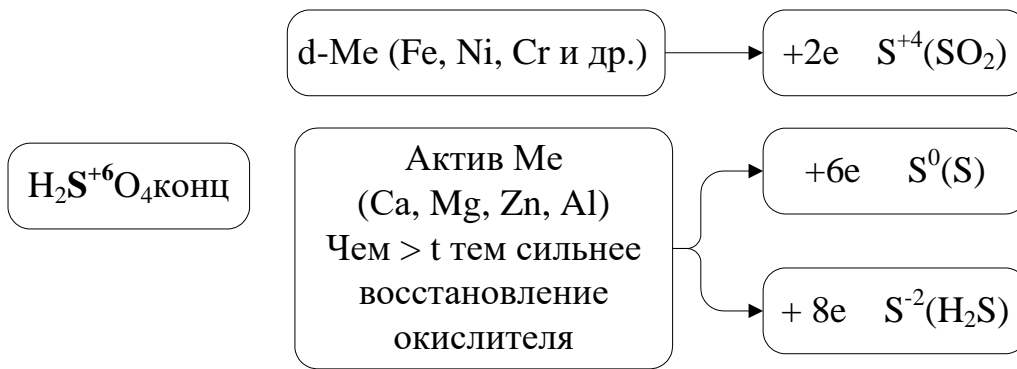
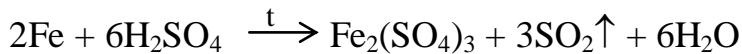


Рис. 12. Окислительная активность концентрированного раствора H_2SO_4



восстановитель $\text{Fe}^0 - 3e \rightarrow \text{Fe}^{+3}$ 2 процесс окисления

окислитель $\text{S}^{+6} + 2e \rightarrow \text{S}^{+4}$ 3 процесс восстановления

3. Некоторые металлы (Fe, Co, Ni, Mn, Cr, Al) на холоду пассивируются концентрированными кислотами - азотной, серной:

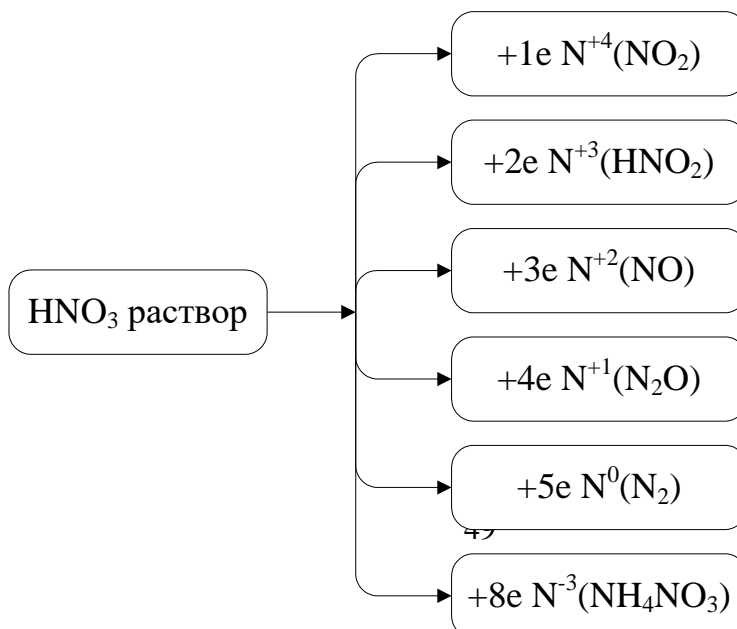


4. Особенности взаимодействия азотной кислоты:

В концентрированных и разбавленных растворах окислителем является азот (N^{+5})

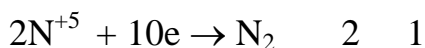
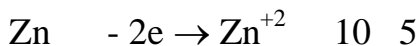
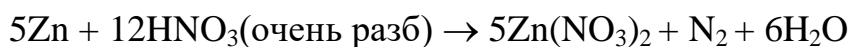
При взаимодействии концентрированной азотной кислоты с металлами, как правило, образуется диоксид азота (N^{+4}O_2)

Чем разбавленнее кислота и чем активнее металл, тем глубже идет восстановление N^{+5} (рис. 13). Варьируя концентрацию азотной кислоты и активность металла, можно получить соответствующие оксиды, свободный азот

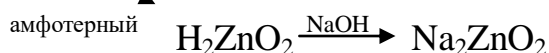
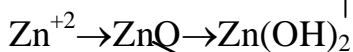
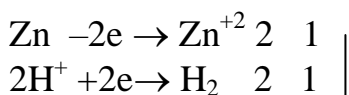
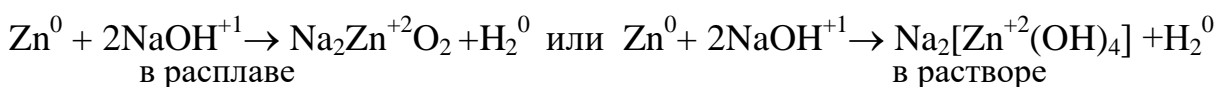


или соль аммония:

Рис.13. Окислительная активность раствора HNO_3



5. В щелочах растворяются только амфотерные металлы, вытесняя водород и образуя анионы соответствующих кислот (цинкаты, алюминаты, плюмбиты и т. п.):



Рекомендуемая литература: [1], с.259-267; [2], с.251-278.

КОНТРОЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ № 6

Тема : «Окислительно-восстановительные реакции»

1. Подберите коэффициенты электронным методом, указать окислитель и восстановитель.
2. Определить конечные продукты реакции, уравнивать методом электронного баланса.

Варианты заданий.

№ вар-та	Уравнения реакций
1.	1. $\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH}(\text{среда}) \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$ 2. $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{среда}) \rightarrow$
2.	1. $\text{KJ} + \text{KJO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{среда}) \rightarrow \text{J}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

	2. $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (среда) \rightarrow
3.	1. $\text{MnO}_2 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (среда) $\rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2. $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KOH}$ (среда) \rightarrow
4.	1. $\text{FeSO}_4 + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$ (среда) $\rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 2. $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4$ конц \rightarrow
5.	1. $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH}$ (среда) $\rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 2. $\text{Mg} + \text{HNO}_3$ р-р \rightarrow
6.	1. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$ (среда) $\rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2. $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4$ конц \rightarrow
7.	1. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH}$ (среда) $\rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 2. $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow$
8.	$\text{Pb} + \text{HNO}_3$ разб. $\rightarrow \text{S} \downarrow + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ 2. $\text{Zn} + \text{HNO}_3$ разб. \rightarrow
9.	1. $\text{KNO}_3 + \text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (среда) $\rightarrow \text{NO} + \text{J}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2. $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
10.	1. $\text{J}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (среда) $\rightarrow \text{HJO}_3 + \text{HCl}$ 2. $\text{NH}_3 + \text{SO}_2 \rightarrow$
11.	1. $\text{Zn} + \text{KJO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$ (среда) $\rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{J}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2. $\text{Al} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
12.	1. $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{J}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (среда) $\rightarrow \text{As}_2\text{O}_5 + \text{HJ}$ 2. $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{HJ} \rightarrow$
13.	1. $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{KOH}$ (среда) $\rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ 2. $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow$
14.	1. $\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaJ} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (среда) $\rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{J}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2. $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$
15.	1. $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$ (среда) $\rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

	2. $\text{KJ} + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$ (среда) \rightarrow
16.	1. $\text{NaBrO}_3 + \text{F}_2 + \text{NaOH}$ (среда) $\rightarrow \text{NaBrO}_4 + \text{NaF} + \text{H}_2\text{O}$ 2. $\text{KI} + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$ (среда) \rightarrow
17.	1. $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$ (среда) $\rightarrow \text{MnO}_2 + \text{S} + \text{KOH}$ 2. $\text{P} + \text{HNO}_3$ (конц.) \rightarrow
18.	1. $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ 2. $\text{Cr} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) $\xrightarrow{\text{ХОЛ}}$
19.	1. $\text{KMnO}_4 + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ 2. $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) $\xrightarrow{\text{ХОЛ}}$
20.	1. $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$ (среда) $\rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2. $\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) \rightarrow
21.	1. $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{J}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (среда) $\rightarrow \text{As}_2\text{O}_5 + \text{HJ}$ 2. $\text{Zn} + \text{HNO}_3$ (очень разб, t) \rightarrow
22.	1. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$ (среда) $\rightarrow \text{O}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2. $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{HJ} \rightarrow$
23.	1. $\text{K}_2\text{S} + \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{NaNO}_2$ 2. $\text{HClO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (среда) \rightarrow
24.	1. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH}$ (среда) $\rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2. $\text{KCrO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$
25.	1. $\text{MnO}_2 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (среда) $\rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2. $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow$

Глава 7. Электрохимия. Гальванические элементы

После изучения этой главы вы должны знать:

- механизм возникновения двойного электрического слоя на границе раздела фаз;
- химические источники тока: гальванические элементы и аккумуляторы;
- устройство стандартного водородного электрода и измерение с его помощью потенциалов электродов;
- стандартные и нормальные (равновесные) потенциалы, ряд стандартных электродных потенциалов, уравнения Нернста, расчет ЭДС гальванических элементов.

При погружении металлической пластинки в раствор соли этого же металла на поверхности металла образуется **двойной электрический слой**:

а) если металл активный или средней активности (Zn, Fe, Sn и др.), то часть его атомов переходит в ионы, металлическая пластинка заряжается отрицательно, катионы Me притягиваются к ней (рис. 14а);

б) если металл малоактивен (слабый восстановитель), то его катионы из раствора - сильные окислители - забирают электроны металлической пластинки и оседают на ее поверхности. Пластина, при этом, заряжается положительно и притягивает к себе анионы из раствора (рис. 14б).

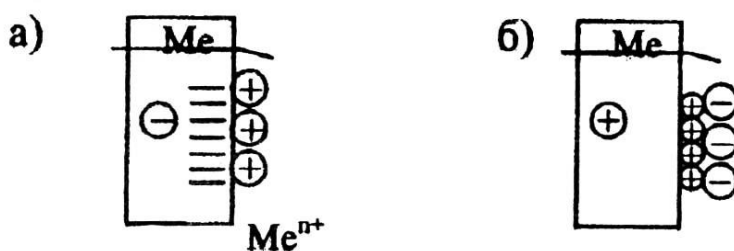


Рис. 14. Образование двойного слоя и электродного потенциала на границе металл /раствор

Разница потенциалов, возникающая в двойном электрическом слое на границе металл /раствор, называется **электродным потенциалом**. Измерить потенциал отдельного электрода невозможно, поэтому для измерения потенциалов используют гальванические элементы.

Для измерения **стандартных потенциалов** металлическую пластинку, погруженную в раствор собственной соли с концентрацией ионов металла 1 моль/л, соединяют со стандартным водородным электродом. Стандартный водородный электрод представляет собой платиновую пластинку, насыщенную газообразным водородом и погруженную в 1 М раствор HCl при $t=25^{\circ}\text{C}$, $P=1$ атм. Потенциал стандартного водородного электрода условно равен нулю. Разность потенциалов между металлом и стандартным водородным электродом называется **стандартным электродным потенциалом** (E°). Металлы, расположенные в порядке возрастания E° , составляют электрохимический ряд напряжений металлов (ряд стандартных электродных потенциалов).

Этот ряд характеризует окислительную способность катионов металлов и восстановительную способность атомов металлов. Электродный потенциал зависит от природы металла, концентрации его катионов в растворе, температуры.

При непосредственном контакте двух металлов в растворе электролита образуется **гальванический элемент** – прибор, в котором энергия химической реакции окисления-восстановления превращается в электрическую (рис 15). Гальванические элементы используются как химические источники электроэнергии.

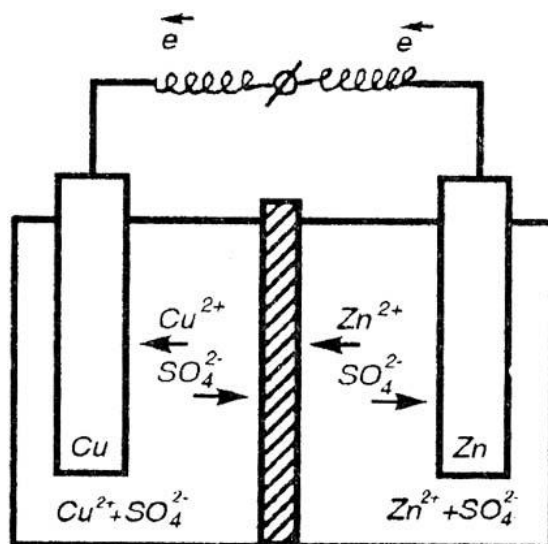


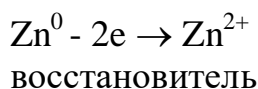
Рис. 15. Медно-цинковый гальванический элемент

Схематически гальванический элемент изображается так:

(анод) $Zn / ZnSO_4 // CuSO_4 / Cu$ (катод)

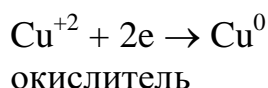
Анод – более активный металл (с меньшим электродным потенциалом)

будет отдавать свои электроны менее активному металлу:



Катод – менее активный металл (с большим электродным потенциалом),

на поверхности которого идет восстановление окисленных ионов из раствора:



Суммарное уравнение: $Zn + CuSO_4 = Cu + ZnSO_4$

Гальванический ключ необходим для сохранения поляризации электродов (разности потенциалов). По нему производят отвод избыточного заряда, накапливаемого в процессе работы гальванического элемента.

Стандартную ЭДС гальванического элемента можно вычислить по разности стандартных электродных потенциалов окислителя и восстановителя:

$$ЭДС^0 = E^0_{ок-ля} - E^0_{вос-ля} = E^0_{Cu^{2+}/Cu} - E^0_{Zn^{2+}/Zn} = 0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ В}$$

Если реакция идет не в стандартных условиях, то электродные потенциалы металлов рассчитываются по **формуле Нернста**:

$$E_{\text{Me}^{+n}/\text{Me}} = E^0_{\text{Me}^{+n}/\text{Me}} + 0,059/n \lg C_{\text{Me}^{n+}}, \text{ при } t = 25 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$E_{\text{Me}^{+n}/\text{Me}}$ – электродный потенциал металла; $E^0_{\text{Me}^{+n}/\text{Me}}$ – стандартный электродный потенциал металла; $C_{\text{Me}^{n+}}$ – концентрация ионов металла в моль/л; n- число переданных электронов.

КОНТРОЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ №7

Тема: «Электрохимия. Гальванические элементы»

1. Нарисовать схему гальванического элемента
2. Указать в схеме:
 - а) анод и катод;
 - б) заряды анода и катода;
 - в) направление движения электронов по внешней цепи и ионов по электролитическому мостику.
3. Написать реакции, протекающие на электродах, и дать им названия.
4. Рассчитать стандартную ЭДС гальванического элемента.

№ варианта	Схема гальванического элемента	Вычислить стандартную ЭДС гал. цепи
1.	Cu / CuCl ₂ // CdCl ₂ / Cd	
2.	Ag / AgNO ₃ // Zn(NO ₃) ₂ / Zn	
3.	Pb / Pb(NO ₃) ₂ // Mg(NO ₃) ₂ / Mg	
4.	Al / Al ₂ (SO ₄) ₃ // SnSO ₄ / Sn	
5.	Fe / FeCl ₂ // CoCl ₂ / Co	
6.	Ni / NiSO ₄ // CuSO ₄ / Cu	
7.	Ag / AgNO ₃ // Cd(NO ₃) ₂ / Cd	
8.	Sn / Sn(NO ₃) ₂ // Zn(NO ₃) ₂ / Zn	
9.	Pb / Pb(NO ₃) ₂ // Fe(NO ₃) ₂ / Fe	
10.	Cu / CuSO ₄ // CoSO ₄ / Co	
11.	Ag / AgNO ₃ // Ni(NO ₃) ₂ / Ni	
12.	Sn / SnCl ₂ // CoCl ₂ / Co	

13.	Pb/ Pb(NO ₃) ₂ // Cd(NO ₃) ₂ / Cd	
14.	Al / Al ₂ (SO ₄) ₃ //H ₂ SO ₄ / H ₂ (Pt)	
15.	Ag /AgNO ₃ // Fe(NO ₃) ₂ / Fe	
16.	Pt/PtCl ₂ //HCl/H ₂ (Pt)	
17.	Ni / NiSO ₄ // SnCl ₂ /Sn	
18.	Cd /CdCl ₂ / // H ₂ SO ₄ / H ₂ (Pt)	
19.	Zn /Zn(NO ₃) ₂ // AgNO ₃ /Ag	
20.	H ₂ (Pt)/CH ₃ COOH//H ₂ SO ₄ / H ₂ (Pt)	
21.	Fe/Fe(NO ₃) ₂ // Mg(NO ₃) ₂ /Mg	
22.	Al / Al ₂ (SO ₄) ₃ //SnSO ₄ / Sn	
23.	Pt/PtCl ₂ // Cd(NO ₃) ₂ / Cd	
24.	Ni / NiSO ₄ // H ₂ SO ₄ / H ₂ (Pt)	
25.	H ₂ (Pt)/ HCl// AgNO ₃ /Ag	

Глава 8. Электролиз

После изучения этой темы вы должны:

- иметь представление о процессе электролиза;
- уметь составлять уравнения анодных , катодных и суммарных процессов электролиза;
- проводить количественные расчеты по химическим формулам и уравнениям;
- знать практическое применение электролиза.

Электролиз – это окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении постоянного электрического тока через раствор или расплав. Ячейка для электролиза состоит из двух электродов и электролита.

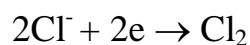
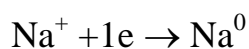
Катод (К) – электрод, соединенный с отрицательным полюсом источника тока. На катоде идет процесс восстановления - процесс присоединения электронов.

Анод (А) – электрод, соединенный с положительным полюсом источника тока. На аноде идет процесс окисления.

Пример электролиза расплава хлорида натрия



процесс восстановления К (-) $\leftarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow$ (+) А процесс окисления



При наличии нескольких видов ионов или недиссоциированных электрохимически активных веществ возможно протекание нескольких электродных реакций. Так на катоде идет реакция восстановления, т.е. прием электронов окислителем, то в первую очередь должны реагировать наиболее сильные окислители. Следовательно, **протекает реакция с более положительным потенциалом.** Поэтому для **катодного восстановления** можно предложить следующий порядок разрядки катионов:

1. В первую очередь на катоде разряжаются катионы металлов, стоящих в ряду напряжений металлов после водорода (высокий положительный окислительный потенциал).

2. Во вторую очередь в кислой среде разряжаются катионы водорода:



3. Одновременно с водой (разряд атома водорода) могут разряжаться катионы металлов, стоящих в ряду напряжений от алюминия до водорода ($1,66 \text{ В} < E^0 < 0 \text{ В}$).



4. В растворах никогда не разряжаются катионы металлов, стоящих в ряду напряжений металлов до алюминия (включительно), так как имеют очень низкие электродные потенциалы. В этих случаях на катоде происходит только разряд воды $2\text{H}^+_{2\text{O}} + 2e \rightarrow \text{H}^0_2 + 2\text{OH}^-$ (в нейтральной и щелочной средах).

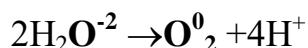
На аноде протекают реакции окисления восстановителей, т.е. отдача электронов восстановителем, поэтому в первую очередь на аноде должны реагировать наиболее сильные восстановители – вещества, имеющие **наиболее низкий потенциал**.

Анодный процесс зависит от вещества, из которого сделан анод. Аноды подразделяют на **нерастворимые**: графит, платина, золото или некоторые пассивные металлы, например, нержавеющая сталь и **растворимые**: медь, серебро, цинк, никель и другие металлы. В случае электролиза с растворимым анодом окисляется сам анод. При электролизе растворов на инертных анодах разрядка анионов или молекул воды идет в определенном порядке:

1. В первую очередь разряжаются бескислородные ионы:



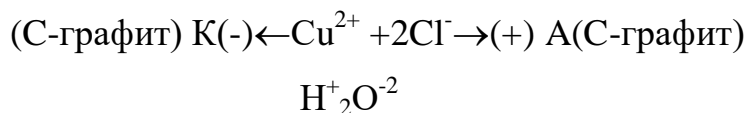
2. Разряд атома кислорода в воде:



В растворе не разряжаются анионы кислородсодержащих кислотных остатков и F^- .

Примеры электролиза водных растворов электролитов

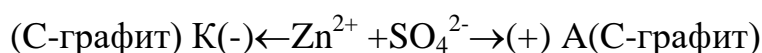
Пример 1. Схема электролиза водного раствора хлорида меди(II) 0,1М $CuCl_2$, pH=5(с нерастворимым анодом)



Катодный процесс	Анодный процесс
На катоде: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0$	На аноде: $2Cl^- + 2e^- \rightarrow Cl_2$

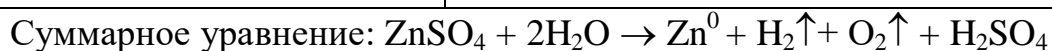


Пример 2. Схема электролиза водного раствора сульфата цинка 1М $ZnSO_4$, pH=6 (с нерастворимым анодом)

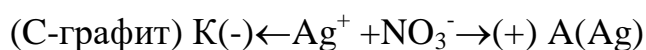




На катоде: $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e} \rightarrow \text{Zn}^0$ $\text{H}^+\text{O} + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	На аноде: $2\text{H}_2\text{O}^{-2} - 4\text{e} \rightarrow \text{O}_2^0 + 4\text{H}^+$
---	---



Пример 3. Схема электролиза водного раствора нитрата серебра 0,001М AgNO_3 , pH=6 (с растворимым анодом – Ag).



На катоде: $\text{Ag}^+ + \text{e} \rightarrow \text{Ag}^0$	На аноде: $\text{Ag}^0 - \text{e} \rightarrow \text{Ag}^+$
---	--

КОНТРОЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ

Тема: «Электролиз»

Задание №1. Рассмотрите электролиз водного раствора соли:

1. Указать электроды.
2. Записать вещества, подвергающиеся электролизу с точки зрения теории электролитической диссоциации.
4. Определить какой процесс протекает в первую очередь. Почему?
5. Написать суммарное уравнение электролиза.

Варианты заданий

№ варианта	Водный раствор электролита	pH электролита и материал электродов
1.	раствор CdSO_4	катод- Cd, анод -C(графит)
2.	раствор MgBr_2	электроды - Pt
3.	раствор NiSO_4	электроды - Ni
4.	раствор ZnCl_2	электроды - Zn
5.	раствор KNO_3	электроды - Pt
6.	раствор MgSO_4	катод - Fe, анод - C(графит)
7.	раствор $\text{Au}(\text{NO}_3)_3$	катод - Au, анод - Pt

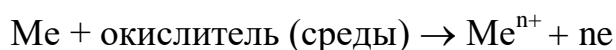
8.	раствор CoCl_2	катод - Fe, анод - Co
9.	раствор CuSO_4	катод - Fe, анод - Cu
10.	раствор SnSO_4	электроды - Pt
11.	раствор $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$	катод- Cu, анод - Pt
12.	раствор MnSO_4	электроды - Pt
13.	раствор KNO_3	катод- Cu, анод - Ag
14.	раствор HCl	электроды - Pt
15.	раствор $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	электроды - Pt
16.	раствор CuCl_2	катод- Fe, анод - Cu
17.	раствор KOH	электроды - Pt
18.	раствор BaCl_2	электроды - C(графит)
19.	раствор AgNO_3	катод- Cu, анод - Ag
20.	раствор CdSO_4	катод- Fe, анод - Cd
21.	раствор H_2SO_4	электроды - Pt
22.	раствор NaOH	, электроды - Pt
23.	раствор NiCl_2	катод- Fe, анод - Pt
24.	раствор NaCl	электроды - Pt
25.	раствор SnSO_4	катод- Sn, анод - Sn

Глава 9. Коррозия металлов

После изучения этой темы вы должны знать:

- понятия: коррозия металлов и ее виды (химическая и электрохимическая).
- химизм электрохимической коррозии
- способы защиты металлов от коррозии

Коррозия – самопроизвольно протекающий необратимый процесс разрушения металлов вследствие химического или электрохимического взаимодействия с окружающей средой:



По механизму коррозионного процесса выделяют два основных типа коррозии:

1. Химическая коррозия – окисление металлов в среде неэлектролитов.

Она включает в себя:

- **газовую** коррозию, протекающую при высокой температуре в среде агрессивных газов (SO_2 , Cl_2 , F_2 , O_2 , NO_2 и др.);

- **жидкостную** коррозию, протекающую под действием жидких неэлектролитов (нефть, бензин, керосин, смазочные масла и др.)

2. Электрохимическая коррозия – окисление металлов в среде электролита. Она включает в себя:

- **гальванокоррозию** – окисление металлов вследствие образования гальванической пары;

- **электрокоррозию**, протекающую под воздействием электрического тока от внешнего источника (блуждающие токи).

Наиболее распространена гальванокоррозия. Гальванокоррозия может возникать при нарушении гальванического покрытия в агрессивной среде, например влажном воздухе или в кислой среде.

Механизм электрохимической коррозии

Анодный процесс- процесс окисления. Анодом является более активный металл (с более низким электродным потенциалом), который и будет окисляться.

Катодный процесс- процесс восстановления. Катодом может служить менее активный металл (с более высоким электродным потенциалом) или графит.

На катоде восстанавливается растворенный в воде **кислород**:

К: $\text{O}_2 + 4e + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{OH}^-$ в нейтральных и щелочных средах

К: $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ в кислой среде

или идет восстановление **ионов водорода** и выделение водорода:

К: $2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{H}_2$

Коррозия с участием кислорода называется коррозией с поглощением кислорода или **коррозия с кислородной деполяризацией**. Коррозия с участием ионов водорода называется коррозией с выделением водорода или **коррозией с водородной деполяризацией**.

Пример расчета коррозии Me в результате образования гальванического элемента.

Рассмотрим коррозию Mg - Fe сплава при pH = 5.

1. Определим анод (А) и катод (К), исходя из стандартных электродных потенциалов металлов: $E^{\circ}Mg^{+2}/Mg = -2,37(A)$, $E^{\circ}Fe^{2+}/Fe = -0,44(K)$

2. Напишем возможные электродные процессы в данных условиях (pH=5)

1) А: $Mg^0 - 2e \rightarrow Mg^{2+}$	2) А: $Mg^0 - 2e \rightarrow Mg^{2+}$
(Fe)К: $O_2 + 4H^+ + 4e \rightarrow H_2O$	(Fe)К: $2H^+ + 2e \rightarrow H_2$

КОНТРОЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ №11

Тема: «Коррозия металлов»

Рассмотреть возможность коррозии сплава в заданной среде при доступе воздуха:

1. определить анод и катод.
2. записать процессы, протекающие на анодных и катодных участках, учитывая среду
3. выписать перенапряжение водорода ($\Delta\phi_{H_2}$) и кислорода ($\Delta\phi_{O_2}$) на разных электродах из таблицы (см. тему электролиз)
4. рассчитать потенциалы катодных процессов
5. определить возможность коррозии Me расчетом ЭДС. Сделайте вывод по результатам счета.

Варианты заданий

№ варианта	Сплав	pH	№ вар-та	Сплав	pH
1.	Fe-Mg	4	14.	Pb-Ni	7

2.	Fe–Pb	7	15.	Cd–Mg	7
3.	Cu–Zn	7	16.	Cd–Zn	7
4.	Zn–Cd	4	17.	Al–Zn	7
5.	Ni–Hg	7	18.	Pb–Cu	7
6.	Pt–Fe	2	19.	Pt–Zn	2
7.	Fe–Cu	7	20.	Al–Cu	2
8.	Hg–Ni	3	21.	Mg–Pb	7
9.	Al–Fe	7	22.	Hg–Fe	7
10.	Cu–Sn	2	23.	Hg–Cd	3
11.	Al–Pb	7	24.	Hg–Pt	2
12.	Ni–Fe	7	25.	Al–Ni	7
13.	Pt–Al	2			

Глава 10. Свойства металлов

После изучения этой темы вы должны знать и уметь:

- охарактеризовать металл исходя из электронного строения атома; определить возможные степени окисления;
- составить уравнения реакций, характеризующих химические свойства металлов;
- описать важнейшие способы получения металлов;
- иметь представление об использовании металлов, исходя из их физико-химических свойств.

КОНТРОЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ №12

Тема: «Свойства металлов»

Написать реферат по плану:

1. Электронная конфигурация указанного атома металла. Возможные степени окисления. Показать зависимость свойств соединений металла от его степени окисления (провести характеристику

атома металла в указанной степени окисления по основным классам соединений). Химические свойства оксидов или гидроксидов (основные, кислотные, амфотерные)

2. Нахождение в природе и получение в свободном виде.

3. Физические и химические свойства: написать уравнения реакций, подтверждающих восстановительные свойства указанного металла: а) с неметаллами, б) с разбавленными кислотами (HCl , H_2SO_4) в) с кислотами-окислителями (H_2SO_4 , HNO_3), г) со щелочами, д) с водой. Составить уравнения реакций с помощью электронного баланса. Применение металла и его соединений.

Варианты заданий

№ вар-та	Металл	№ вар-та	Металл
1.	Магний	14.	Цинк
2.	Алюминий	15.	Медь
3.	Цинк	16.	Серебро
4.	Барий	17.	Никель
5.	Железо	18.	Медь
6.	Никель	19.	Серебро
7.	Олово	20.	Кальций
8.	Свинец	21.	Магний
9.	Медь	22.	Цинк
10.	Олово	23.	Свинец
11.	Никель	24.	Железо
12.	Кальций	25.	Натрий
13.	Алюминий		

Словарь терминов и персоналий

- **Валентность** – количество связей, которые может образовывать атом.
- **Водородный показатель (pH)** – количественная характеристика кислотности среды, равная отрицательному десятичному логарифму ионов водорода в растворе: $pH = -\lg[H^+]$.
- **Восстановитель** – вещество, в состав которого входят атомы, отдающие электроны, т.е. восстановитель – донор электронов.
- **Восстановление** – процесс присоединения электронов атомом вещества, сопровождающийся понижением степени его окисления.
- **Гальванический элемент** – устройство, в котором в результате протекания на электродах химических процессов возникает разность потенциалов или ЭДС.
- **Гидроксиды** – сложные неорганические вещества, состоящие из атома металла и одной или нескольких гидроксильных групп (-OH): $Me(OH)_n$.
- **Гидроксильный показатель (pOH)** – количественная характеристика щелочности среды, равная отрицательному десятичному логарифму ионов гидроксила в растворе: $pOH = -\lg[OH^-]$.
- **Гидролиз солей** – протолитический процесс взаимодействия ионов солей с молекулами воды, в результате которого образуются малодиссоциированные молекулы или ионы.
- **Диссоциация электролитическая** – процесс распада молекул электролитов на ионы в растворе или расплаве.
- **Кислоты** – сложные вещества, содержащие атомы водорода, способные замещаться атомами металла и кислотный остаток (Ac): $H_x(Ac)$.
- **Коррозия** – разрушение металла в результате его физико-химического взаимодействия с окружающей средой.
- **Массовая доля вещества в растворе ω (X)** – величина, измеряемая отношением массы растворенного вещества к массе раствора.

- **Металлы** – химические элементы, атомы которых имеют на внешней электронной оболочке 1-3 электрона и проявляют восстановительные свойства, т.е. обладают низкой электроотрицательностью (меньше 2).
- **Моляльная концентрация вещества X в растворе** – величина, измеряемая отношением количества молей вещества X к массе растворителя.
- **Молярная концентрация вещества X в растворе** – величина, измеряемая отношением количества молей вещества X к объему раствора.
- **Молярная концентрация эквивалента (нормальная концентрация) вещества X в растворе** – величина, измеряемая отношением количества эквивалентов вещества X к объему раствора.
- **Неметаллы** – химические элементы, атомы которых содержат на внешней электронной оболочке 4 и более электрона и проявляют электроотрицательные свойства, т.е. обладают высокой электроотрицательностью (больше 2).
- **Неэлектролиты** – вещества, растворы и расплавы которых не подвергаются диссоциации и не проводят электрический ток.
- **Оксиды** – соединения двух элементов, один из которых кислород.
- **Окисление** – процесс отдачи электронов атомом вещества, сопровождающийся повышением степени его окисления.
- **Окислитель** – вещество, в состав которого входят атомы, присоединяющие электроны, т.е. окислитель – акцептор электронов.
- **Окислительно-восстановительные реакции** – химические реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов вследствие перераспределения электронов между ними.
- **Орбиталь атомная** – часть атомного пространства, где вероятность пребывания электрона составляет более 90%.
- **Осмоз** – самопроизвольная диффузия молекул растворителя сквозь мембрану с избирательной проницаемостью.

- **Основания** – см. гидроксиды.
- **Перенапряжение** - изменение потенциала при прохождении тока.
- **Раствор** – термодинамически устойчивая гомогенная система переменного состава, состоящая из двух или более компонентов, между которыми существуют достаточно сильные взаимодействия.
- **Растворенное вещество** – компонент раствора, агрегатное состояние которого изменяется при образовании раствора или находящийся в растворе в минимальном количестве.
- **Растворитель** – компонент раствора, агрегатное состояние которого не меняется при образовании раствора или находящийся в растворе в преобладающем количестве.
- **Ряд напряжений** – расположение металлов в порядке возрастания их стандартных электродных потенциалов (ряд активности металлов).
- **Связь химическая** – это совокупность сил, связывающих атомы и молекулы друг с другом в новые устойчивые структуры.
- **Соли** – электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металлов и анионы кислотных остатков.
- **Степень диссоциации** – отношение количества электролита, распавшегося на ионы, к общему количеству растворенного электролита.
- **Степень окисления** – условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что вещество состоит из ионов.
- **Щелочи** – растворимые в воде гидроксиды металлов I главной подгруппы LiOH – FrOH и II главной подгруппы Ca(OH)₂ – Ra(OH)₂.
- **Эквивалент вещества** – реальная или условная частица вещества, которая в данной реакции реагирует с одним атомом или ионом водорода или одним электроном.
- **Электрод** – полуэлемент, на поверхности которого при контакте с раствором возникает скачок потенциала.
- **Электродвижущая сила (ЭДС) гальванической цепи** – разность потенциалов катода и анода.

- **Электролиз** – процессы, происходящие на электродах под действием электрического тока, подаваемого от внешнего источника.
- **Электролиты** – вещества, расплавы и растворы которых содержат подвижные ионы и проводят электрический ток.
- **Электроотрицательность** – величина, характеризующая способность атома элемента притягивать к себе общие электроны в молекуле.
- **Электрон** – элементарная частица, имеющая массу покоя $9,1 \cdot 10^{-31}$ кг и отрицательный заряд, равный по абсолютной величине заряду протона – $1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл.

Приложения

Приложение 1

Растворимость солей, кислот и оснований в воде*

Катион	Анион												
	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	NO ₃ ⁻	CH ₃ COO ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	CrO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	OH ⁻
H ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р
Na ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
K ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
NH ₄ ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р
Cu ²⁺	Р	Р	-	Р	Р	Н	Н	Р	-	-	Н	Н	Н
Ag ⁺	Н	Н	Н	Р	Р	Н	Н	М	Н	-	Н	Н	-
Mg ²⁺	Р	Р	Р	Р	Р	-	Н	Р	Н	Н	Р	Н	Н
Ca ²⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Н	Н	М	Н	М
Sr ²⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	М	Н	М
Ba ²⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Р
Zn ²⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н
Hg ²⁺	Р	М	Н	Р	Р	Н	Н	-	-	-	Н	Н	-
Al ³⁺	Р	Р	Р	Р	Р	-	-	Р	-	Н	-	Н	Н

Sn ²⁺	P	P	P	-	-	H	-	P	-	-	-	H	H
Pb ²⁺	M	M	H	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H
Mn ²⁺	P	P	H	P	P	H	H	P	H	H	H	H	H
Fe ³⁺	P	P	-	P	-	H	-	P	-	H	-	H	H
Fe ²⁺	P	P	P	P	P	H	H	P	H	H	-	H	H

P – растворимое вещество, M – малорастворимое, H – нерастворимое. Прочерк означает, что вещество не существует или разлагается водой.

Электрохимический ряд напряжений металлов

Металл	Электродный процесс	E ⁰
K	$K \Leftrightarrow K^+ + e$	- 2,92
Ba	$Ba \Leftrightarrow Ba^{2+} + 2e$	- 2,90
Ca	$Ca \Leftrightarrow Ca^{2+} + 2e$	- 2,87
Na	$Na \Leftrightarrow Na^+ + e$	- 2,71
Mg	$Mg \Leftrightarrow Mg^{2+} + 2e$	- 2,37
Be	$Be \Leftrightarrow Be^{2+} + 2e$	- 1,85
Ti	$Ti \Leftrightarrow Ti^{2+} + 2e$	- 1,75
Al	$Al \Leftrightarrow Al^{3+} + 3e$	- 1,66
Tl	$Tl \Leftrightarrow Tl^+ + e$	- 1,63
Zr	$Zr \Leftrightarrow Zr^{4+} + 4e$	- 1,58
V	$V \Leftrightarrow V^{2+} + 2e$	- 1,18
Mn	$Mn \Leftrightarrow Mn^{2+} + 2e$	- 1,10
Cr	$Cr \Leftrightarrow Cr^{3+} + 3e$	- 0,91
V	$V \Leftrightarrow V^{3+} + 3e$	- 0,88
Zn	$Zn \Leftrightarrow Zn^{2+} + 2e$	- 0,76
Cr	$Cr \Leftrightarrow Cr^{3+} + 3e$	- 0,74
Fe	$Fe \Leftrightarrow Fe^{2+} + 2e$	- 0,44
Cd	$Cd \Leftrightarrow Cd^{2+} + 2e$	- 0,40
Co	$Co \Leftrightarrow Co^{2+} + 2e$	- 0,28
Ni	$Ni \Leftrightarrow Ni^{2+} + 2e$	- 0,25
Mo	$Mo \Leftrightarrow Mo^{3+} + 3e$	- 0,20
Sn	$Sn \Leftrightarrow Sn^{2+} + 2e$	- 0,14
Rb	$Pb \Leftrightarrow Pb^{2+} + 2e$	- 0,13
Fe	$Fe \Leftrightarrow Fe^{3+} + 3e$	- 0,04
H ₂	$H_2 \Leftrightarrow 2H^+ + 2e$	0,00
Bi	$Bi \Leftrightarrow Bi^{3+} + 3e$	+ 0,23

Cu	$\text{Cu} \Leftrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}$	+ 0,34
Hg	$2\text{Hg} \Leftrightarrow [\text{Hg}_2^{2+}] + 2\text{e}$	+ 0,79
Ag	$\text{Ag} \Leftrightarrow \text{Ag}^+ + \text{e}$	+ 0,80
Pd	$\text{Pd} \Leftrightarrow \text{Pd}^{2+} + 2\text{e}$	+ 0,82
Pt	$\text{Pt} \Leftrightarrow \text{Pt}^{2+} + 2\text{e}$	+ 1,19

Содержание

Введение	3
Глава 1. Классы неорганических соединений	4
Глава 2. Строение атома. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева	18
Глава 3. Способы выражения концентраций растворов	27
Глава 4. Теория электролитической диссоциации. Ионные реакции	32
Глава 5. Водородный показатель. Гидролиз солей	38
Глава 6. Окислительно-восстановительные реакции.....	42
Глава 7. Электрохимия. Гальванические элементы	52
Глава 8. Электролиз	57
Глава 9. Коррозия металлов	61
Глава 10. Свойства металлов	64
Словарь терминов и персоналий	66
Приложения.....	69

Основные источники:

1. Габриелян О.С., Остроумов И.Г. Естествознание. Химия: учеб.пособ.для проф. и спец. технического профиля. – М. : Издательский центр «Академия», 2017. – 239 с.

Дополнительные источники:

1. Габриелян О.С., Остроумов И.Г, Сладков С.А., Дорофеева Н.М. Химия: практикум: учеб.пособие под ред. О.С. Габриеляна. М. : Издательский центр 2. «Академия» 2012. – 304 с.

2. Габриелян О.С, Остроумов И.Г. Химия для проф. и спец. технического профиля- М.: Издательский центр «Академия», 2011.-256 с.

3. Ерохин Ю.М.Сборник задач по химии: Учебн.пособие для СПО. – М.: Академия, 2010.

4. Габриелян О.С., Остроумов И.Г. Химия. Учебник для студентов учреждений среднего профессионального образования. М.: Издательский центр «Академия», 2013.