

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РФ
Федеральное государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Пермская государственная сельскохозяйственная академия
Имени академика Д.Н. Прянишникова»

Е.А. Британ, С.А. Киселева

**САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ РАБОТА СТУДЕНТОВ
ПО КУРСУ «ОБЩАЯ ХИМИЯ»**

Учебное пособие

Пермь
ФГОУ ВПО «Пермская ГСХА»
2010

УДК 54(075)
ББК 25я73

Британ Е.А. Самостоятельная работа студентов по курсу «Общая химия» [Текст]: Учебное пособие / Е.А. Британ, С.А. Киселева - 4-е изд., переработанное и дополненное - , М-во с.-х. РФ, ФГОУ ВПО «Пермская ГСХА». – Пермь: Изд-во ВПО «Пермская ГСХА», 2009. – 143 с.; 20 см. – 200 экз. – ISBN 978-5-94279-063-9.

Рецензенты:

А.Б. Шейн, доктор химических наук, профессор, заведующий кафедрой физической и коллоидной химии ПГУ.

Е.В. Пименова, кандидат химических наук, доцент, зав. каф. экологии ФГУ ВПО «Пермская ГСХА».

Учебное пособие по общей и неорганической химии предназначено для студентов агрономического, зооветеринарного, инженерного и землеустроительного факультетов сельскохозяйственных вузов. Цель издания – помочь студентам очной и заочной формы обучения в развитии навыков самостоятельной работы с учебным и справочным материалом. Содержит богатый дидактический материал.

Печатается по решению методической комиссии агрохимического факультета (протокол №16 от 06.07.2009)

© ФГОУ ВПО «Пермская ГСХА», 2009

О Г Л А В Л Е Н И Е

Предисловие	6
Глава I. Классы неорганических соединений	7
1.1. Оксиды	7
1.2. Основания.....	9
1.3. Кислоты.....	10
1.4. Амфотерные гидроксиды.....	12
1.5 Соли.....	12
Индивидуальное задание №1	18
Глава II. Строение атома. Периодическая система элементов Д.И.Менделеева	21
2.1. Элементарное строение ядра атома. Изотопы. Изобары	21
2.2. Элементарные основы квантовой теории строения атома	22
2.2.1 Квантовые характеристики состояний электрона в атоме (квантовые числа)	23
2.2.2 Максимальное количество электронов на уровне. Подуровни. Орбитали. Принцип Паули	25
2.2.3 Электронная формула. Электронная структура атомов	26
2.2.4 Принцип наименьшей энергии	29
2.2.5 s-, p-, d-семейства	30
2.3. Периодическая система и периодический закон Д.И.Менделеева в свете современных представ- лений о строении атома	31
2.4. Характеристики элемента по их положению в периодической системе Д.И.Менделеева	33
Индивидуальное задание №2	36
Глава III. Кинетика химических реакций Химическое равновесие	37
Индивидуальное задание №3	40
Глава IV. Термодинамика химических процессов	44
4.1. Тепловой эффект и изменение энтальпии в химических реакциях	44
4.2. Энтропия. Энергия Гиббса. Направление химических реакций	45
Индивидуальное задание №4	46
Глава V. Эквивалент. Закон эквивалентов.....	49
Индивидуальное задание №5	51
Глава VI. Способы выражения концентрации растворов.....	55
6.1. Растворы процентной концентрации.....	56

6.2. Растворы молярной и нормальной концентрации.....	57
6.3. Переход от одного выражения концентрации к другому.....	58
Индивидуальное задание №6	60
Глава VII. Теория электролитической диссоциации.	
Ионные реакции.....	64
7.1. Механизмы диссоциации.....	64
7.2. Степени диссоциации. Сильные и слабые электролиты.....	65
7.3. Диссоциация кислот, оснований и солей в водных растворах.....	66
7.4. Ионные уравнения реакций.....	68
Индивидуальное задание №7.....	70
Глава VIII. Диссоциация воды. Ионное произведение воды.	
Водородный показатель.....	74
Индивидуальное задание №8.....	75
Глава IX. Гидролиз солей.....	77
Индивидуальное задание №9.....	79
Глава X. Окислительно-восстановительные реакции.....	81
10.1. Основные положения окислительно-восстано- вительных реакций.....	82
10.2. Составление уравнений окислительно- восстановительных реакций.....	84
10.2.1. Метод электронного баланса.....	84
10.2.2. Ионно-электронный метод.....	85
10.3. Количественная характеристика окислительно- восстановительных процессов.....	86
Индивидуальное задание №10.....	87
Глава XI. Электрохимические процессы.....	90
11.1 Электродные потенциалы. Ряд напряжения металлов. Гальванический элемент.....	90
11.2. Коррозия металлов.....	92
Индивидуальное задание №11.....	94
11.3 Электролиз	96
Индивидуальное задание №12.....	99
Глава XII. Химия металлов.....	102
12.1 Общие свойства металлов Индивидуальное задание №13.....	102
12.2 Свойства хрома, марганца и их соединений	105
Индивидуальное задание №14	108
Глава XIII. Химия неметаллов	112
Индивидуальное задание №15	113
Глава XIV. Комплексные соединения	116

Индивидуальное задание №16	117
Словарь терминов и персоналий	120
Библиографический список	125
Приложения	126

Предисловие

Учебное пособие предназначено для организации самостоятельной работы студентов по курсу общей и неорганической химии. Индивидуальные домашние задания помогают осуществлять контроль при рейтинговой системе оценки знаний студентов.

Пособие состоит из XIV глав, каждая из которых содержит краткое изложение основных положений теории, примеры, составления формул, химических уравнений, образцы решения задач и индивидуальные домашние задания (в каждом из 15 вариантов). В большинстве случаев задания одинаковы для всех вариантов, но в каждом указаны названия тех веществ, с которыми следует работать. Например: исходя из положения в периодической системе дать характеристику следующих элементов s-, p-, d-семейств. Студент, выполняющий 1-й вариант, дает характеристику лития, кремния, железа; 2-й – бериллия, брома, марганца.

Индивидуальные домашние задания составлены с таким расчетом, чтобы студент проработал различные аспекты теории. Например, задание по теме «Классы химических соединений» состоит из 4^x вопросов:

1. Написать уравнения реакций получения ... (даны представители различных классов неорганических соединений).
2. На примере ... (опять представители различных классов) охарактеризовать химические свойства соответствующего класса.
3. Написать ангидриды и кислотные остатки следующих кислот ... Назвать их.
4. Написать уравнения реакций всех возможных (средних, кислых и основных) солей из ... , назвать все соединения.

Выполнение этих заданий – удобный способ изучения предмета и важное средство закрепления знаний. Для успешной подготовки к выполнению индивидуального задания следует изучить основные положения теории, решение задач и примеры, разобранные в тексте.

В приложении даны таблицы растворимости, ряд стандартных электродных потенциалов, плотность растворов кислот, щелочей и солей различных концентраций и другие справочные материалы, которые студент использует при выполнении индивидуальных заданий.

Каждое задание выполняется на отдельном листе, условие задания переписываются полностью, после каждого вопроса приводится ответ. При решении расчетных задач следует оформить и краткую запись их условия.

Пособие предназначено для студентов агрономического, зооветеринарного, инженерного и других факультетов очной и заочной формы обучения.

Глава I. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Все вещества по химическому составу можно разделить на простые и сложные.

Простые вещества состоят из атомов одного элемента. По химическим свойствам подразделяются на металлы (Na, Ca, Fe, Cu и др.), неметаллы (S, N₂, Cl₂, O₂, P и др.) и амфотерные элементы (Be, B, As, Sb, Al, Sn и др.), обладающие свойствами как металлов, так и неметаллов.

Сложные вещества, состоящие из атомов разных элементов, подразделяются на четыре класса: оксиды, основания, кислоты, соли.

1.1 Оксиды

Оксидами называются сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород.

Номенклатура оксидов. Международное название „оксид“ произошло от корня латинского названия кислорода – оксигениум с окончанием „ид“ и русского названия его образующего элемента, в родительном падеже. Если элемент проявляет переменную степень окисления, то она указывается в конце названия римской цифрой в скобках:

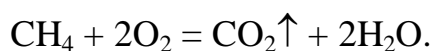
K ₂ O оксид калия	P ₂ O ₃ оксид фосфора (III)
Cu ₂ O оксид меди (I)	P ₂ O ₅ оксид фосфора (V)
CuO оксид меди (II)	Mn ₂ O ₇ оксид марганца (VII).

Получение оксидов. Основными являются три способа получения:

1. Непосредственное соединение простого вещества с кислородом (при различных условиях):



2. Горение сложных веществ:



3. Разложение при нагревании сложных соединений (малорастворимых оснований, кислот, карбонатов, нитратов):



По химическим свойствам оксиды делятся на три группы: основные, кислотные и амфотерные.

Основными оксидами называются такие оксиды, которым соответствуют основания. Основные оксиды образуются только металлами: Na₂O,

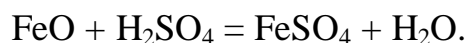
CaO, NiO; им соответствуют основания NaOH, Ca(OH)₂, Ni(OH)₂. Щелочные и щелочно-земельные металлы образуют только основные оксиды.

Химические свойства основных оксидов.

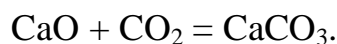
1. Реагируют с водой (только оксиды активных металлов: s-металлов I группы – от Li до Fr и s-металлов II группы – от Ca до Ra):



2. Реагируют с кислотами:



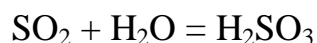
3. Реагируют с кислотными оксидами (некоторые только при высоких температурах):



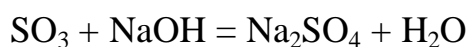
Кислотными оксидами называются такие оксиды, которым соответствуют кислоты. Кислотные оксиды образуются неметаллами, а также d-металлами в высшей положительной степени окисления: CO₂, N₂O₅, SO₂, Mn₂O₇; им соответствуют кислоты H₂CO₃, HNO₃, H₂SO₃, HMnO₄. Кислотные оксиды называют **ангидридами** соответствующих кислот.

Химические свойства кислотных оксидов:

1. Реагируют с водой:



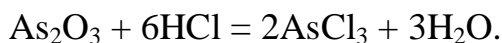
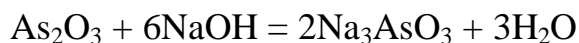
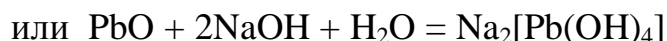
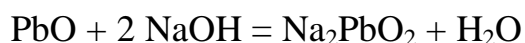
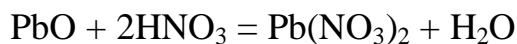
2. Реагируют с основаниями:



3. Реагируют с основными оксидами:



Амфотерными оксидами называются такие оксиды, которые в зависимости от условий проявляют основные или кислотные свойства, т.е. обладают двойственными свойствами. Амфотерными свойствами обладают оксиды амфотерных элементов и металлов d-семейства в промежуточной валентности и Al₂O₃, As₂O₃, BeO, PbO, SnO₂, ZnO, Cr₂O₃ и др. Амфотерным оксидам соответствуют амфотерные основания или кислоты, однако с водой они непосредственно не реагируют. Амфотерные оксиды растворимы в кислотах и щелочах:

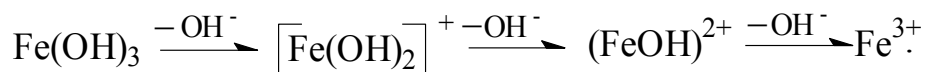


Основные, кислотные и амфотерные оксиды являются солеобразующими, т.е. образуют соли при взаимодействии с кислотами и основаниями. Имеется небольшая группа оксидов, которые не образуют солей. Такие оксиды называются несолеобразующими, безразличными или индифферентными. Например: CO, N₂O, NO, SiO.

1.2. Основания

Основаниями называются сложные вещества, молекулы которых состоят из иона металла (или заменяющего его сложного иона аммония – NH₄⁺) и одной или нескольких гидроксильных групп. Количество групп OH, способных замещаться на кислотный остаток, определяет кислотность основания. Например: NaOH – однокислотное основание, а Ca(OH)₂ – двухкислотное основание. Если от молекулы основания отнять одну, две или более гидроксильных групп, остаются положительно заряженные ионы, называемые основными остатками. Заряд иона определяется по числу замещенных гидроксильных групп.

Например:



Благодаря этому, многокислотные основания могут образовывать основные соли.

Номенклатура оснований. Согласно международной номенклатуре названия основания состоит из слова „гидроксид“ и названия металла (с указанием степени окисления металла, если она переменная, римской цифрой в скобках):

KOH – гидроксид калия

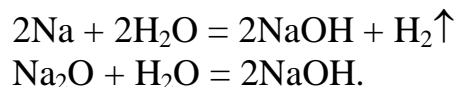
Ca(OH)₂ – гидроксид кальция

Fe(OH)₂ – гидроксид железа (II)

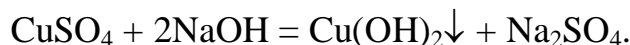
Fe(OH)₃ – гидроксид железа (III).

Растворимые в воде основания называются щелочами. Щелочи образуют только активные металлы (s – металлы I группы – от Li до Fr и s – металлы II группы – от Ca до Ra), из слабых оснований в воде растворим только гидроксид аммония – NH₄OH, который не является щелочью.

Получение оснований. 1. Растворимые в воде основания, образованные активными металлами, можно получить действием на металл или его оксид водой:

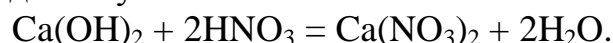


2. Нерастворимые в воде основания получают взаимодействием соли с сильным основанием:

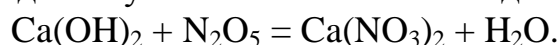


Химические свойства оснований.

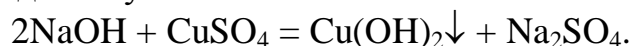
1. Взаимодействуют с кислотами:



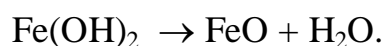
2. Взаимодействуют с кислотными оксидами:



3. Взаимодействуют с солями:



4. Слабые, малорастворимые основания при нагревании разлагаются:



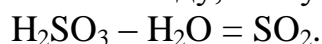
Щелочи NaOH, KOH устойчивы к нагреванию.

1.3. Кислоты

Кислоты – сложные вещества, молекулы которых состоят из ионов водорода и кислотного остатка.

Различают кислородные – HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 и бескислородные – HCl , H_2S кислоты. Основность кислот определяется количеством ионов водорода, способных замещаться на металл. Например: H_2SO_4 – двухосновная кислота, а HNO_3 , HCl , CH_3COOH – одноосновные кислоты. Одноосновные кислоты имеют один кислотный остаток: HNO_3 – кислотный остаток NO_3^- ; многоосновные кислоты имеют несколько кислотных остатков: H_3PO_4 – 3 кислотных остатка - H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} , PO_4^{3-} . Отрицательный заряд кислотного остатка определяется в целом по числу замещенных ионов водорода. Благодаря этому многоосновные кислоты могут образовывать кислые соли.

Если от кислот отнять воду, получится ангидрид:



Ангидрид – это кислотный оксид, нейтральная молекула. Если к ангидриду добавить воду, получится кислота:



Бескислородные кислоты ангидридов не образуют.

Номенклатура кислот (см. табл. 1). Названия **кислородных** кислот производятся от названия кислотообразующего элемента с прибавлением окончания: -ая, если элемент в высшей положительной степени окисления, соответствующей номеру группы. Если степень окисления центрального

атома меньше - истая (если элемент образует несколько кислородсодержащих кислот, суффиксы меняются в следующей последовательности - оватая, -истая, -оватистая):



Если элемент с одной и той же степенью окисления образует несколько кислородсодержащих кислот, то, в зависимости от количества молекул связанной воды, к названию добавляется префикс:

-мета – наименьшее число молекул связанной воды;

-орто – наибольшее число молекул связанной воды.

H_3PO_4 – ортофосфорная кислота;

HPO_3 – метафосфорная кислота.

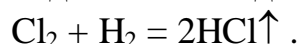
Названия бескислородных кислот производятся от названия кислотообразующего элемента с окончанием о и прибавлением слова водородная :

HCl – хлороводородная кислота (соляная)

HF – фтороводородная кислота (плавиковая)

H_2S – сероводородная кислота.

Получение кислот. 1. Бескислородные кислоты получают непосредственно взаимодействием неметалла с водородом с последующим растворением водородного соединения в воде:

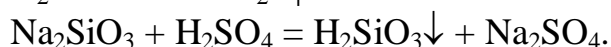
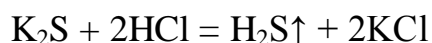


Раствор хлороводорода в воде – HCl – хлороводородная или соляная кислота, имеет такую же формулу.

2. Большинство кислородных кислот получают при взаимодействии кислотных оксидов (ангидридов кислот) с водой:

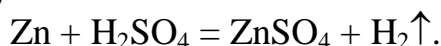


3. Любые кислоты (кроме серной) можно получить взаимодействием их соли с более сильной кислотой:



Химические свойства кислот.

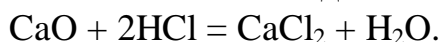
1. Взаимодействуют с металлами:



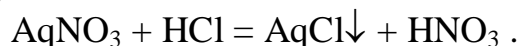
2. Взаимодействуют с основаниями:



3. Взаимодействуют с основными оксидами:



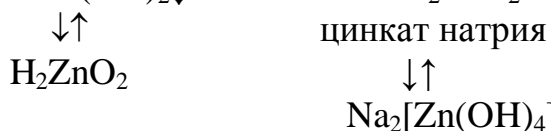
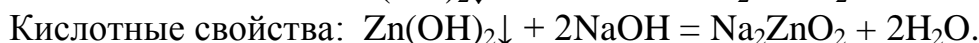
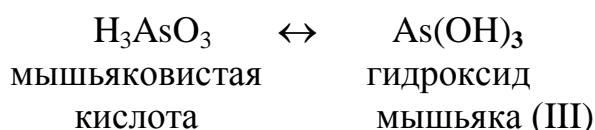
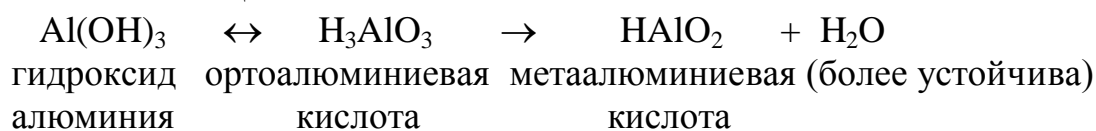
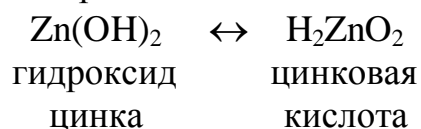
4. Взаимодействуют с солями:



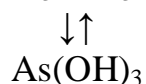
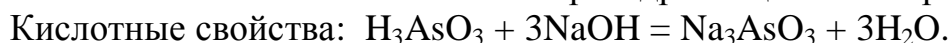
1.4. Амфотерные гидроксиды

Амфотерные гидроксиды – сложные вещества, обладающие двойственными свойствами: основными и кислотными. Они реагируют с кислотами подобно основаниям и со щелочами подобно кислотам, образуя в обоих случаях соли.

Амфотерный гидроксид может быть основанием и кислотой:



Тетрагидроксицинкат натрия



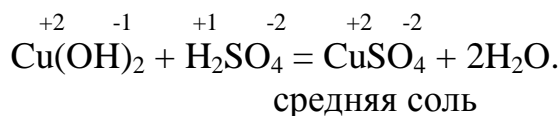
1.5. Соли

Соли – сложные вещества, молекулы которых состоят из ионов металла (или основного остатка) и кислотного остатка.

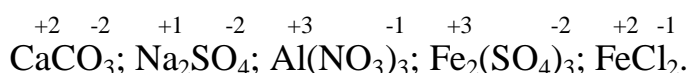
В зависимости от состава различают следующие типы солей: средние (или нормальные), кислые и основные.

Любую соль можно представить как продукт взаимодействия основания с кислотой, т. е. продукт реакции нейтрализации.

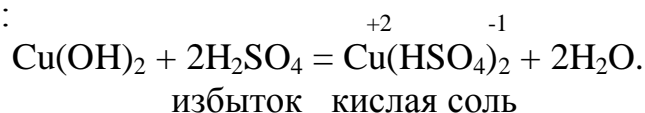
Средние или нормальные соли образуются в результате полного замещения водорода в кислоте на металл или гидроксильных групп в основании на кислотный остаток:



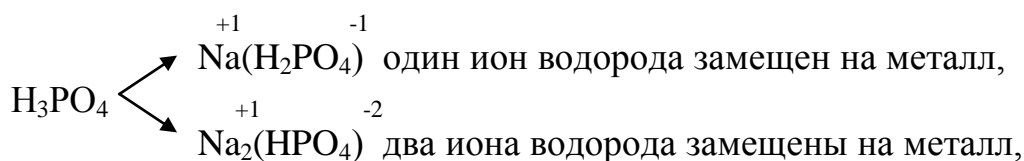
При составлении формулы средней соли суммарный заряд ионов металла должен быть равен суммарному заряду кислотных остатков с обратным знаком. В целом молекула должна иметь нулевой заряд. Легче всего составить формулу соли по правилу креста:



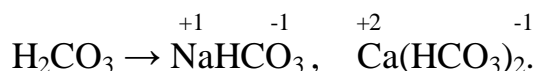
Кислые соли образуются в результате неполного замещения водорода в кислоте на металл. Это происходит в том случае, когда кислота берется в избытке:



При составлении формулы кислой соли определяется отрицательный заряд кислого кислотного остатка в целом по числу замещенных ионов водорода. Кислые соли образуются только многоосновными кислотами. Например, от фосфорной кислоты могут образоваться две кислые соли:

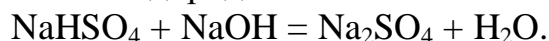


а от угольной кислоты – одна кислая соль:

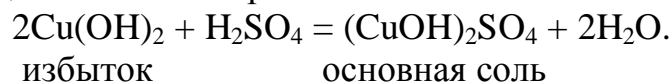


Одноосновные кислоты (HNO_3 , HCl) кислых солей не образуют.

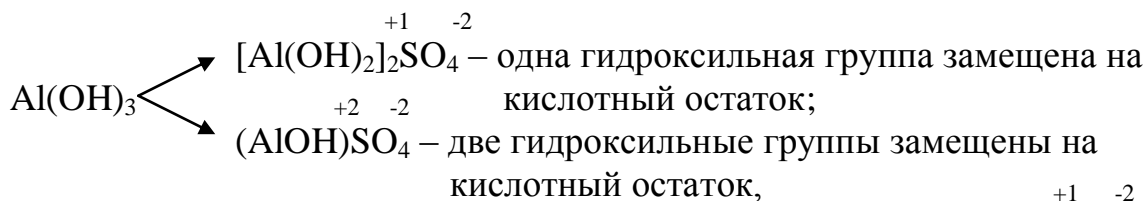
Для перевода кислых солей в средние надо подействовать на них основанием, чтобы все ионы водорода заменить на металл:



Основные соли образуются в результате неполного замещения гидроксильных групп в основании на кислотный остаток. Это происходит в том случае, когда основание берется в избытке:



При составлении формулы основной соли определяется положительный заряд основного остатка в целом по числу замещенных гидроксильных групп. Основные соли образуются только слабыми многокислотными основаниями. Например, от гидроксида алюминия могут образоваться две основные соли:



а от гидроксида железа (II) – одна основная соль: $\text{Fe(OH)}_2 \rightarrow (\overset{+1}{\text{Fe}}\text{OH})_2\overset{-2}{\text{SO}}_4$.
Однокислотные основания (NaOH, KOH) основных солей не образуют. Для перевода основной соли в среднюю надо подействовать на нее кислотой, чтобы все гидроксильные группы заменить на кислотный остаток:



Номенклатура солей. Различают русскую и международную номенклатуру (см. табл. 1 стр. 14).

Русская номенклатура. Русское название соли происходит от названия кислоты, образующей соль с окончанием: кислый, если соль образована кислородосодержащей кислотой, -истый, если соль образована бескислородной кислотой:

H_2SO_4 – серная кислота

Na_2SO_4 – сернокислый натрий

H_2SO_3 – сернистая кислота

Na_2SO_3 – сернистокислый натрий

H_2S – сероводородная кислота

Na_2S – сернистый натрий.

При названии кислой соли присутствие ионов H^+ обозначают словом кислый в начале названия:

NaHCO_3 – кислый углекислый натрий

NaH_2PO_4 – кислый ортофосфорнокислый натрий однозамещенный

Na_2HPO_4 – кислый ортофосфорнокислый натрий двухзамещенный.

При названии основной соли присутствие групп OH^- обозначают словом основной в начале названия:

PbOHCl – основной хлористый свинец (II)

$[\text{Al(OH)}_2]_2\text{SO}_4$ – основной сернокислый алюминий однозамещенный

AlOHSO_4 – основной сернокислый алюминий двухзамещенный.

Международная номенклатура. Международное название соли состоит из названия кислотного остатка и названия металла. Название кислотного остатка происходит от латинского названия кислотообразующего элемента с окончанием:

ат – элемент в высшей степени окисления;

ит – элемент в промежуточной положительной степени окисления;

ид – элемент в отрицательной степени окисления или соль

бескислородной кислоты.

$\overset{+6}{\text{Na}_2\text{SO}_4}$ – сульфат натрия

$\overset{+4}{\text{Na}_2\text{SO}_3}$ – сульфит натрия

$\overset{-2}{\text{Na}_2\text{S}}$ – сульфид натрия.

При названии кислой соли присутствие ионов H^+ обозначают словом гидро:

NaHCO_3 – гидрокарбонат натрия

NaH_2PO_4 – дигидрофосфат натрия

Na_2HPO_4 – гидрофосфат натрия.

При названии основной соли присутствие ионов OH^- обозначают словом гидроксо:

$(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ – сульфат гидроксомеди (II)

$[\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$ – сульфат дигидроксоалюминия

AlOHSO_4 – сульфат гидроксоалюминия.

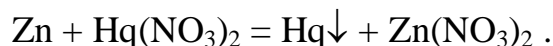
Получение солей. Для получения солей можно предложить от 5 до 10 способов согласно схеме (стр. 17).

Свойства солей. Соли, за небольшим исключением, являются твердыми кристаллическими веществами. По растворимости в воде их можно разделить на растворимые, мало растворимые и практически нерастворимые. Все соли азотной, уксусной кислот растворимы в воде. Также растворимы соли ионов NH_4^+ , K^+ и Na^+ .

Химические свойства солей.

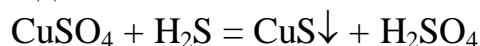
1. Взаимодействуют с металлами.

Согласно ряду активности металлов (ряд напряжений – см. табл. 4) каждый предыдущий металл вытесняет каждый последующий из растворов его солей. Особенно легко вытесняются малоактивные металлы:

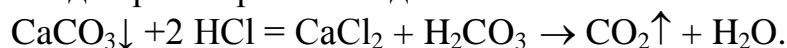


2. Взаимодействуют с кислотами:

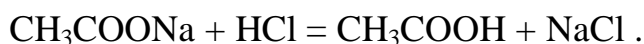
При взаимодействии соли с кислотой может образоваться осадок:



либо происходит растворение осадка



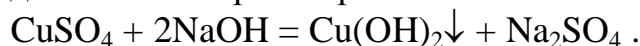
Возможно и вытеснение из соли более слабой кислоты:



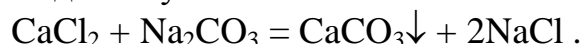
сильная слабая
кислота кислота

3. Взаимодействуют с основаниями:

При взаимодействии с основаниями также может быть образование осадка, либо слабого растворимого основания NH_4OH . Соли, нерастворимые в воде, с основаниями не взаимодействуют. Основания также должны быть растворимыми.



4. Взаимодействуют с солями:



При взаимодействии соли с солью обе соли должны быть растворимы в воде, а продукт реакции нерастворим (см. табл. 5)

Таблица 1

Номенклатура кислот и солей

Формула кислоты	Название	Название солей и кислотного остатка	
		русское	международное
H_2SO_4	серная кислота	сернокислые	сульфаты
H_2SO_3	сернистая кислота	сернистокислые	сульфиты
HNO_3	азотная кислота	азотнокислые	нитраты
HNO_2	азотистая кислота	азотистокислые	нитриты
H_3PO_4	фосфорная ортокислота	фосфорнокислые	фосфаты
H_3PO_3	фосфористая ортокислота	фосфористокислые	фосфиты
H_2CO_3	угольная кислота	углекислые	карбонаты
H_2SiO_3	кремниевая кислота	кремниевокислые	силикаты
CH_3COOH	уксусная кислота	уксуснокислые	ацетаты
$HClO_4$	хлорная кислота	хлорнокислые	перхлораты
$HClO_3$	хлорноватая кислота	хлорноватокислые	хлораты
$HClO_2$	хлористая кислота	хлористокислые	хлориты
$HClO$	хлорноватистая кислота	хлорноватистокислые	гипохлориты
HF	фтороводородная кислота	фтористые	фториды
HCl	хлороводородная кислота (соляная)	хлористые	хлориды
HBr	бромоводородная кислота	бромистые	бромиды
HI	йодоводородная кислота	йодистые	йодиды
H_2S	сероводородная кислота	сернистые	сульфиды
HCN	циановодородная кислота (синильная)	цианистые	цианиды
H_3AsO_4	мышьяковая кислота	мышьяковокислые	арсенаты
H_3AsO_3	мышьяковистая кислота	мышьяковистокислые	арсениты
$HSCN$	тиоциановодородная кислота (роданистая)	тиоцианистые	роданиды

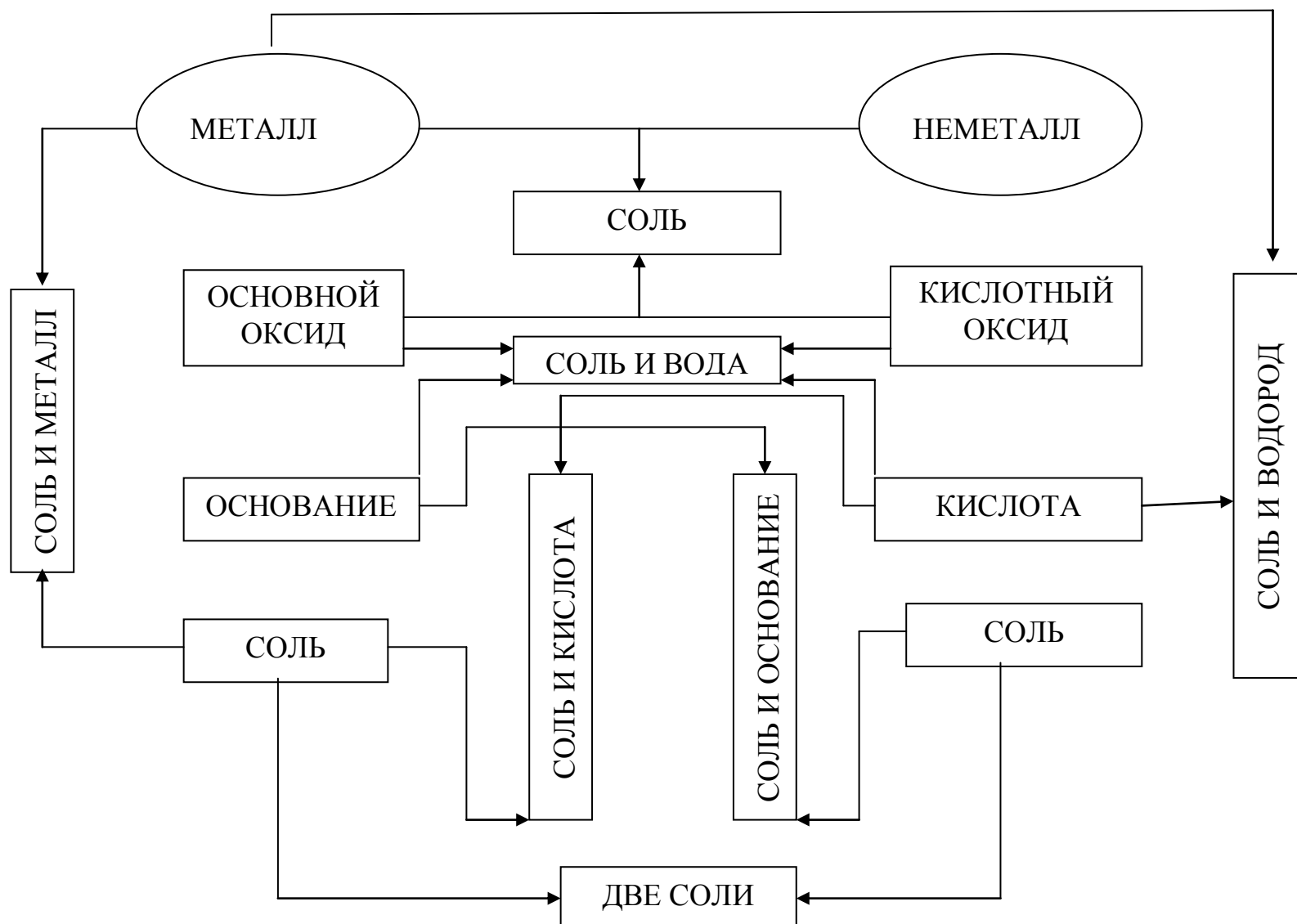


Рис. 1. Схема взаимодействий и превращений неорганических веществ

ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ №1

1. Написать уравнения реакции получения
2. На примере соединений охарактеризовать химические свойства соответствующего класса.
3. Написать ангидриды и кислотные остатки следующих кислот, назвать их.
4. Написать уравнения реакции получения всех возможных (средних, кислых и основных) солей из, назвать все соединения.

Вариант №1

1. Гидроксида бария, сернистой кислоты, йодида серебра.
2. Оксида углерода (IV), гидроксида алюминия, хлороводородной кислоты.
3. Кремниевой, марганцовой, йодоводородной.
4. а) гидроксида калия и ортофосфорной кислоты; б) гидроксида хрома (III) и азотной кислоты.

Вариант №2

1. Гидроксида магния, угольной кислоты, хромата бария.
2. Оксида алюминия, гидроксида калия, йодоводородной кислоты.
3. Сернистой, кремниевой, хлороводородной.
4. а) гидроксида калия и сероводородной кислоты; б) гидроксида свинца (II) и азотистой кислоты.

Вариант №3

1. Гидроксида меди (II), азотной кислоты, хлорида натрия.
2. Оксида цинка, соляной кислоты, сульфата меди.
3. Сероводородной, кремниевой, ортосурьмяной.
4. а) гидроксида натрия и угольной кислоты; б) азотной кислоты и гидроксида железа (III).

Вариант №4

1. Угольной кислоты, гидроксида натрия, сульфата кальция.
2. Гидроксида свинца, сероводородной кислоты, оксида серы (IV).
3. Угольной, азотной, титановой.
4. а) гидроксида натрия и кремниевой кислоты; б) фтороводородной кислоты и гидроксида алюминия.

Вариант №5

1. Гидроксида хрома (III), серной кислоты, хлорида свинца.
2. Оксида бария, силиката натрия, хлорной кислоты.
3. Сернистой, марганцовой, йодоводородной.
4. а) гидроксида меди (II) и серной кислоты; б) гидроксида натрия и кремниевой кислоты.

Вариант №6

1. Азотной кислоты, оксида цинка, гидроксида никеля (II).
2. Оксида цинка, хлорида кальция, гидроксида аммония.
3. Мышьяковой, серной, соляной.
4. а) гидроксида меди (II) и азотной кислоты; б) гидроксида калия и сероводородной кислоты.

Вариант №7

1. Азотистой кислоты, гидроксида железа (III), нитрата серебра.
2. Оксида цинка, серной кислоты, нитрата серебра.
3. Ортофосфорной, угольной, ванадиевой.
4. а) гидроксида цинка и серной кислоты; б) гидроксида калия и кремниевой кислоты.

Вариант №8

1. Гидроксид калия, кремниевой кислоты, карбоната магния.
2. Оксида кальция, гидроксида цинка, сульфата меди.
3. Сернистой, азотной, хлороводородной.
4. а) гидроксида цинка и соляной кислоты; б) гидроксида аммония и ортофосфорной кислоты.

Вариант №9

1. Гидроксида кальция, ортофосфорной кислоты, хлорида свинца(II).
2. Оксида мышьяка (III), гидроксида кальция, фосфорной кислоты.
3. Сероводородной, серной, оловянной.
4. а) гидроксида цинка и азотной кислоты; б) гидроксида калия и угольной кислоты.

Вариант №10

1. Гидроксида цинка, хлорной кислоты, сульфата бария.
2. Гидроксида калия, хромата калия, сернистой кислоты.
3. Циановодородной, хлорной, оловянной.
4. а) гидроксида натрия и ортосурьмяной кислоты; б) гидроксида хрома (III) и соляной кислоты.

Вариант №11

1. Гидроксида никеля (II), сероводородной кислоты, нитрата натрия.
2. Оксида фосфора (V), серной кислоты, хлорида алюминия.
3. Бромоводородной, кремниевой, азотной.
4. а) гидроксида меди (II) и бромоводородной кислоты; б) сернистой кислоты и гидроксида калия.

Вариант №12

1. Гидроксида аммония, сульфата цинка, сернистой кислоты.
2. Бромоводородной кислоты, оксида свинца (II), хлорида цинка.
3. Азотной, ортофосфористой, бромоводородной.

4. а) гидроксида калия и кремниевой кислоты; б) соляной кислоты и гидроксида магния.

Вариант №13

1. Гидроксида хрома (III), бромоводородной кислоты, сульфида аммония.
2. Оксида олова (II), гидроксида железа (III), нитрата бария.
3. Хромовой, азотной, фтороводородной.
4. а) гидроксида аммония и ортофосфорной кислоты; б) гидроксида хрома (II) и уксусной кислоты.

Вариант №14

1. Оксида хрома (III), сульфата аммония, гидроксида магния.
2. Оксида свинца (II), нитрата магния, гидроксида аммония.
3. Азотистой, сернистой, бромоводородной.
4. а) гидроксида калия и кремниевой кислоты; б) гидроксида кобальта (II) и фтороводородной кислоты.

Вариант №15

1. Гидроксида аммония, сульфата кобальта (II), азотной кислоты.
2. Оксида меди (II), гидроксида натрия, мышьяковой кислоты.
3. Угольной, ортофосфорной, циановодородной.
4. а) гидроксида железа (II) и хлороводородной кислоты; б) гидроксида калия и кремниевой кислоты.

Глава II. СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

2.1. Элементарное строение ядра атома. Изотопы. Изобары

Согласно современным представлениям науки, атом – это система, состоящая из положительно заряженного ядра, очень небольшого по сравнению с его размером, в окрестностях которого движутся отрицательно заряженные электроны. Величина заряда ядра атома совпадает с порядковым номером элемента в периодической системе Д. И. Менделеева.

Атом – частица электронейтральная, следовательно, число электронов, вращающихся вокруг ядра, должно уравнивать его заряд.

Наиболее проста схема строения атома водорода (порядковый номер 1). Его ядро имеет один элементарный положительный заряд, и вокруг ядра вращается один электрон.

Ядро атома водорода – элементарная частица, которую называют протоном.

Элементарные частицы характеризуются определенной массой и зарядом.

Название частицы	Обозначение частицы	Масса, г	Масса, а.е.м. (атомная единица массы)	Заряд, кулон	Заряд, электронная единица
Электрон	e	$9,1 \cdot 10^{-28}$	0,000549	$1,6 \cdot 10^{-19}$	-1
Протон	1_1p	$1,67 \cdot 10^{-24}$	1,007276	$1,6 \cdot 10^{-19}$	+1
Нейтрон	1_0n	$1,67 \cdot 10^{-24}$	1,006665	0	0

После открытия нейтрона советские ученые Д. Д. Иваненко и Е. Н. Гапон создали теорию, согласно которой ядро атома состоит из протонов и нейтронов.

Так как масса одного электрона в 1840 раз меньше массы одного протона или нейтрона, то можно считать, что практически масса атома сосредоточена в ядре.

$$A=Z+N,$$

где A – массовое число атома;

Z – порядковый номер;

N – количество нейтронов.

Например, у атома хлора на долю электронов приходится $0,000549 \times 17 = 0,009$ у. е., чем можно практически пренебречь.

В природе встречаются разновидности атомов, имеющие одинаковый заряд ядра, но различные массовые числа. Такие атомы называются изотопами данного элемента.

Изотопы известны почти у всех химических элементов. Например, кислород имеет изотоп с массовыми числами 16, 17, 18, т. е. $^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$, $^{18}_8\text{O}$. Вверху слева проставлены массовые числа (т.е. сумма протонов и нейтронов), а внизу – заряд ядра атома (т.е. количество протонов).

Следовательно, изотопы одного элемента имеют равное количество протонов, но различное количество нейтронов.

Атомная масса элемента есть средняя величина массовых чисел всех изотопов, взятых в процентном отношении, соответствующем их распространенности в природе. Поэтому атомная масса не является главной характеристикой атома, как считали в XIX столетии. Главной характеристикой служит положительный заряд ядра атома. Эта мысль подтверждается и существованием изобар.

Изобары – это атомы, имеющие одинаковые массовые числа, но различные величины зарядов ядер.

Например, атомы аргона $^{40}_{18}\text{Ar}$ и калия $^{40}_{19}\text{K}$, цинка $^{70}_{30}\text{Zn}$ и германия $^{70}_{32}\text{Ge}$ являются изобарами.

Таким образом, **элемент** – это вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядра. Положение элемента в периодической системе определяется зарядом ядра его атома.

2.2. Элементарные основы квантовой теории строения атома

Электрон имеет двойственную природу. Он обладает свойствами частицы (масса и заряд) и волны. Длина волны электрона в атоме имеет один порядок с размерами атома, т. е. движение электрона в атоме можно описывать с позиции его волновых свойств.

Быстро движущийся электрон может находиться в любой части пространства, окружающего ядро, и различные положения его рассматриваются как электронное облако с определенной плотностью отрицательного заряда. Электрон как бы «размазан» вокруг ядра в виде электронного облака.

Электронное облако – это квантово-механическая модель электрона в атоме. Плотность электронного облака неравномерна. Максимальная плотность отвечает наибольшей вероятности нахождения электрона в данной части атомного пространства. Электрон атома водорода образует электронное облако формы шара. Вблизи ядра электронная плотность практически равна нулю, т. е. электрон здесь почти не бывает. По мере удаления от ядра электронная плотность возрастает и достигает максимального зна-

чения на расстоянии $0,53 \text{ \AA}$, а затем постепенно падает. Значит, на расстоянии $0,53 \text{ \AA}$ от ядра наиболее вероятно нахождение движущегося электрона в атоме водорода. Чем прочнее связан электрон с ядром, тем более плотным по распределению заряда и меньшим по размеру должно быть электронное облако.

Электронное облако не имеет определенных, резко очерченных границ: даже на большом расстоянии от ядра существует некоторая, хотя и очень малая, вероятность обнаружения электрона.

Пространство вокруг ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона, называется орбиталью. В нем сосредоточено около 90% заряда и массы электрона.

2.2.1. Квантовые характеристики состояний электрона в атоме (квантовые числа)

Квантовая механика показывает, что электрон может находиться в любой точке вблизи ядра атома, но вероятность его пребывания в различных точках не одинакова.

Вся совокупность сложных движений электрона в атоме описывается четырьмя квантовыми числами: главным – n ; побочным, или орбитальным, – l ; магнитным – m_l ; и спиновым – s .

Главное квантовое число n определяет общую энергию электрона на данной орбитали и его удаленность от ядра. Оно может принимать значения целых положительных чисел, начиная с единицы ($n = 1, 2, 3 \dots \infty$). Под главным числом, равным ∞ , подразумевают, что атому сообщена энергия, достаточная для полного отделения электрона от ядра (ионизация атома). Наименьшей энергией электрон обладает при $n = 1$; с увеличением n энергия электрона возрастает.

Состояние электрона, характеризующееся определенным значением главного квантового числа, принято называть энергетическим уровнем электрона в атоме. При $n = 1$ электрон находится на первом энергетическом уровне, $n = 2$ электрон находится на втором энергетическом уровне и т. д.

Главное квантовое число определяет размеры электронного облака. Большому значению главного квантового числа n соответствует высокая энергия электрона в атоме. Электроны с одинаковым значением главного квантового числа образуют в атоме электронные облака приблизительно одинаковых размеров, поэтому можно говорить о существовании в атоме электронных слоев или электронных оболочек, отвечающих определенным значениям главного квантового числа.

Таким образом, электронная оболочка атома состоит из нескольких энергетических уровней.

Энергетические уровни электронов в порядке их удаления от ядра атома обозначают цифрами: 1, 2, 3, 4, 5 ... или буквами: K, L, M, N, O... .

Цифровые значения энергетических уровней и главных квантовых чисел совпадают.

Форма электронного облака не может быть произвольной. Она определяется орбитальным квантовым числом l (его также называют побочным), которое может принимать целочисленные значения от 0 до $n-1$, где n – главное квантовое число.

Состояние электрона, характеризующееся различными значениями l , принято называть энергетическими подуровнями электрона в атоме и обозначать буквами: s, p, d, f.

Число возможных энергетических подуровней строго определено и численно равно главному квантовому числу:

n	l	подуровни
1	0	1s
2	0, 1	2s 2p
3	0, 1, 2	3s 3p 3d
4	0, 1, 2, 3	4s 4p 4d 4f

Рассчитано, что s – электроны (при $l = 0$) занимают орбитали в форме шара; p – электроны (при $l = 1$) – в форме гантели; d – электроны – в форме «четырёхлепестковой» розетки; а f – электроны образуют еще более сложные облака.

Магнитное квантовое число – m_l . Энергия электрона зависит также от расположения орбитали по отношению к внешнему магнитному полю. Положение шарообразного s-облака не влияет на изменение энергии. p-орбитали, имеющие форму гантелей, располагаются перпендикулярно друг к другу по осям декартовых координат. В соответствии с направлением координат p-орбитали обозначаются: p_x , p_y , p_z .

Число различных расположений орбиталей в пространстве определяется магнитным квантовым числом m_l . Для каждого данного значения побочного квантового числа l магнитное квантовое число принимает все целочисленные значения от $+l$ через 0 до $-l$.

Подуровень	$l = 1$	m_l	Число орбиталей
s	0	0	1
p	1	+1, 0, -1	3
d	2	+2, +1, 0, -1, -2	5
f	3	+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3	7

Вообще, некоторому значению l соответствует $2l + 1$ возможных значений магнитного квантового числа, т. е. $2l + 1$ возможных расположений электронного облака в пространстве.

Главное квантовое число n , побочное квантовое число l , магнитное квантовое число m_l характеризуют движение электрона относительно ядра атома. Состояние электрона в атоме, характеризующееся определенными

значениями квантовых чисел n , l и m_l , т.е. определенными размерами, формой и ориентацией в пространстве электронного облака, получило название атомной электронной орбитали. Количество подуровней на энергетическом уровне равно номеру уровня, количество орбиталей на подуровне всегда нечетное (1, 3, 5, 7 ...).

Спиновое квантовое число s . В результате вращения вокруг собственной оси электрон обладает собственным моментом количества движения, которое характеризуется спиновым квантовым числом (от англ. «spin» – вращение) – m_s или просто s .

Спиновое квантовое число может иметь лишь два значения $+1/2$ или $-1/2$ (грубо можно представить вращение электрона вокруг своей оси по часовой стрелке и против часовой стрелки). Значение спинового квантового числа не зависит от других квантовых чисел.

2.2.2. Максимальное количество электронов на уровне, подуровне, орбитали. Принцип Паули

В 1925 г. швейцарский физик В. Паули установил правило, названное впоследствии принципом Паули (или запретом Паули): в атоме не может быть двух электронов, обладающих одинаковыми свойствами.

Зная, что свойства электронов характеризуются квантовыми числами, принцип Паули можно сформулировать и таким образом: в атоме не может быть даже двух электронов с одинаковыми значениями всех (четырех) квантовых чисел.

Хотя бы одно из квантовых чисел n , l , m_l или s должно обязательно отличаться. Так, электроны с одинаковыми квантовыми числами n , l и m_l должны обязательно различаться спинами. Следовательно, на одной орбитали могут быть только 2 электрона с противоположно направленными спинами.

Так как спин имеет только два значения, а количество орбиталей на подуровне равно $(2l + 1)$, то максимальное число электронов в каждом подуровне можно подсчитать по формуле $2(2l + 1)$.

Отсюда максимальное число электронов:

в подуровне s ($l = 0$) равно $2 (s^2)$;

в подуровне p ($l = 1$) равно $6 (p^6)$;

в подуровне d ($l = 2$) равно $10 (d^{10})$;

в подуровне f ($l = 3$) равно $14 (f^{14})$.

Таким образом, исходя из принципа Паули, и были произведены расчеты максимального числа электронов в атоме. Результаты расчетов приведены в таблице 3.

В таблице представлено распределение электронов в многоэлектронных атомах, максимальное число электронов на уровнях и подуровнях.

Максимальное количество электронов на каждом энергетическом уровне может быть рассчитано по формуле, предложенной Паули:

$$N = 2n^2,$$

где N – максимальное число электронов на энергетическом уровне;
 n – номер энергетического уровня или главное квантовое число.

Таким образом, предельное число электронов на энергетических уровнях может быть следующим:

на первом уровне – 2	на третьем уровне – 18
на втором уровне – 8	на четвертом уровне – 32.

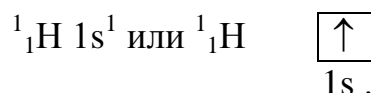
Более 32 электронов на одном уровне ни у одного элемента не известно.

Кроме того, установлено, что число электронов на последнем энергетическом уровне (наружный электронный слой) не превышает восьми (исключение палладий), а на предпоследнем – восемнадцати.

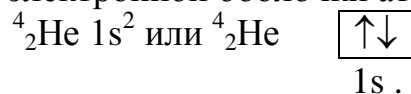
2.2.3. Электронная формула. Электронная структура атомов

Чтобы записать электронную формулу любого атома, необходимо помнить, что первый электронный слой или энергетический уровень состоит из одного подуровня – $1s$; второй – из двух подуровней – $2s$ и $2p$; третий – из трех подуровней – $3s$, $3p$, $3d$ и т. д. Подуровень, в свою очередь, делится на квантовые ячейки (энергетические состояния). Ячейку принято изображать прямоугольником \square . Направление спина электрона обозначают стрелкой \uparrow (если $s = +1/2$) или \downarrow (если $s = -1/2$).

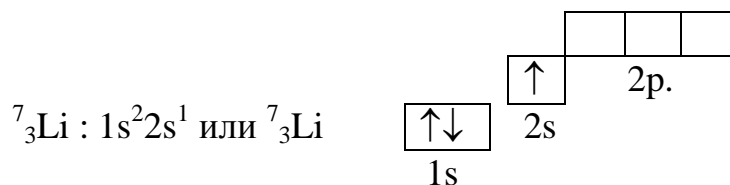
В соответствии с этим электронную формулу атома водорода можно представить:



Строение электронной оболочки атома гелия можно записать:



Третий электрон лития, согласно принципу Паули, уже находится в состоянии $2s$:



У берилия 4 электрона:

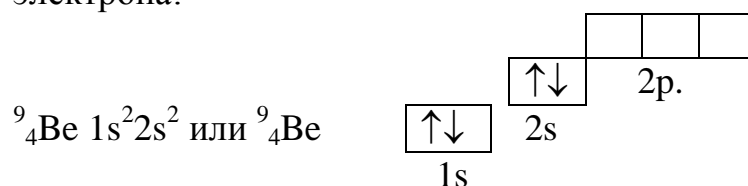
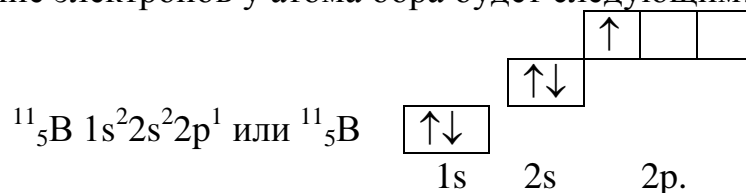


Таблица 2

Максимальное число электронов в атомах элементов на уровнях и подуровнях

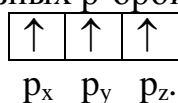
Номер уровня – n (главное квантовое число)		1			2			3						4																	
ПОДУРОВЕНЬ	Значение побочного квантового числа – l = 0, 1, 2, 3, ... (n – 1)	0	0	1			0	1			2			0	1			2			3										
	Буквенное обозначение подуровня	s	s	P			s	p			D			s	p			D			f										
Возможные орбитали. Приведены значения соответствующих им магнитных квантовых чисел – m _l : m _l = -l, ... -1, 0, +1, ... +l		0	0	1	0	1	0	1	0	1	2	1	0	1	2	0	1	0	1	2	1	0	1	2	3	2	1	0	1	2	3
Максимальное число электронов на орбитали (по 2 электрона с различными спинами m _s)		2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	
Максимальное число электронов на подуровнях, равное 2(2l + 1)		2	2	6			2	6			10			2	6			10			14										
Максимальное число электронов на уровне N = 2n ²		2	8			18						32																			
Форма записи электронов одного уровня (для максимального числа электронов)		1s ²	2s ² 2p ⁶			3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰						4s ² 4p ⁶ 4d ¹⁰ 4f ¹⁴																			

Распределение электронов у атома бора будет следующим:

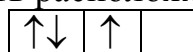


Чтобы дать строение атома углерода, азота, кислорода, фтора, неона с учетом четырех квантовых чисел, необходимо знать правило Хунда: при данном значении l (в пределах определенного подуровня) электроны располагаются таким образом, чтобы суммарный спин был максимальным.

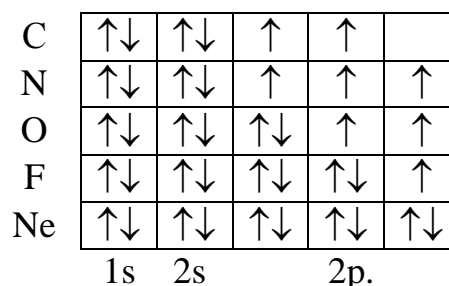
Если, например, в трех p-ячейках атома азота необходимо распределить три электрона, то они будут располагаться каждый в отдельной ячейке, т. е. размещаться на трех разных p-орбиталях:



В этом случае сумарный спин равен $3/2$, т. е. $\Sigma_s = +1/2 + 1/2 + 1/2 = 3/2$. Эти три электрона не могут быть расположены таким образом:

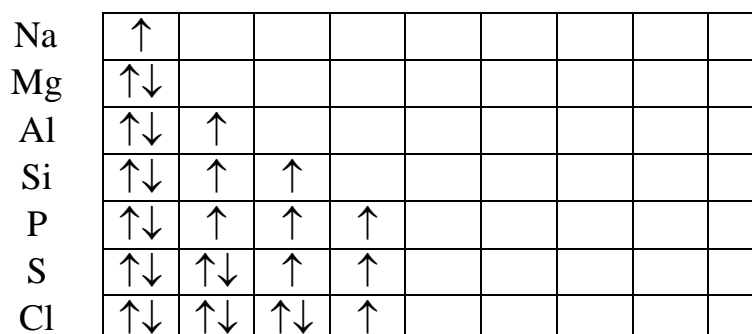


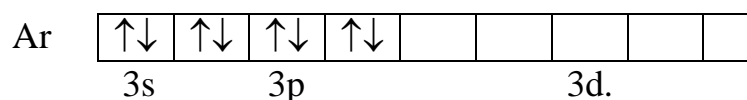
потому что тогда суммарный спин $\Sigma_s = +1/2 - 1/2 + 1/2 = 1/2$, следовательно, электроноструктурные формулы ${}_6\text{C}$, ${}_7\text{N}$, ${}_8\text{O}$, ${}_9\text{F}$, ${}_{10}\text{Ne}$ будут иметь такой вид:



С добавлением десятого электрона у атома неона завершается структура второго энергетического уровня (максимальное количество электронов на втором уровне 8).

Следовательно, одиннадцатый электрон (у атома натрия) будет занимать положение $3s^1$. И далее идет заполнение третьего энергетического уровня. Электронная структура внешнего энергетического уровня у атомов ${}_{11}\text{Na}$, ${}_{12}\text{Mg}$, ${}_{13}\text{Al}$, ${}_{14}\text{Si}$, ${}_{15}\text{P}$, ${}_{16}\text{S}$, ${}_{17}\text{Cl}$, ${}_{18}\text{Ar}$ будет следующей:

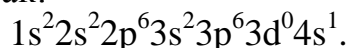




Сопоставив электронно-структурные формулы рассмотренных элементов с их положением в периодической системе, нетрудно увидеть, что номер периода, в котором расположен элемент, соответствует количеству энергетических уровней в атоме. Атомы водорода ($1s^1$) и гелия ($1s^2$) находятся в первом периоде и их электроны располагаются на первом энергетическом уровне. Атомы Li, Be, B, C, N, O, F, Ne находятся во втором периоде, и их электроны располагаются на двух энергетических уровнях (см. их электронную формулу).

Атом натрия начинает третий период – у него начинается застройка третьего энергетического уровня.

Атом калия расположен в четвертом периоде. По аналогии с вышеуказанным мы вправе предполагать, что девятнадцатый электрон, появившийся в атоме калия, займет положение $4s$. И действительно, электронная формула элемента выглядит так:



Почему девятнадцатый электрон занимает положение $4s$, а не $3d$, оставшееся свободным? Ответ на этот вопрос можно получить из расчета, опираясь на принцип наименьшей энергии.

2.2.4. Принцип наименьшей энергии

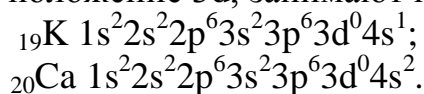
Советский ученый В. М. Клечковский внес большой вклад в разработку этого принципа.

В атоме каждый электрон располагается так, чтобы его энергия была минимальной.

Энергия электрона в основном определяется главным квантовым числом n и побочным квантовым числом l , поэтому сначала заполняются те подуровни, для которых сумма значений квантовых чисел n и l является меньшей.

подуровень	$(n + l)$
3d	$3 + 2 = 5$
4s	$4 + 0 = 4$
4p	$4 + 1 = 5$
5s	$5 + 0 = 5$

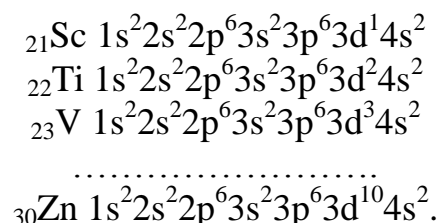
Следовательно, наименьшей энергией характеризуется положение $4s$. Поэтому электроны, минуя положение $3d$, занимают положение $4s$:



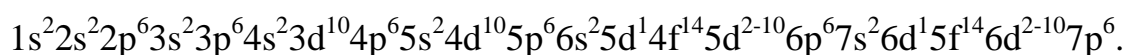
Когда для двух подуровней суммы значений n и l равны, сначала идет заполнение подуровня с меньшим значением n . Например, если на подуровнях $3d$, $4p$, $5s$ сумма значений n и l равна 5, то в этом случае про-

исходит сначала заполнение подуровней с меньшим значением n , т. е. $3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s$. Таким образом, двадцать первый электрон у атома скандия займет положение $3d$.

Поскольку на 5 орбиталях $3d$ подуровня могут разместиться 10 электронов, у десяти элементов четвертого периода (Sc – Zn) при сохранении двух электронов на внешнем уровне ($4s$) происходит заполнение $3d$ подуровня:



Заполнение энергетических уровней и подуровней происходит в соответствии со шкалой энергии, определенной опытным путем, в такой последовательности:



2.2.5. s-, p-, d- семейства

В зависимости от того, какой подуровень заполняется электронами, все элементы делятся на семейства.

1. Элементы, в атомах которых заполняется электронами s-подуровень внешнего уровня, называются s-элементами. Каждый уровень начинается с s-подуровня, следовательно, каждый период начинается с s-элементов. На s-подуровне возможны только два электрона, следовательно, в каждом периоде только 2 элемента s-семейства. Элементы s-семейства составляют главные подгруппы I и II групп периодической системы.

2. Элементы, в атомах которых заполняется электронами p-подуровень внешнего уровня, называются p-элементами. Это элементы главных подгрупп III – VIII групп. Шесть электронов на p-подуровне любого энергетического уровня – шесть элементов в p-семействе каждого со 2-го по 7-й периоды.

3. Элементы, в атомах которых заполняется электронами d-подуровень второго снаружи уровня, а на внешнем уровне остается два или один (у Pd – ноль) электрон, называются d-элементами. К ним относятся элементы побочных подгрупп I – VIII групп. В каждом d-семействе по 10 электронов, так как на d-подуровне можно разместить 10 электронов.

2.3. Периодическая система и периодический закон Д.И. Менделеева в свете современных представлений о строении атома

Современная наука формулирует **периодический закон Д. И. Менделеева** следующим образом: Свойства химических элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра их атома.

Для изучающих химию наибольшее значение имеет такая формулировка периодического закона: свойства химических элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от электронной структуры их атомов.

Периодичность электронного строения элементов проявляется в том, что через определенное количество элементов снова повторяются s-, p-, d-элементы с одинаковой конфигурацией электронных подуровней.

Период – последовательный ряд элементов, в атомах которых происходит заполнение одинакового числа квантовых слоев. При этом номер периода, в котором находится элемент, совпадает со значением главного квантового числа n внешнего квантового слоя, т. е. с количеством энергетических уровней. Различие в последовательности заполнения слоев объясняет причину различной длины периодов (2, 8, 8, 18, 18 и 32 элемента).

Группа объединяет элементы по числу валентных электронов. Номер группы соответствует высшей валентности элемента. Количество групп – восемь – соответственно с максимально возможным количеством электронов на внешнем энергетическом уровне (правило «восьмерки» выведено русским химиком и революционером Н. А. Морозовым). Группы делятся на подгруппы. В главную подгруппу входят элементы s- и p- семейства; в побочную – элементы d- семейства; f- элементы вынесены в отдельную строку, тогда как по свойствам должны соответствовать III группе побочной подгруппы.

Элементы главной подгруппы VIII группы называют инертными газами, так как они имеют устойчивую восьмиэлектронную структуру внешнего энергетического уровня. Все другие элементы стремятся достичь подобной им устойчивой структуры, отдавая или присоединяя электроны. Все s-, d- и f- элементы обладают металлическими свойствами, так как имеют на внешнем уровне не больше двух электронов и склонны их отдавать (восстановители). Неметаллы способны присоединять электроны (окислители), следовательно, их следует искать в p-семействе (больше четырех электронов на внешнем уровне). Остальные элементы p-семейства проявляют амфотерные свойства.

Периодичность электронных структур элементов приводит к периодическому изменению ряда физических и химических свойств элементов, в

частности атомных радиусов, потенциалов ионизации, сродства к электрону.

В пределах периода атомный радиус уменьшается, так как заряд ядра увеличивается при неизменном количестве энергетических уровней.

В группах атомные радиусы обычно увеличиваются с нарастанием заряда ядра, так как увеличивается количество электронных слоев. Это наблюдается у щелочных и щелочноземельных металлов, у галогенов, у элементов главных подгрупп. В побочных подгруппах (d-элементы) атомные радиусы отличаются мало, а у d-элементов V и VI периодов почти одинаковы.

Потенциал ионизации – это работа, необходимая для удаления электрона из одиночного атома на бесконечно большое расстояние. При переходе по периоду слева направо потенциал ионизации закономерно увеличивается, что объясняется большой ролью силы притяжения увеличивающегося заряда ядра по сравнению с взаимным отталкиванием электронов. Уменьшение потенциала ионизации в группах объясняется увеличением атомного радиуса, ослаблением силы притяжения электрона к ядру.

Сродство к электрону – это энергия, которая выделяется (или поглощается) при присоединении электрона к нейтральному атому с превращением его в отрицательный ион. В периодах сродство к электрону растет с увеличением количества внешних электронов, а в группах уменьшается.

Полусумма энергии ионизации и сродство к электрону называется электроотрицательностью. Для удобства вместо абсолютных значений в кДж/моль·ат или эВ/ат используют значение относительной электроотрицательности (ОЭО). В пределах периода по мере усложнения структур атомов величина ОЭО растет; наименьшая ОЭО у щелочных металлов, наибольшая у галогенов. В группах ОЭО уменьшается с увеличением радиуса атома. Следовательно, самый электроотрицательный элемент периодической системы должен находиться в конце периода и в начале группы. Это фтор – VII группа, II период. Самой меньшей электроотрицательностью обладает франций – I группа, VII период.

Учитывая закономерность изменения ОЭО, нетрудно видеть, что если в периодической системе провести диагональ от бора к астату, то р-элементы, оказавшиеся правее и выше этой диагонали, проявляют большую ОЭО, т. е. являются неметаллами, а р-элементы, оказавшиеся левее и ниже ее, проявляют металлические свойства, р-элементы, оказавшиеся на диагонали, амфотерны.

2.4. Характеристика элементов по их положению в периодической системе Д.И.Менделеева

Характеристики элемента включают определение его свойств (металл или неметалл), валентностей, степеней окисления, составление простейших соединений. При этом рекомендуется придерживаться следующего плана:

1. Исходя из положения элемента в периодической системе составить его электронную формулу. Следует помнить:

- общее количество электронов соответствует порядковому номеру элемента;
- количество энергетических уровней в атоме соответствует номеру периода;
- количество валентных электронов соответствует номеру группы;
- у элементов s- и p- семейств все валентные электроны располагаются на внешнем энергетическом уровне, у элементов d- семейства – на внешнем уровне не больше двух электронов, остальные валентные электроны – на d-подуровне предвнешнего энергетического уровня;
- по количеству внешних электронов определить металл или неметалл.

2. Составить электронно-структурную формулу расположения валентных электронов: для элементов s- и p- семейств рисовать внешний энергетический уровень, для d- элементов – внешний и d- подуровень предвнешнего энергетического уровня.

3. По количеству неспаренных валентных электронов определить валентность элемента в невозбужденном состоянии ($\min V$). Необходимо помнить, что у d- элементов, в первую очередь, в образовании связи будут участвовать внешние электроны. Таким образом, минимальная валентность d- элементов определяется количеством электронов на s- подуровне внешнего энергетического уровня. Максимальная валентность d-элементов определяется общим количеством одиночных электронов в возбужденном состоянии и, как правило, соответствует номеру группы.

4. По наличию свободных орбиталей на внешнем энергетическом уровне определить возможность распаривания электронных пар, т. е. перехода атома в возбужденное состояние. По количеству неподеленных электронных пар определить количество возбужденных состояний.

5. Указать степени окисления, соответствующие каждой валентности. Степень окисления – это формальный заряд, который принял бы атом, если бы отдал или присоединил соответствующее количество электронов.

- отрицательная степень окисления характерна только для неметаллов, как правило, соответствует минимальной валентности (исключение – главная подгруппа IV группы);

- положительные степени окисления соответствуют всем валентностям элемента.

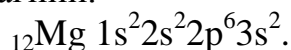
6. Дать примеры простейших соединений элемента соответственно каждой степени окисления:

- для отрицательной степени окисления – соединение с водородом;
- для положительных – с кислородом.

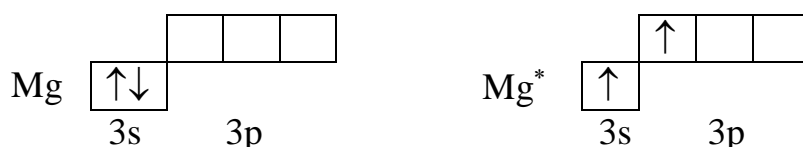
7. Указать характер оксидов: кислотный, основной или амфотерный. Учесть, что у d- элементов низший оксид имеет основной характер, высший – кислотный, а промежуточные – амфотерный. Написать формулы и названия соответствующих гидроксидов.

Пример 1.

Элемент s- семейства – магний.



Mg - металл, так как на внешнем уровне 2 электрона.

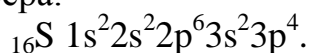


Mg может иметь одно возбужденное состояние. В возбужденном состоянии два неспаренных электрона, следовательно, валентность равна 2. Ей соответствует степень окисления +2.

Пример соединения $\text{Mg}^{+2}\text{O}^{-2}$ – основной оксид. Ему соответствует $\text{Mg}(\text{OH})_2$ – гидроксид магния.

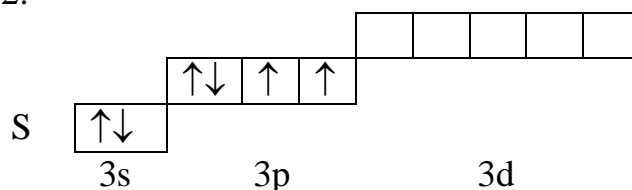
Пример 2.

Элемент p- семейства – сера.



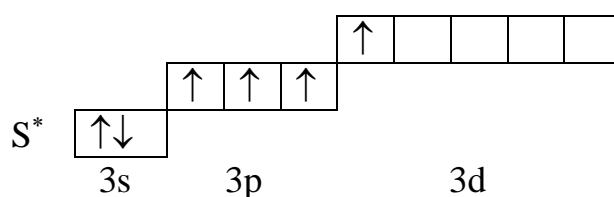
S – неметалл, так как на внешнем уровне более 4 электронов (6 электронов).

Min B = 2.

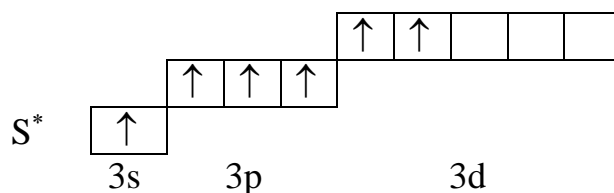


Степень окисления –2, +2. Примеры соединений: $\text{H}_2^{+1}\text{S}^{-2}$, ($\text{S}^{+2}\text{O}^{-2}$ – неустойчив).

Атом серы может иметь два возбужденных состояния (две неподеленных электронных пары на внешнем уровне).



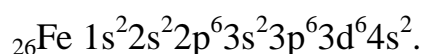
$V = 4$, степень окисления +4. $S^{+4}O_2^{-2}$ – кислотный оксид; H_2SO_3 – сернистая кислота.



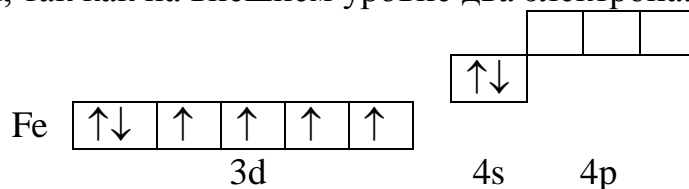
Max $V = 6$, так как больше возбуждение не возможно, степень окисления +6. $S^{+6}O_3^{-2}$ – кислотный оксид; H_2SO_4 – серная кислота.

Пример 3.

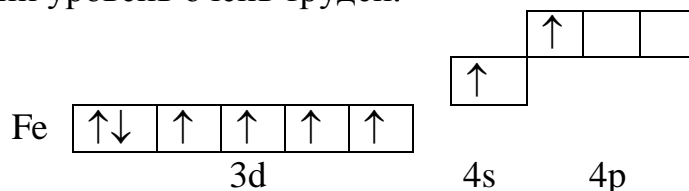
Элемент d- семейства – железо.



Металл, так как на внешнем уровне два электрона.



Возможно одно возбужденное состояние, так как неподеленная электронная пара на d- подуровне не может распариваться из-за отсутствия свободных орбиталей на 3-м энергетическом уровне, а переход на другой энергетический уровень очень труден.



Min $V = 2$, степень окисления +2;

$Fe^{+2}O^{-3}$ – основной оксид;

$Fe(OH)_2$ – гидроксид железа (II).

Max $V = 6$, степень окисления +6.

FeO_3 – кислотный оксид;

H_2FeO_4 – железная кислота.

Известный оксид Fe_2O_3 имеет амфотерный характер.

ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ №2

Дать характеристику, исходя из положения в периодической системе, следующих элементов s-, p-,d- семейств... Написать уравнения реакций, характеризующих свойства высших оксидов каждого элемента.

1. Литий, кремний, железо.
2. Бериллий, бром, марганец.
3. Барий, мышьяк, ванадий.
4. Стронций, селен, хром.
5. Калий, фосфор, вольфрам.
6. Магний, йод, молибден.
7. Кальций, висмут, ванадий.
8. Натрий, сурьма, вольфрам.
9. Барий, теллур, марганец.
10. Цезий, хлор, ниобий.
11. Магний, сурьма, хром.
12. Кальций, германий, рений.
13. Калий, олово, ванадий.
14. Натрий, мышьяк, молибден.
15. Рубидий, бром, вольфрам.

Глава III. КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Химическая кинетика изучает скорости и механизмы химических превращений. Скорость гомогенной реакции измеряется изменением концентрации реагирующих веществ в единицу времени. Она зависит от многих факторов, важнейшими из которых являются: природа реагирующих веществ, их концентрация, температура, давление (для газов), катализаторы.

Основной закон химической кинетики - **закон действующих масс: скорость химической реакции прямопропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ**

$$\text{Если } m \cdot A + n \cdot B = C, \text{ то } V = k \cdot C_A^m \cdot C_B^n,$$

где k – коэффициент пропорциональности, называемый константой скорости реакции;

C_A и C_B – концентрации веществ, могут обозначаться также $[A]$ и $[B]$;

m и n – коэффициенты в уравнении реакции.

Пример 1. *Вычисление скорости реакции по концентрациям реагирующих веществ.*

Реакция между веществами А и В протекает по уравнению:



Концентрация вещества А равна 6 моль/л, а вещества В равна 5 моль/л. Константа скорости реакции равна 0,5. Вычислите скорость химической реакции в начальный момент и в тот момент, когда в реакционной смеси останется 45% вещества В.

Решение:

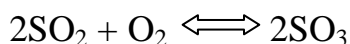
Согласно закону действующих масс в начальный момент $v = 0,5 \cdot 6^2 \cdot 5 = 90,0$ моль/л·сек.

По истечении некоторого времени в реакционной смеси останется 45% вещества В, т. е. $C_B = 5 \cdot 45/100 = 2,25$ моль/л. Следовательно, в реакцию вступило $5 - 2,25 = 2,75$ моль вещества В. Так как 1 моль вещества В взаимодействует с 2 моль вещества А, последнее вступило в реакцию $2,75 \cdot 2 = 5,5$ моль. Значит, к данному моменту $C_A = 6 - 5,5 = 0,5$ моль. Следовательно, $v_2 = 0,5 \cdot (C_A)^2 \cdot C_B = 0,5 \cdot (0,5)^2 \cdot 2,25 = 0,28$ моль/л·сек.

Пример 2. *Влияние давления на скорость химической реакции в газовой фазе.*

Как изменится скорость реакции между сернистым ангидридом и кислородом, если увеличить общее давление в три раза?

Решение:



Пусть $[SO_2] = a$, $[O_2] = b$, тогда $v_1 = k[SO_2]^2 \cdot [O_2] = ka^2 \cdot b$.

Увеличить общее давление в системе можно за счет сжатия, т. е. уменьшения объема. При уменьшении объема в 3 раза концентрация каждого из веществ увеличится в 3 раза, тогда

$$v_2 = k(3a)^2 \cdot (3b) = 27ka^2 \cdot b = 27v_1.$$

Таким образом, скорость реакции между сернистым газом и кислородом при увеличении давления в 3 раза увеличится в 27 раз.

Пример 3. Изменение скорости реакции при изменении температуры.

Во сколько раз увеличится скорость реакции при увеличении температуры на 40° , если температурный коэффициент реакции равен 3?

Решение:

Зависимость скорости химической реакции от температуры выражается эмпирическим правилом Вант-Гоффа, согласно которому при увеличении температуры на 10° скорость большинства реакций увеличивается в 2-4 раза. Число, показывающее, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 10° , называется **температурным коэффициентом**.

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{(t_2 - t_1) / 10},$$

где V_{t_1} и V_{t_2} – скорости химической реакции при температурах t_1 и t_2 ;

γ – температурный коэффициент.

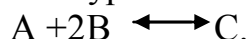
В данном случае $t_2 - t_1 = 40$, а $\gamma = 3$, следовательно, $V_{t_2} = V_{t_1} \cdot 3^{40/10} = V_{t_1} \cdot 3^4$.

Таким образом, скорость данной реакции при увеличении температуры на 40° возросла в 81 раз.

Если реакция обратима, то рано или поздно устанавливается **равновесие** – момент равенства скоростей прямой и обратной реакций. В этот момент отношение произведения концентрации веществ, полученных в результате реакции, к произведению концентрации веществ, взятых для реакции, есть величина постоянная, называемая **константой химического равновесия** для данной реакции.

Пример 4. Вычисление константы равновесия по равновесным концентрациям реагирующих веществ и определение их исходных концентраций.

Обратимая реакция выражается уравнением



При установившемся равновесии концентрации участвующих в реакции веществ равнялись:

$$C_A = 0,6 \text{ моль/л}, C_B = 1,2 \text{ моль/л}, C_C = 2,13 \text{ моль/л}.$$

Вычислите константу равновесия и исходные концентрации вещества А и В.

Решение:

$$K_p = C_C / C_A \cdot (C_B)^2$$

$$K_p = [C_C] / [A][B]^2 = 2,16 / 0,6 \cdot (1,2)^2 = 2,5.$$

Чтобы определить исходные концентрации вещества А и В, нужно учесть, что для получения 1 моль вещества С, согласно уравнению реакции, расходуется 1 моль вещества А и 2 моль вещества В. Следовательно, на образование 2,16 моль вещества С израсходовано 2,16 моль вещества А и в 2 раза больше вещества В – 4,32 моль. Таким образом, исходные концентрации

$$[A]_{\text{исх.}} = [A]_{\text{равн.}} + [A]_{\text{израсх.}} = 0,6 + 2,16 = 2,76 \text{ моль/л,}$$

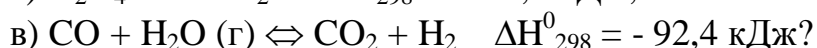
$$[B]_{\text{исх.}} = [B]_{\text{равн.}} + [B]_{\text{израсх.}} = 1,2 + 4,32 = 5,54 \text{ моль/л.}$$

При неизменных условиях состояние равновесия может сохраняться сколь угодно долго.

Если на систему, находящуюся в состоянии подвижного химического равновесия, оказано какое-либо внешнее воздействие, равновесие сдвигается в сторону той реакции, которая ослабит оказанное воздействие (принцип Ле-ШАТЕЛЬЕ).

Пример 5. Влияние изменения температуры и давления на смещение химического равновесия.

Как повлияет понижение температуры и давления на равновесие следующих обратимых реакций:



Решение:

Согласно принципу Ле-Шателье, понижение температуры ведет к смещению равновесия в сторону экзотермической реакции. Реакция а) идет с поглощением тепла, следовательно, понижение температуры сместит равновесие в сторону обратного процесса. Реакция в) идет с выделением тепла, следовательно, понижение температуры сместит равновесие в сторону прямой реакции.

При понижении давления равновесие будет смещаться в сторону той реакции, в которой образуется большее количество молекул, т. е. создается большее давление. В уравнении а) в прямой реакции получается 2 молекулы, а в обратной одна, следовательно, при понижении давления равновесие сместится в сторону прямой реакции. В уравнении в) в прямой реакции образуется 2 молекулы и в обратной 2 молекулы, следовательно, изменение давления не вызовет сдвига равновесия.

ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ №3

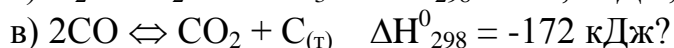
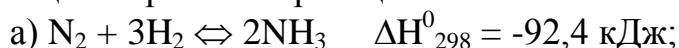
Вариант №1

1. Константа равновесия для реакции



равна единице. Исходные концентрации: оксида углерода (IV) - 2 моль/л, а водорода – 8 моль/л. Рассчитать, при каких концентрациях всех четырех веществ установится равновесие.

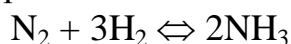
2. Как повлияет изменение давления и температуры на равновесие следующих обратимых реакций:



3. При температуре 20⁰ реакция протекает за 2 мин. За какое время пройдет эта реакция при 100⁰С, если температурный коэффициент равен 2?^{*}

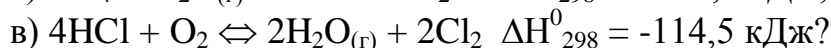
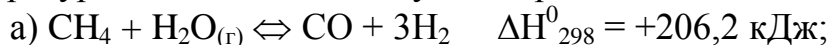
Вариант №2

1. Константа равновесия реакции



равна 0,1. Равновесные концентрации: водорода - 0,6 моль/л, аммиака - 0,8 моль/л. Вычислите начальную и равновесную концентрации азота.

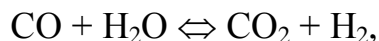
2. В сторону какой реакции сместится равновесие при увеличении температуры и давления в следующих равновесных системах:



3. При температуре 25⁰С реакция протекает за 2 мин 30 сек, при температуре 45⁰С – за 37,5 сек. Вычислить температурный коэффициент реакции.*

Вариант №3

1. Исходные концентрации оксида углерода (II) и паров воды соответственно равны 0,8 моль/л. Вычислить равновесные концентрации CO, H₂O, H₂ в системе



если равновесная концентрация CO₂ оказалась равной 0,5 моль/л. Чему равна константа равновесия реакции?

2. В сторону какой реакции сместится равновесие при уменьшении температуры и давления в следующих равновесных системах:



2. Температурный коэффициент реакции равен 2,5. При температуре 55⁰С реакция протекает за 30 сек. За какое время пройдет эта реакция при 25⁰С?^{*1}

* см. стр. 41

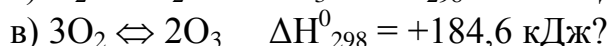
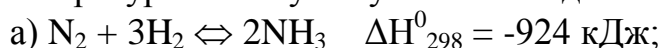
Вариант №4

1. При некоторой температуре константа равновесия термической диссоциации



равна 0,26. Равновесная концентрация оксида азота (IV) равна 0,28 моль/л. Вычислить равновесную и первоначальную концентрацию N_2O_4 . Сколько процентов этого вещества протиссациировало к моменту равновесия?

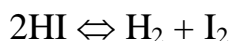
2. В сторону какой реакции сместится равновесие в случае уменьшения температуры и в случае увеличения давления в следующих системах:



3. При температуре 20°C реакция протекает за 8 мин. При какой температуре эта реакция будет протекать за 120 сек, если температурный коэффициент ее равен 2?*

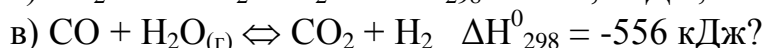
Вариант №5

Исходная концентрация йодоводорода равна 5 моль/л, константа равновесия



равна 1. Вычислить равновесную концентрацию йода.

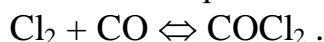
2. В сторону какой реакции сместится равновесие в случае увеличения температуры и в случае уменьшения давления в следующих равновесных системах:



3. Температурный коэффициент реакции равен 3. При температуре 100°C реакция протекает за 15 сек. При какой температуре эта реакция пройдет за 2 мин 15 сек?*

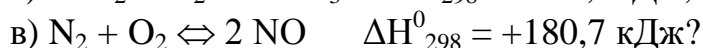
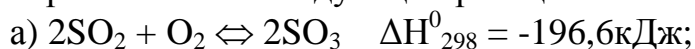
Вариант №6

1. При синтезе фосгена имеет место равновесие реакции:



Равновесные концентрации соответственно равны $[\text{Cl}_2] = 2,5$ моль/л, $[\text{CO}] = 1,8$ моль/л, $[\text{COCl}_2] = 3,2$ моль/л. Определите исходные концентрации хлора и оксида углерода.

2. Как повлияет изменение давления и температуры на сдвиг химического равновесия в следующих реакциях:

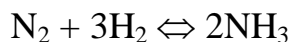


* скорость реакции считать величиной, обратной времени ($v = 1/\tau$).

3. При температуре 80°C реакция протекает за 1 мин. За какое время пройдет эта реакция при 40°C , если температурный коэффициент ее равен 3?*

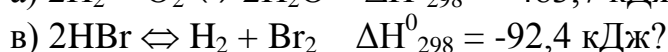
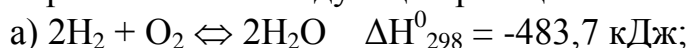
Вариант №7

1. При состоянии равновесия в системе



концентрация азота равна 3 моль/л, водорода – 9 моль/л, аммиака – 4 моль/л. Определите исходные концентрации азота и водорода.

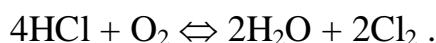
2. Как повлияет повышение температуры и давления на сдвиг химического равновесия в следующих реакциях:



3. При температуре 25°C реакция протекает за 81 мин. При какой температуре эта реакция пройдет за 1 мин, если температурный коэффициент ее равен 3?*

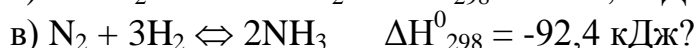
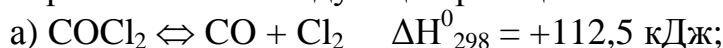
Вариант №8

1. При соответствующих условиях хлористый водород окисляется кислородом по уравнению:



Концентрация хлора в момент равновесия равна 0,2 моль/л, концентрация хлороводорода – 0,1 моль/л. Определить исходные концентрации хлороводорода и кислорода.

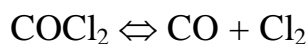
2. Как повлияет повышение температуры и давления на сдвиг химического равновесия в следующих реакциях:



2. При температуре 0°C реакция протекает за 1 мин 15 сек, при температуре 20°C – за 18,75 сек. Вычислите температурный коэффициент реакции.*

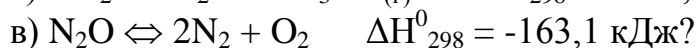
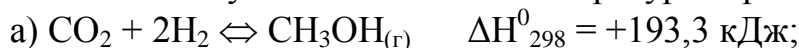
Вариант №9

1. При состоянии равновесия в системе



концентрация COCl_2 – 10 моль/л, CO – 2 моль/л и Cl_2 – 4 моль/л. В равновесную систему добавили еще 1 моль/л хлора. Определите новые равновесные концентрации реагирующих веществ после смещения равновесия.

2. В сторону какой реакции сместится равновесие в случае уменьшения давления и в случае повышения температуры в равновесных системах:

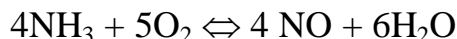


* скорость реакции считать величиной, обратной времени ($v = 1/\tau$).

3. Температурный коэффициент реакции 2,3. При температуре 22⁰С эта реакция протекает за 8 мин. За какое время пройдет эта реакция при 42⁰С?*

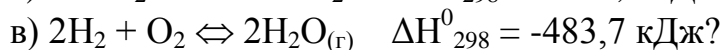
Вариант №10

1. Химическое равновесие в системе



установилось при следующих концентрациях: аммиака – 0,1 моль/л, кислорода – 0,02 моль/л, оксида азота (II) – 0,5 моль/л. Определите исходные концентрации исходных веществ.

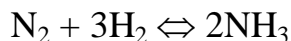
2. В сторону какой реакции сместится равновесие в случае повышения давления и в случае понижения температуры в равновесных системах:



3. При температуре 100⁰С реакция протекает за 37,5 сек, при 60⁰С – за 10 мин. Вычислить температурный коэффициент реакции.*

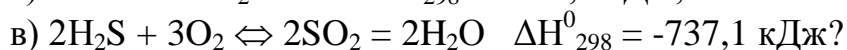
Вариант №11

1. В момент равновесия в системе



концентрация азота равна 0,1 моль/л, аммиака – 0,4 моль/л, водорода – 0,3 моль/л. Определить константу равновесия и начальные концентрации всех веществ.

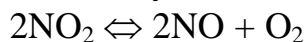
2. Как повлияет изменение температуры и давления на сдвиг равновесия в системах:



3. При температуре 45⁰С реакция протекает за 3 мин. За какое время пройдет эта реакция при 25⁰С, если температурный коэффициент 3,2?*

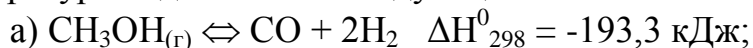
Вариант №12

1. При нагревании в закрытом сосуде



равновесие установилось при следующих концентрациях: $[\text{NO}] = 2,2$ моль/л, $[\text{O}_2] = 1,1$ моль/л, $[\text{NO}_2] = 0,8$ моль/л. Вычислить константу равновесия и исходную концентрацию диоксида азота.

2. В сторону какой реакции сместится равновесие при повышении температуры и давления в следующих системах:

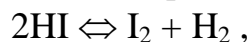


* скорость реакции считать величиной, обратной времени ($v = 1/\tau$).

3. Температурный коэффициент реакции равен 2,75. При температуре 20⁰С реакция протекает за 5 мин. За какое время пройдет эта реакция при 0⁰С?*

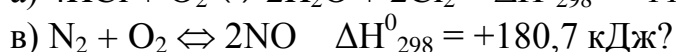
Вариант №13

1. Определите равновесную концентрацию водорода в реакции:



если исходная концентрация йодоводорода 0,55 моль/л, а константа равновесия 0,25.

2. Как повлияет изменение температуры и давления на сдвиг химического равновесия в системах:

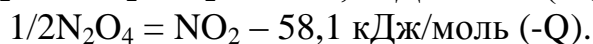
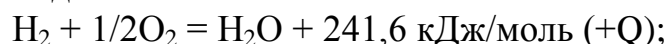


3. Температурный коэффициент реакции равен 3. При температуре 60⁰С реакция протекает за 20 мин 15 сек. При какой температуре эта реакция пройдет за 15 сек?*

Глава IV. ТЕРМОДИНАМИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

4.1. Тепловой эффект и изменение энтальпии в химической реакции

При прохождении большинства химических реакций температура в системе (система – тело или группа тел, обособленных от окружающей среды) уменьшается или возрастает. Это значит, что в ходе реакции теплота поглощается или выделяется.



Такой способ написания уравнений реакции называется термохимическим, а сами уравнения – термохимическими.

Количество выделившейся или поглотившейся в реакции теплоты (Q) зависит от относительного запаса энергии продуктов реакции и исходных веществ.

В термодинамике тепловой эффект реакции принято выражать через энтальпию.

Энтальпия (H) – это свойство вещества, мера энергии, накапливаемая веществом при его образовании. Энтальпия – это теплосодержание.

ΔH – изменение теплосодержания. Если $\Delta H < 0$ – энергия выделяется, т. е. реакция экзотермическая:

$$Q = - \Delta H.$$

* скорость реакции считать величиной, обратной времени ($v = 1/\tau$).

Если $\Delta H > 0$, энергия поглощается, реакция эндотермическая:

$$Q = \Delta H.$$

Важнейшей термохимической характеристикой вещества служит стандартная теплота образования ΔH^0_{298} в кДж/моль (стандартные условия: $t = 25^\circ\text{C} = 298\text{ K}$; $p = 1\text{ атм} = 0,1\text{ Мпа}$). $\Delta H^0_{\text{обр.}}$ простых веществ, устойчивых в стандартных условиях, условно принимают равной 0 (графит (С), ромбическая сера (S), жидкий бром (Br_2), кристаллический йод (I_2) и др.). ΔH зависит от агрегатного состояния вещества (табл. 6).

Тепловой эффект химической реакции ($\Delta H_{\text{х.р.}}$) равен сумме теплот образования конечных продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования начальных веществ (следствие из закона Гесса):

$$\Delta H^0_{\text{х.р.}} = \sum \Delta H^0_{\text{обр.}} \text{ продуктов реакции} - \sum \Delta H^0_{\text{обр.}} \text{ исходных веществ}$$

$$\begin{aligned} & \text{CaO}_{(\text{к})} + \text{SiO}_{2(\text{к})} = \text{CaSiO}_{3(\text{к})} \\ & \Delta H^0_{\text{обр.}} \quad -635 \quad -911,6 \quad -1636 \\ \Delta H^0_{\text{х.р.}} = & \Delta H^0_{\text{обр.}}(\text{CaSiO}_3)_{(\text{к})} - (\Delta H^0_{\text{обр.}}(\text{CaO})_{(\text{к})} + \Delta H^0_{\text{обр.}}(\text{SiO}_2)_{(\text{к})}) = \\ = & -1636 - (-635 - 911,6) = -1636 + 1546,6 = -89,4 \text{ кДж/моль.} \end{aligned}$$

4.2.Энтропия. Энергия Гиббса.

Направление химических реакций

На протекающие в природе процессы оказывают влияние две движущие силы – стремление перейти в состояние с наименьшим запасом энергии, что приводит к выделению тепла ($\Delta H < 0$), и стремление перейти в состояние наибольшего беспорядка ($\Delta S > 0$).

Энтропия (S) - это энергия, которая затрачивается на хаотическое, беспорядочное движение частиц в системе, количественная мера беспорядка: ΔS – изменение энтропии.

При изменении агрегатного состояния: твердое \rightarrow жидкое \rightarrow газообразное увеличивается беспорядок, т. е. увеличивается энтропия, $\Delta S > 0$. В реакции же $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$ происходит уменьшение объема – увеличивается порядок, следовательно, происходит уменьшение энтропии $\Delta S < 0$.

В химических реакциях одновременно изменяются энергия системы и ее энтропия. Реакция протекает в том направлении, при котором происходит уменьшение свободной энергии системы, называемой также энергией Гиббса или изобарно–изотермическим потенциалом.

Изменение энергии Гиббса - ΔG вычисляется по формуле:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

где ΔH – изменение энтальпии – количество выделившегося или поглощенного тепла в процессе реакции – имеет порядок 40 – 400 кДж/моль;

T – абсолютная температура;

ΔS – изменение энтропии, имеет порядок 4 – 120 Дж/моль, на порядок меньше ΔH .

Если $\Delta G < 0$ – реакция возможна;

$\Delta G > 0$ – самопроизвольное протекание процесса невозможно;

$\Delta G = 0$ – система находится в состоянии равновесия.

Любая система стремится к возрастанию энтропии и уменьшению энтальпии.

Если реакция протекает при низкой температуре (близкой к 0 по К), то ΔG будет зависеть в основном от ΔH . При высоких температурах ($T > 1000\text{K}$) произведение $T\Delta S$ становится больше ΔH и вероятность реакции также увеличивается. Таким образом, чем меньше ΔH и больше $T\Delta S$, тем меньше значение ΔG , а вероятность реакции больше.

Для веществ, находящихся в стандартных условиях ($T = 298\text{K}$, $p = 0,1$ МПа), рассчитаны стандартные величины ΔH^0_{298} , S^0_{298} , ΔG^0_{298} . Пользуясь этими величинами (табл. 6), можно рассчитать возможность протекания химических реакций, тепловой эффект, энергию связей простых молекул.

ΔG химических реакций можно рассчитать по формуле:

$$\Delta G = \sum \Delta G^0_{\text{обр. продуктов реакции}} - \sum \Delta G^0_{\text{обр. исходных веществ}}$$

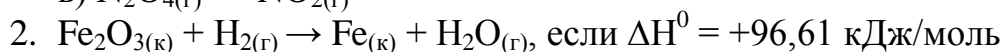
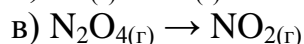
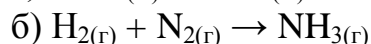
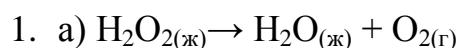
ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ №4

1. На основании расчета изменения энергии Гиббса указать, какая из реакций* может протекать самопроизвольно при стандартных условиях. Учесь коэффициенты при расчете.

2. Вычислить температуру, при которой установится равновесие в данной системе.

3. Вычислить количество теплоты, поглощенной или выделенной при реакции Расчет производить с учетом коэффициентов. Указать, какой является реакция: экзотермической или эндотермической.

Вариант №1



3. 100 г оксида кальция с водой.

* Все схемы реакций даны без коэффициентов. Коэффициенты расставить.

Вариант №2

- а) $\text{HCl}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)}$
 б) $\text{CH}_{4(г)} + \text{H}_2\text{S}_{(г)} \rightarrow \text{CS}_{2(г)} + \text{H}_{2(г)}$
 в) $\text{H}_2\text{O}_{(ж)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(г)}$
- $\text{BaO}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)} \rightarrow \text{BaCO}_{3(к)}$, если $S^0 = -189,8 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}$
- растворения 34 г аммиака в воде.

Вариант №3

- а) $\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightarrow \text{NO}_{2(г)}$
 б) $\text{HI}_{(г)} \rightarrow \text{H}_{2(г)} + \text{I}_{2(г)}$
 в) $\text{HI}_{(г)} \rightarrow \text{H}_{2(г)} + \text{I}_{2(к)}$
- $\text{CH}_{4(г)} + \text{CO}_{2(г)} \rightarrow \text{CO}_{(г)} + \text{H}_{2(г)}$, если $\Delta H^0 = 247,37 \text{ кДж/моль}$.
- восстановления 80 г оксида железа (III) водородом до свободного металла.

Вариант №4

- а) $\text{CH}_{4(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} \rightarrow \text{CO}_{2(г)} + \text{H}_{2(г)}$
 б) $\text{NH}_{3(г)} \rightarrow \text{H}_{2(г)} + \text{N}_{2(г)}$
 в) $\text{CaCO}_{3(к)} \rightarrow \text{CaO}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)}$
- $\text{CO}_{(г)} + \text{H}_{2(г)} \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(ж)}$, если $\Delta H^0 = -128,05 \text{ кДж/моль}$.
- разложения 17 г перекиси водорода ($\text{H}_2\text{O}_{2(ж)}$) на воду и кислород.

Вариант №5

- а) $\text{Fe}_2\text{O}_{3(к)} + \text{H}_{2(г)} \rightarrow \text{Fe}_{(к)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$
 б) $\text{H}_2\text{O}_{(ж)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(г)}$
 в) $\text{H}_{2(г)} + \text{Cl}_{2(г)} \rightarrow \text{HCl}_{(г)}$
- $\text{NH}_{3(г)} + \text{HCl}_{(г)} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(к)}$, если $\Delta H^0 = -207,01 \text{ кДж/моль}$.
- разложения 25 г карбоната кальция.

Вариант №6

- а) $\text{H}_{2(г)} + \text{S}_{(к)} \rightarrow \text{H}_2\text{S}_{(г)}$
 б) $\text{H}_2\text{O}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} \rightarrow \text{HCl}_{(г)} + \text{O}_{2(г)}$
 в) $\text{H}_2\text{O}_{(ж)} + \text{Cl}_{2(г)} \rightarrow \text{HCl}_{(ж)} + \text{O}_{2(г)}$
- $\text{CaO}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)} \rightarrow \text{CaCO}_{3(к)}$, если $\Delta H^0 = -177,49 \text{ кДж/моль}$.
- испарения 1 л воды.

Вариант №7

- а) $\text{H}_2\text{O}_{(г)} \rightarrow \text{H}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)}$
 б) $\text{H}_2\text{O}_{(ж)} \rightarrow \text{H}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)}$
 в) $\text{Cr}_2\text{O}_{3(к)} + \text{Al}_{(к)} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_{3(к)} + \text{Cr}_{(к)}$
- $\text{NH}_{3(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}_{(ж)}$, если $S^0 = -82,56 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}$.
- взаимодействия 31 г оксида натрия с оксидом углерода (IV).

Вариант №8

- а) $C_{(к)} + CO_{2(г)} \rightarrow CO_{(г)}$
 б) $NH_{3(г)} \rightarrow N_{2(г)} + H_{2(г)}$
 в) $NO_{2(г)} \rightarrow N_2O_{4(г)}$
- $Fe_{(к)} + H_2O_{(г)} \rightarrow H_{2(г)} + Fe_2O_{3(к)}$, если $\Delta H^0 = -47.9$ кДж/моль.
- горения 96 г серы.

Вариант №9

- а) $C_2H_{2(г)} + O_{2(г)} \rightarrow CO_{2(г)} + H_2O_{(г)}$
 б) $C_2H_{4(г)} + O_{2(г)} \rightarrow CO_{2(г)} + H_2O_{(г)}$
 в) $Na_2CO_{3(к)} \rightarrow Na_2O_{(к)} + CO_{2(г)}$
- $SO_{2(г)} + O_{2(г)} \rightarrow SO_{3(г)}$, если $S^0 = -205,03$ Дж/моль·К.
- образования 10 г хлорида натрия из простых веществ.

Вариант №10

- а) $C_2H_{4(г)} + H_{2(г)} \rightarrow C_2H_{6(г)}$
 б) $C_2H_{2(г)} + H_{2(г)} \rightarrow C_2H_{6(г)}$
 в) $Mg(OH)_{2(к)} \rightarrow MgO_{(к)} + H_2O_{(г)}$
- $Na_2O_{(к)} + CO_{2(г)} \rightarrow Na_2CO_{3(к)}$, если $\Delta H^0 = -304.89$ кДж/моль.
- взаимодействия 100 г оксида хрома (III) с алюминием.

Вариант №11

- а) $NH_{3(г)} + H_2O_{(ж)} \rightarrow NH_4OH_{(ж)}$
 б) $PbS_{(к)} + O_{2(г)} \rightarrow PbO_{(к)} + SO_{2(г)}$
 в) $CO_{(г)} + H_{2(г)} \rightarrow CH_{4(г)} + CO_{2(г)}$
- $FeO_{(к)} + H_{2(г)} \rightarrow Fe_{(к)} + H_2O_{(г)}$, если $\Delta H^0 = 21,84$ кДж/моль.
- разложения 50 г карбоната бария.

Вариант №12

- а) $H_{2(г)} + Cl_{2(г)} \rightarrow HCl_{(г)}$
 б) $CH_{4(г)} + H_2S_{(г)} \rightarrow CS_{2(г)} + H_{2(г)}$
 в) $C_{(к)} + CO_{2(г)} \rightarrow CO_{(г)}$
- $CaCO_{3(к)} \rightarrow CaO_{(к)} + CO_{2(г)}$, если $\Delta H^0 = 177,49$ кДж/моль.
- взаимодействия 160 г оксида магния с оксидом углерода (IV).

Вариант №13

- а) $CO_{2(г)} + H_2O_{(г)} \rightarrow C_2H_{4(г)} + O_{2(г)}$
 б) $HCl_{(г)} + O_{2(г)} \rightarrow H_2O_{(г)} + Cl_{2(г)}$
 в) $H_2O_{(ж)} \rightarrow H_2O_{(г)}$
- $NH_4OH_{(ж)} \rightarrow NH_{3(г)} + H_2O_{(ж)}$, если $\Delta H^0 = 34,93$ кДж/моль.
- разложения 14,8 г гидроксида кальция.

Вариант №14

- $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{N}_{2(\text{г})} \rightarrow \text{NH}_{3(\text{г})}$
 - $\text{Cu}(\text{OH})_{2(\text{к})} \rightarrow \text{CuO}_{(\text{к})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$
 - $\text{C}_2\text{H}_{6(\text{г})} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})}$
- $\text{FeO}_{(\text{к})} + \text{C}_{(\text{к})} \rightarrow \text{Fe}_{(\text{к})} + \text{CO}_{(\text{г})}$, если $\Delta H^0 = 153,18$ кДж/моль.
- для образования 200 г карбоната кальция из оксидов.

Вариант №15

- $\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow \text{SO}_{2(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
 - $\text{Ca}_{(\text{к})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \rightarrow \text{CaCl}_{2(\text{к})}$
 - $\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + \text{CH}_{4(\text{г})}$
- $\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{к})} \rightarrow \text{NH}_{3(\text{г})} + \text{HCl}_{(\text{г})}$, если $S^0 = 284,6$ Дж/моль·К.
- окисления 28,6 г оксида меди (I).

Глава V. ЭКВИВАЛЕНТ. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ

Химическим эквивалентом называется количество вещества, химически равноценное 1 моль-атому или 1 моль-иону водорода в данной реакции.

Масса одного моля эквивалентов называется эквивалентной массой (Э). Ее рассчитывают по следующим формулам:

$$\begin{aligned} \mathcal{E}_{\text{эквивалента}} &= M/\text{с.о.} & \mathcal{E}_{\text{кислоты}} &= M/\text{основность} \\ \mathcal{E}_{\text{основания}} &= M/\text{кислотность} & \mathcal{E}_{\text{соли}} &= M/\sum \text{с.о. Металла} \\ \mathcal{E}_{\text{окислителя}} &= M/n & \mathcal{E}_{\text{восстановителя}} &= M/n_2, \end{aligned}$$

где M – молярная масса;

с. о. – степень окисления;

n – число принятых электронов;

n_2 – число отданных электронов;

$\sum \text{с.о. Металла}$ – суммарная степень окисления металла (степень окисления металла, умноженная на количество атомов металла в молекуле).

Закон эквивалентов: массы реагирующих веществ прямо пропорциональны их эквивалентам:

$$m_1/m_2 = \mathcal{E}_1/\mathcal{E}_2$$

Следовательно, все вещества взаимодействуют в строго эквивалентных количествах.

Пример 1. При растворении в кислоте 0,2432г металла выделился водород массой 0,0200г. Вычислите эквивалентную массу металла.

Решение: Эквивалентом вещества называется количество вещества, химически равноценное 1 моль-иону или моль-атому водорода в данной реакции. По условию задачи, идет вытеснение водорода из кислоты. Один

моль-атом водорода имеет массу 1г, следовательно, можно составить пропорцию:

$$\begin{array}{l} \text{Э}_{\text{Me}} \text{ вытеснит } 1 \text{ г водорода} \\ 0,2432 \text{ г Me} \text{ ----- } 0,0200 \text{ г водорода} \\ \text{Э}_{\text{Me}} = 0,2432 \cdot 1 / 0,0200 = 12,16 \text{ г.} \end{array}$$

Пример 2. На восстановление 1,8 г оксида металла израсходовано 833 мл водорода, измеренного при нормальных условиях. Рассчитать эквивалентную массу оксида и эквивалентную массу металла.

Решение: а) 1. Чтобы составить пропорцию, подобную примеру 1, необходимо знать массу водорода. Воспользуемся следствием из закона Авогадро: один моль любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4л.

$$\begin{array}{l} 2 \text{ г H}_2 \text{ (1 моль) ----- } 22,4 \text{ л} \\ x \text{ ----- } 0,832 \text{ л} \\ x = 2 \text{ г} \cdot 0,833 \text{ л} / 22,4 \text{ л} = 0,0744 \text{ г (H}_2\text{)}. \end{array}$$

2. Далее по пропорции

0,0744 г H₂ взаимодействует с 1,8 г оксида,

$$\begin{array}{l} 1 \text{ г H}_2 \text{ ----- с } \text{Э}_{\text{оксида}} \\ \text{Э}_{\text{оксида}} = 1 \cdot 1,8 / 0,0744 = 24,1935 \text{ г.} \end{array}$$

3. Согласно закону эквивалентов один эквивалент металла был связан с одним эквивалентом кислорода, в результате чего получен один эквивалент оксида. Эквивалентная масса кислорода равна:

$$\begin{array}{l} \text{Э}_0 = M / \nu_{\text{с.о.}} = 16 / 2 = 8 \text{ г,} \\ \text{следовательно, } \text{Э}_{\text{Me}} = \text{Э}_{\text{ок}} - \text{Э}_0 = 24,2 - 8 = 16,2 \text{ г.} \end{array}$$

б) К решению этой задачи можно подойти иначе:

1. Воспользовавшись следствием из закона Авогадро, найдем объем эквивалента водорода при нормальных условиях:

$$\begin{array}{l} 2 \text{ г H}_2 \text{ (1 моль) ----- } 22,4 \text{ л} \\ 1 \text{ г H}_2 \text{ (1Э) ----- } x \\ V_{\text{Э(H}_2\text{)}} = 22,4 \cdot 1 / 2 = 11,2 \text{ л.} \end{array}$$

2. 1 эквивалент водорода взаимодействует с 1 эквивалентом оксида. Составим пропорцию:

$$\begin{array}{l} 0,833 \text{ л H}_2 \text{ ----- } 1,8 \text{ г оксида} \\ 11,2 \text{ л H}_2 \text{ ----- } \text{Э}_{\text{ок}} \\ \text{Э}_{\text{ок}} = 1,8 \cdot 11,2 / 0,833 = 24,2 \text{ г.} \end{array}$$

3. Эквивалентную массу металла рассчитаем по разности

$$\text{Э}_{\text{Me}} = \text{Э}_{\text{ок}} - \text{Э}_0 = 24,2 - 8 = 16,2 \text{ г.}$$

Пример 3. Сульфид металла содержит 52% металла. Определите массу эквивалента металла.

Решение: 1. Возьмем для простоты массу сульфида, равную 100 г. Тогда масса металла составит 52 г, а масса серы – 48 г.

2. Найдем массу эквивалента серы в сульфиде:

$$\mathcal{E} S^{2-} = M/c.o. = 32/2 = 16\text{г.}$$

3. По закону эквивалентов рассчитаем эквивалентную массу металла:

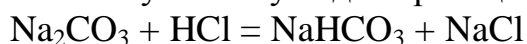
$$m_{Me}/m_S = \mathcal{E}_{Me}/\mathcal{E}_S$$

$$\mathcal{E}_{Me} = m_{Me} \cdot \mathcal{E}_S / m_S = 52 \cdot 16 / 48 = 17,33 \text{ г.}$$

ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ №5

Вариант №1

1. Вычислите эквивалентную массу соды в реакциях:

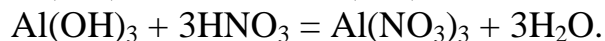
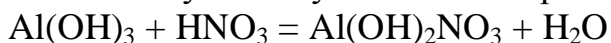


2. При растворении в воде 0,0405 г одновалентного металла получено 19,47 мл водорода, измеренного при нормальных условиях. Рассчитать эквивалентную массу металла и назвать его.

3. Какая масса гидроксида бария вступит в реакцию с 10 г кислоты, эквивалентная масса которой 49 г/моль?

Вариант №2

1. Вычислить эквивалентную массу основания в реакциях:

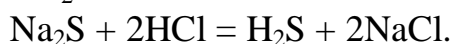
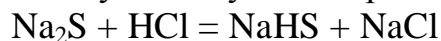


2. При растворении в кислоте 0,1028 г двухвалентного металла получено 93,30 мл водорода, измеренного при нормальных условиях. Рассчитать эквивалентную массу металла и назвать его.

3. Какая масса о-фосфорной кислоты может быть полностью нейтрализована 0,2 г щелочи, эквивалентная масса которой 40 г/моль?

Вариант №3

1. Вычислите эквивалентную массу соли в реакциях:

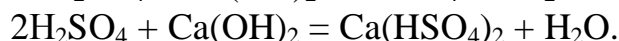
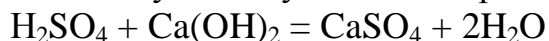


2. При взаимодействии 20,76 мл водорода, измеренного при нормальных условиях, с оксидом получено 0,2015 г одновалентного металла. Рассчитать эквивалентную массу металла и назвать его.

3. Какая масса соли, эквивалентная масса которой 58,5 г/моль образуется в реакции нейтрализации, в которой участвовало 2 г гидроксида натрия?

Вариант №4

1. Вычислить эквивалентную массу кислоты в реакциях:

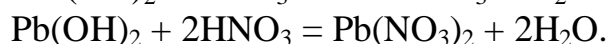
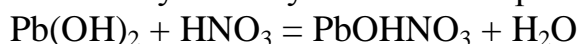


2. При растворении в воде 0,1033 г одновалентного металла получено 29,70 мл водорода, измеренного при нормальных условиях. Рассчитать эквивалентную массу металла и назвать его.

3. Какая масса перманганата калия, эквивалентная масса которого 31,6 г/моль, вступит в реакцию с 0,71 г хлороводорода?

Вариант №5

1. Вычислить эквивалентную массу основания в реакциях:

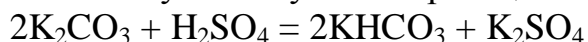


2. При растворении в щелочи 0,2105 г двухвалентного металла получено 39,70 мл водорода, измеренного при нормальных условиях. Рассчитать эквивалентную массу металла и назвать его.

3. Какая масса соли, эквивалентная масса которой 143,5 г/моль, получится из 0,365 г хлороводорода?

Вариант №6

1. Вычислите эквивалентную массу соли в реакциях:

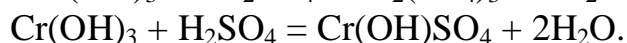
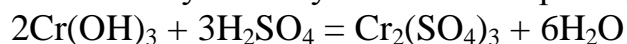


2. 0,2038 г двухвалентного неметалла взаимодействуют с 140,20 мл водорода, измеренного при нормальных условиях. Рассчитать эквивалентную массу неметалла и назвать его.

3. Какая масса гидроксида натрия вступит в реакцию с 1 г кислоты, эквивалентная масса которой 63 г/моль?

Вариант №7

1. Вычислить эквивалентную массу основания в реакциях:

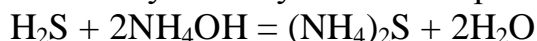


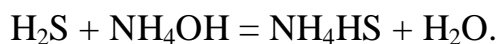
2. При растворении в кислоте 0,0525 г трехвалентного металла выделилось 64,60 мл водорода, измеренного при нормальных условиях. Рассчитать эквивалентную массу металла и назвать его.

3. Какая масса металла, эквивалентная масса которого 18,6 г/моль, вступит в реакцию с 7,1 г хлора?

Вариант №8

1. Вычислить эквивалентную массу кислоты в реакциях:



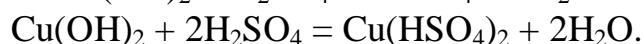
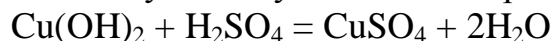


2. При взаимодействии 22,70 мл водорода, измеренного при нормальных условиях, с оксидом получено 0,2100 г двухвалентного металла. Рассчитать эквивалентную массу металла и назвать его.

3. Какая масса соли, эквивалентная масса которой 45,5 г/моль, получится при растворении в кислоте 0,45 г алюминия?

Вариант №9

1. Вычислить эквивалентную массу основания в реакциях:

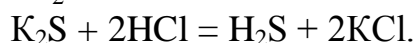
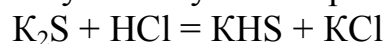


2. При растворении щелочи 0,2015 г двухвалентного металла получено 21,80 мл водорода, измеренного при нормальных условиях. Рассчитать эквивалентную массу металла и назвать его.

3. Какая масса кислоты, эквивалентная масса которой 32,66 г/моль, потребуется для нейтрализации 0,56 г гидроксида натрия?

Вариант №10

1. Вычислите эквивалентную массу соли в реакциях:

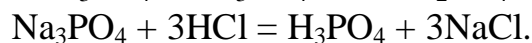


2. При растворении в воде 0,4025 г двухвалентного металла получено 65,80 мл водорода, измеренного при нормальных условиях. Рассчитать эквивалентную массу металла и назвать его.

3. Какая масса цинка потребуется для получения 10 г соли, эквивалентная масса которой 80,5 г/моль?

Вариант №11

1. Вычислите эквивалентную массу соли в реакциях:

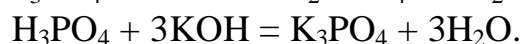
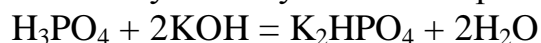


2. При взаимодействии 73,90 мл водорода, измеренного при нормальных условиях, с оксидом получено 0,2110 г двухвалентного металла. Рассчитать эквивалентную массу металла и назвать его.

3. Какая масса меди может быть вытеснена из соли металлом, массой 1 г, эквивалентная масса которого 28 г/моль?

Вариант №12

1. Вычислить эквивалентную массу кислоты в реакциях:

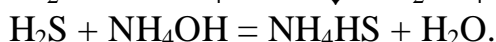
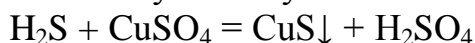


2. При растворении в кислоте 0,1098 г двухвалентного металла выделилось 54,80 мл водорода, измеренного при нормальных условиях. Рассчитать эквивалентную массу металла и назвать его.

3. Какая масса соли, эквивалентная масса которой 44,5 г/моль, получается при растворении в кислоте 0,18г алюминия?

Вариант №13

1. Вычислить эквивалентную массу кислоты в реакциях:

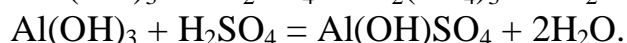
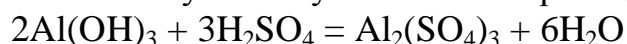


2. При растворении в воде 0,2050 г одновалентного металла выделилось 97,30 мл водорода, измеренного при нормальных условиях. Рассчитать эквивалентную массу металла и назвать его.

3. Какая масса серной кислоты требуется для осаждения 0,5г соли, эквивалентная масса которой 68,5 г/моль?

Вариант №14

1. Вычислить эквивалентную массу основания в реакциях:

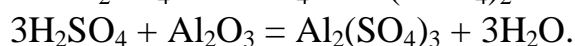
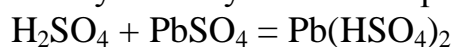


2. При растворении в щелочи 0,2010 г трехвалентного металла выделилось 248,80 мл водорода, измеренного при нормальных условиях. Определить эквивалентную массу металла и назвать его.

3. Какая масса соли, эквивалентная масса которой 58,5 г/моль, образуется при нейтрализации раствора, содержащего 0,15г хлороводорода?

Вариант №15

1. Вычислить эквивалентную массу кислоты в реакциях:



2. При растворении 0,2020 г двухвалентного металла в кислоте выделились 40,40 мл водорода, измеренного при нормальных условиях. Определить эквивалентную массу металла и назвать его.

3. Какая масса гидроксида калия потребуется для полной нейтрализации 0,5г фосфорной кислоты?

Глава VI. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ

Растворы представляют собой гомогенную (однородную) систему, состоящую из двух или более компонентов. 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.

Наиболее простой, но не во всех случаях достаточно точной, является процентная концентрация или массовая доля (ω), которая может быть рассчитана по формуле:

$$\omega = \frac{m(\varepsilon - \varepsilon a)}{m(p - p a)} \cdot 100\% .$$

Таким образом, процентная концентрация раствора показывает, сколько граммов растворенного вещества содержится в 100 граммах раствора. Для приготовления раствора процентной концентрации навеску можно брать на технических весах, растворитель можно измерять мерным цилиндром.

В аналитической химии наиболее употребительны молярная концентрация или молярность (C_M), и нормальная концентрация, или нормальность (C_N), т.е. концентрация моль-эквивалентов.

Молярность показывает число молей растворенного вещества, содержащихся в 1 литре раствора.

Нормальность показывает число моль-эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 литре раствора.

Эквивалентом вещества называется такое его количество, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химической реакции. Масса одного эквивалента вещества, выраженная в граммах, называется эквивалентной массой.

Для вычисления эквивалентной массы элемента атомную массу его делят на валентность:

$$\text{Э(Al)} = A/3 \qquad \text{Э(Na)} = A/1 \qquad \text{Э(O}_2\text{)} = A/2$$

Для вычисления эквивалентной массы кислоты ее молярную массу делят на количество атомов водорода, замещающихся на металл, т. е. на основность кислот:

$$\text{Э(HNO}_3\text{)} = M/1 \qquad \text{Э(H}_2\text{SO}_4\text{)} = M/2 \qquad \text{Э(H}_3\text{PO}_4\text{)} = M/3$$

Для вычисления эквивалентной массы основания его молярную массу делят на количество гидроксильных групп, участвующих в реакции:

$$\text{Э(KOH)} = M/1 \qquad \text{Э(Ca(OH)}_2\text{)} = M/2 \qquad \text{Э(Fe(OH)}_3\text{)} = M/3$$

Для вычисления эквивалентной массы соли молярную ее массу делят на суммарную валентность металла:

$$\text{Э(Na}_2\text{CO}_3\text{)} = M/2 \qquad \text{Э(Al}_2^{+3}\text{(SO}_4\text{)}_3\text{)} = M/6 \qquad \text{Э(FeCl}_3\text{)} = M/3$$

Для вычисления эквивалентной массы окислителя (восстановителя) его молярную массу делят на количество принятых (отданных) электронов одним молекул окислителя или восстановителя:



Согласно закону эквивалентов все вещества взаимодействуют в количествах, прямо пропорциональных их эквивалентам (1). Поэтому растворы одинаковой нормальности (т. е. содержащие одинаковое число эквивалентов в 1 литре раствора) взаимодействуют в равных объемах, а растворы различных нормальностей – в объемах, по правилу пропорциональности, обратно пропорциональных нормальностям (2):

$$m_1/m_2 = \mathcal{E}_1/\mathcal{E}_2 \quad (1) ; \quad V_1/V_2 = N_2/N_1 \quad (2).$$

Для приготовления растворов нормальной и молярной концентрации массу растворенного вещества взвешивают на аналитических весах (с точностью 0,0002 г), переносят в мерную колбу заданного объема, растворяют и доводят до метки растворителем.

Важной величиной в характеристике растворов является плотность. Плотность - это масса одной единицы объема. В системе СИ единица плотности $\rho = 1 \text{ кг/м}^3$. Для простоты обычно пользуются величиной $\rho = 1 \cdot 10^{-3} \text{ кг/м}^3 = 1 \text{ г/см}^3$ (мл).

6.1. Растворы процентной концентрации

Пример 1. Приготовить 250 г 10% раствора сахара.

Решение: 1. Для решения задачи следует вспомнить формулу определения заданной концентрации (см. стр. 52) или составить пропорцию:

$$\begin{aligned} &\text{в } 100 \text{ г раствора содержится } 10 \text{ г сахара;} \\ &\text{в } 250 \text{ г раствора содержится } x \text{ г сахара, отсюда} \\ &x = 10 \cdot 250 / 100 = 25 \text{ г сахара.} \end{aligned}$$

2. Зная массу растворенного вещества, находим массу растворителя:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{раствора}) - m(\text{сахара}) = 250 - 25 = 225 \text{ г.}$$

Ответ. Для приготовления заданного раствора следует взять 25 г сахара и 225 г воды.

Пример 2. Вычислить процентную концентрацию раствора, полученного растворением 50 г вещества в 450 г воды.

Решение. Ответ на вопрос задачи содержится в определении (стр. 52). Следует найти число граммов растворенного вещества в 100 г раствора.

1. Находим массу раствора в задаче:

$$m(\text{раствора}) = m(\text{растворенного вещества}) + m(\text{H}_2\text{O}) = 450 + 50 = 500 \text{ г.}$$

2. В 500 г раствора содержится 50 г вещества;

$$\text{в } 100 \text{ г -----"-----"-----} \quad x \text{ г вещества, отсюда}$$

$$x = 50 \cdot 100 / 500 = 10 \text{ г.}$$

Ответ. $\omega = 10\%$.

Пример 3. Сколько граммов кристаллогидрата $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ требуется для приготовления 300 г раствора 5% концентрации?

Решение:

1. Процентная концентрация определяется по безводной соли.

100 г раствора содержат 5 г безводного FeSO_4 ;

300 г -----"-----"----- х г -----"-----, отсюда

$$x = 300 \cdot 5 / 100 = 15 \text{ г безводного } \text{FeSO}_4.$$

2. Находим молекулярную массу кристаллогидрата $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$:

$$M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 56 + 32 + 64 + 7 \cdot 18 = 152 + 126 = 278$$

$$M(\text{FeSO}_4) = 56 + 32 + 64 = 152$$

3. 152 г безводного FeSO_4 содержится в 278 г $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$;

15 г -----"-----"----- х г -----"-----, отсюда

$$x = 278 \cdot 15 / 152 = 27,6 \text{ г кристаллогидрата.}$$

Ответ: Для приготовления 300 г 5% раствора FeSO_4 требуется 27,6 г кристаллогидрата $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

Пример 4. Сколько граммов гидроксида калия содержится в 40 мл 30% раствора, плотность которого 1,29?

Решение.

1. Определим массу раствора:

$$m(\text{раствора}) = \rho \cdot V = 1,29 \cdot 40 = 51,6 \text{ г.}$$

2. в 100 г раствора содержится 30 г КОН;

в 51,6 г раствора содержится х г КОН, отсюда

$$x = 51,6 \cdot 30 / 100 = 15,48 \text{ г КОН.}$$

Ответ: $m(\text{КОН}) = 15,48 \text{ г.}$

6.2. Растворы молярной и нормальной концентрации

Пример 1. Какова молярность (т. е. число молей в литре) раствора, в 300 мл которого содержится 3,36 г гидроксида калия?

Решение:

1. 300 мл раствора содержат 3,36 г КОН;

1000 мл раствора содержит х г КОН, отсюда

$$x = 1000 \cdot 3,36 / 300 = 11,2 \text{ г КОН.}$$

2. 1 моль КОН составляет 56 г КОН;

х моль КОН составляет 11,2 г КОН, отсюда

$$x = 1 \cdot 11,2 / 56 = 0,2 \text{ моль КОН.}$$

Ответ: $C_M = 0,2$.

Пример 2. Сколько граммов кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ надо взять для приготовления 0,5 л 0,1н раствора?

Решение.

1. $M(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 46 + 12 + 48 + 180 = 286$;

$$\text{Э}(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = M/2 = 286/2 = 143.$$

2. 1000 мл 0,1н раствора содержат $0,1 \cdot 143$ г соды;
 500 мл -----"-----"----- х г соды, отсюда
 $x = 0,1 \cdot 143 \cdot 500 / 1000 = 7,15$ г соды.

Ответ: $m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 7,15$ г.

Пример 3. Сколько миллилитров 50% раствора серной кислоты (плотность 1,4 г/мл) нужно для приготовления 250 мл 0,2н раствора?

Решение:

- $\text{Э}(\text{H}_2\text{SO}_4) = M/2 = 98/2 = 49$.
 1000 мл 0,2 раствора содержат $0,2 \cdot 49$ г H_2SO_4 ;
 250 мл -----"-----"----- х г H_2SO_4 , отсюда
 $x = 0,2 \cdot 49 \cdot 250 / 1000 = 2,45$ г H_2SO_4 (безводная).
- Делаем перерасчет на 50% раствор серной кислоты.
 50 г H_2SO_4 содержатся в 100 г раствора;
 2,45 г H_2SO_4 содержатся в х г раствора, отсюда
 $x = 2,45 \cdot 100 / 50 = 4,9$ г раствора H_2SO_4 .
- Объем исходного раствора серной кислоты находим по формуле:
 $V = m / \rho = 4,9 / 1,4 = 3,5$ мл.

Ответ: Для приготовления заданного раствора 3,5 мл 50% раствора H_2SO_4 разбавляют водой в мерной колбе на 250 мл.

Пример 4. Имеется 2н раствор гидроксида бария. Как приготовить из него 2 л 0,1н раствора?

Решение 1:

- 1000 мл 0,1н раствора $\text{Ba}(\text{OH})_2$ содержится $0,1 \cdot \text{ЭBa}(\text{OH})_2$;
 2000 мл -----"-----"----- х г $\text{ЭBa}(\text{OH})_2$, отсюда
 $x = 2000 \cdot 0,1 / 1000 = 0,2 \text{ Э}(\text{Ba}(\text{OH})_2)$
- 1000 мл 2н раствора $\text{Ba}(\text{OH})_2$ содержит 2 $\text{ЭBa}(\text{OH})_2$;
 х мл -----"-----"----- 0,2 $\text{ЭBa}(\text{OH})_2$, отсюда
 $x = 1000 \cdot 0,2 / 2 = 100$ мл 2н.

Решение 2:

По правилу пропорциональности:

$$N_1/N_2 = V_2/V_1 \quad V_2 = N_1 \cdot V_1 / N_2 = 0,1 \cdot 2000 / 2 = 100 \text{ мл.}$$

6.3. Переход от одного выражения концентрации к другому

Пример 1. Рассчитать молярность и нормальность 10% раствора серной кислоты (плотность 1,07 г/см³).

Решение:

- Находим массу 1 л заданного раствора:
 $m(\text{раствора}) = \rho \cdot V = 1,07 \cdot 1000 = 1070$ г.

2. Находим массу H_2SO_4 в 1 литре раствора:
 100 г раствора содержат 10 г H_2SO_4 ;
 1070 г раствора содержат x г H_2SO_4 , отсюда
 $x = 1070 \cdot 10 / 100 = 107,0$ г H_2SO_4 .
3. $C_M = m(\text{H}_2\text{SO}_4) / M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 107,0 / 98 = 1,09$.
 $C_H = m(\text{H}_2\text{SO}_4) / \Xi(\text{H}_2\text{SO}_4) = 107,0 / 49 = 2,18$.

Пример 2. Рассчитать массовую долю $\text{Ba}(\text{OH})_2$ в 0,1н растворе гидроксида бария, $\rho = 1,08$ г/см³

Решение:

1. $M(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 171$; $\Xi(\text{Ba}(\text{OH})_2) = M/2 = 171 / 2 = 85,5$
 1л 0,1н раствора $\text{Ba}(\text{OH})_2$ содержит $0,1 \cdot \Xi(\text{Ba}(\text{OH})_2)$, т. е. $0,1 \cdot 85,5 = 8,55$ г.
2. Находим массу 1 литра раствора:
 $m(\text{раствора}) = \rho \cdot V = 1,08 \cdot 1000 = 1080$ г.
3. Находим массовую долю $\text{Ba}(\text{OH})_2$:
 1080 г раствора содержит 8,55 г $\text{Ba}(\text{OH})_2$;
 100 г раствора содержит x г $\text{Ba}(\text{OH})_2$;

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

$$\omega = 8,55 \cdot 100 / 1080 = 0,79\%.$$

Ответ: $\omega(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 0,79\%$.

6.4. Расчет по уравнению

Пример 1. Какой объем 2н H_2SO_4 необходим для растворения 2,7 г алюминия?



Находим количество моль/эквивалентов алюминия, вступивших в реакцию

$$n_{(\text{Al})} = m_{(\text{Al})} / \Xi_{(\text{Al})} = 2,7 / 9 = 0,3 \text{ моль-экв.}$$

Согласно закону эквивалентов все вещества взаимодействуют в эквивалентных количествах, т.е. с 0,3 моль-экв алюминия взаимодействует 0,3 моль-экв серной кислоты.

Нормальная концентрация кислоты показывает сколько моль-эквивалентов ее содержится в 1 л раствора. Составляем пропорцию:

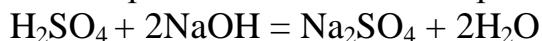
$$1000 \text{ мл р-ра содержит } 2 \text{ моль-экв } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$x \text{ мл } \text{-----} \text{-----} 0,3 \text{ -----} \text{-----}$$

$$x = 0,3 \cdot 1000 / 2 = 150 \text{ мл.}$$

Ответ: Для растворения 2,7 г алюминия потребуется 150 мл 2н серной кислоты.

Пример 2. Определить массовую долю серной кислоты в растворе, если на нейтрализацию 50 г его израсходовано 2 г сухого гидроксида натрия.



Согласно уравнению 1 моль H_2SO_4 ($M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г/моль) взаимодействует с 2 моль NaOH ($M(\text{NaOH}) = 40$ г/моль):

80 г NaOH взаимодействует с 98 г H_2SO_4

2 г NaOH -----"----- с x г H_2SO_4

$$x = 98 \cdot 2 / 80 = 2.45 \text{ г } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$\omega_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\% = \frac{2.45 \cdot 100}{50} = 4.9\%$$

Ответ: массовая доля серной кислоты в растворе составляет 4.9%.

ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ №6

Вариант №1

1. Какая масса буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и воды требуется для приготовления 200 г 5% раствора $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ (в расчете на безводную соль)?

2. В 200 см³ раствора серной кислоты содержится 1,12 г H_2SO_4 . Вычислить нормальность этого раствора.

3. Сколько миллилитров 50% раствора щелочи натрия (плотность 1,5 г/см³) потребуется для приготовления 250 см³ 2н раствора?

4. Какой объем 20% раствора соляной кислоты (плотность 1,10 г/см³) потребуется для осаждения в виде хлорида серебра, содержащегося в 25 см³ 2М раствора нитрата серебра?

Вариант №2

1. Для борьбы с вредителями растений приготовлен раствор 50 г $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ в 1 л воды. Вычислить процентную концентрацию полученного раствора.

2. Из 700 г 60% серной кислоты удалили выпариванием 200 г воды. Чему равна концентрация оставшегося раствора?

3. Какой объем 40% раствора (плотность 1,4 г/см³) необходим для приготовления 200 см³ 2М раствора гидроксида калия?

4. Какой объем 2н раствора щелочи потребуется для нейтрализации 10 см³ 0,5н раствора уксусной кислоты?

Вариант №3

1. Определить процентную концентрацию раствора хлорида кальция, приготовленного из 20 г кристаллогидрата $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и 500 см³ воды.

2. Из 500 г 5% раствора щелочи калия выпариванием удалили 100 г воды. Чему равна массовая доля KOH в оставшемся растворе?

3. Какой объем 0.1н раствора соляной кислоты можно приготовить из 2 мл 32%-ного раствора с плотностью 1.16 г/см³?

4. На нейтрализацию раствора гидроксида калия израсходовано 25 см³ 2н раствора серной кислоты. Какую массу KOH содержал раствор?

Вариант №4

1. Какая масса глауберовой соли $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ потребуется для приготовления 200 г раствора с массовой долей сульфата натрия 15%?
2. 80% серная кислота (плотность 1.73 г/см^3) смешана с водой в весовом соотношении 1:4. Чему равна процентная концентрация полученного раствора?
3. Какой объем 30% раствора азотной кислоты (плотность $1,184 \text{ г/см}^3$) потребуется для приготовления 200 см^3 2М раствора?
4. Какой объем 20% раствора гидроксида натрия потребуется для осаждения железа из 20 см^3 2н раствора хлорида железа (III)?

Вариант №5

1. Какая масса кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ потребуется для приготовления 300 г раствора с массовой долей карбоната натрия 10%?
2. 35% соляная кислота смешана с водой в весовом соотношении 1:4. Чему равна процентная концентрация полученного раствора?
3. Вычислить молярность 10% раствора гидроксида натрия (плотность $1,115 \text{ г/см}^3$).
4. Какой объем 0,2н раствора гидроксида калия потребуется, чтобы осадить в виде $\text{Fe}(\text{OH})_3$ все железо, содержащееся в 20 г 5% раствора хлорида железа (III)?

Вариант №6

1. В каком объеме воды следует растворить 30 г кристаллогидрата $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ для получения 6% раствора?
2. Сколько аккумуляторной серной кислоты (30%, плотность $1,219 \text{ г/см}^3$) можно приготовить из 12 кг 60% раствора серной кислоты? Каков объем добавленной воды?
3. Какую массу цинка можно растворить в 200 см^3 2М раствора соляной кислоты?
4. Какой объем 0,25н серной кислоты можно нейтрализовать прибавлением 60 см^3 0,15н раствора гидроксида кальция?

Вариант №7

1. Какая масса хлорида натрия содержится в 250 см^3 10% раствора (плотность $1,07 \text{ г/см}^3$)?
2. К 3л воды добавлено 50 см^3 98% раствора серной кислоты (плотность $1,837 \text{ г/см}^3$). Вычислить массовую долю серной кислоты в полученном растворе.
3. Сколько литров 5М щелочи можно приготовить из 500 г раствора с массовой долей гидроксида натрия равной 40%?
4. Какой объем 2н раствора гидроксида калия потребуется для осаждения железа, содержащегося в 25 см^3 0,5н раствора хлорида железа (III)?

Вариант №8

1. Сколько граммов щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ надо взять для приготовления 500 г 5% раствора?
2. Вычислить молярность и нормальность 6% раствора серной кислоты (плотность $1,04 \text{ г/см}^3$).
3. Какой объем 50% раствора гидроксида калия (плотность $1,538 \text{ г/см}^3$) следует взять для приготовления 250 см^3 2М раствора щелочи?
4. Вычислить массу гидроксида алюминия, для растворения которой потребовалось 200 см^3 0,1н раствора азотной кислоты.

Вариант №9

1. Сколько граммов кристаллогидрата $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ требуется для приготовления 500 г 5% раствора хлорида бария?
2. Какой объем 35% раствора H_3PO_4 (плотность $1,216 \text{ г/см}^3$) требуется для приготовления 500 г 5% раствора?
3. Насыщенный раствор карбоната калия содержит 51,3% растворенного вещества. Какова нормальность и молярность этого раствора (плотность $1,563 \text{ г/см}^3$)?
4. Какой объем 4% раствора соляной кислоты (плотность $1,018 \text{ г/см}^3$) необходимо прибавить к 500 см^3 0,02н нитрата серебра для полного осаждения иона серебра в виде хлорида?

Вариант №10

1. 30 г щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ растворили в 500 мл воды. Определить массовую долю вещества в растворе.
2. Сколько воды следует прибавить к 300 см^3 30% раствора гидроксида натрия (плотность $1,344 \text{ г/см}^3$) для получения 8% раствора?
3. Чему равна молярность концентрированной соляной кислоты, имеющей плотность 1,19 и массовую долю 38%?
4. Каким объемом 4н серной кислоты можно полностью разложить карбонат калия, содержащийся в 650 см^3 20% раствора K_2CO_3 (плотность $1,189 \text{ г/см}^3$)?

Вариант №11

1. Какая масса кристаллогидрата $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ требуется для приготовления 500 г раствора с массовой долей хлорида бария 5%?
2. Какой объем 35% раствора H_3PO_4 (плотность $1,216 \text{ г/см}^3$) требуется для приготовления 300 г 3% раствора?
3. Сколько литров 2М раствора азотной кислоты можно приготовить из 100 см^3 раствора с массовой долей 80% и плотностью $1,46 \text{ г/см}^3$?
4. Какой объем 0,1н раствора хлорида натрия потребуется для осаждения ионов серебра из 10 см^3 0,08н раствора нитрата серебра?

Вариант №12

1. Какая масса кристаллогидрата $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ и воды потребуется для приготовления 200 г 10% раствора?
2. Какой объем 9% раствора K_2SO_4 (плотность $1,073 \text{ г/см}^3$) необходим для приготовления 100 см^3 2% раствора (плотность $1,015 \text{ г/см}^3$)?
3. Какой объем 30% раствора нитрата кальция (плотность $1,3 \text{ г/см}^3$) необходим для приготовления 2л 0,5М раствора?
4. Какую массу хлорида бария содержал раствор, если для осаждения ионов бария израсходовано 30 см^3 0,2н раствора серной кислоты?

Вариант №13

1. 45 г медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ растворили в 300 см^3 воды. Определить массовую долю растворенного вещества в растворе.
2. Какую массу 10% раствора можно получить растворением в воде 50 г гидроксида калия?
3. Чему равна нормальность 30% раствора серной кислоты (плотность $1,219 \text{ г/см}^3$)?
4. Какой объем 1М раствора серной кислоты потребуется для растворения 3 г оксида алюминия?

Вариант №14

1. В 1 литре воды растворили 50 г медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Рассчитать массовую долю вещества в растворе.
2. Какой объем 35% раствора H_3PO_4 (плотность $1,216 \text{ г/см}^3$) требуется для приготовления 100 г 12% раствора?
3. Какой объем 20% раствора сульфата магния с плотностью $1,22 \text{ г/см}^3$ нужно взять для приготовления 250 см^3 0,1М раствора?
4. Какая масса сульфата бария выпадет в осадок, если к насыщенному раствору хлорида бария прибавить 10 см^3 0,5н раствора серной кислоты?

Вариант №15

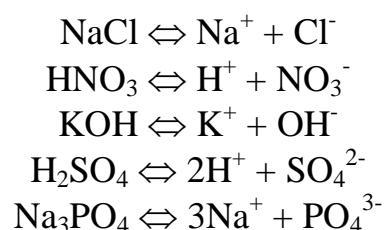
1. 50 г кристаллогидрата $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ растворили в 500 см^3 воды. Рассчитать массовую долю вещества в растворе.
2. К 1 л воды добавили 0.5 л концентрированной серной кислоты (плотность $1,837 \text{ г/см}^3$, массовая доля 98%). Вычислить массовую долю полученного раствора.
3. Какой объем 20% раствора КОН с плотностью $1,176 \text{ г/см}^3$ необходим для приготовления 250 см^3 0,5н раствора.
4. Какая масса раствора нитрата серебра с массовой долей 2% необходима для осаждения хлорида из 50 см^3 0,1М раствора соляной кислоты?

Глава VII. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ. ИОННЫЕ УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ

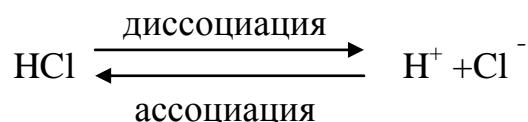
Все химические вещества подразделяются на электролиты и неэлектролиты. Электролитами называются вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток. К электролитам относятся кислоты, основания и соли, к неэлектролитам – большинство органических соединений, а также вещества, в молекулах которых имеются только неполярные или малополярные связи. Объяснение этому явлению было дано шведским ученым С. Аррениусом в 1887 году в виде теории электролитической диссоциации. В дальнейшем она была развита многими учеными на основе учения о строении атомов и химической связи. Большой вклад в эту теорию среди русских ученых внесли Д. И. Менделеев и его последователи - Д.П.Коновалов, В.А.Кистяковский, Н.А.Каблуков и др.

Современное содержание теории электролитической диссоциации можно свести к следующим положениям:

1. Электролиты при растворении в воде распадаются (диссоциируют) на положительно и отрицательно заряженные ионы (катионы и анионы). Распад молекул электролитов на ионы под действием полярных молекул воды называется электролитической диссоциацией.



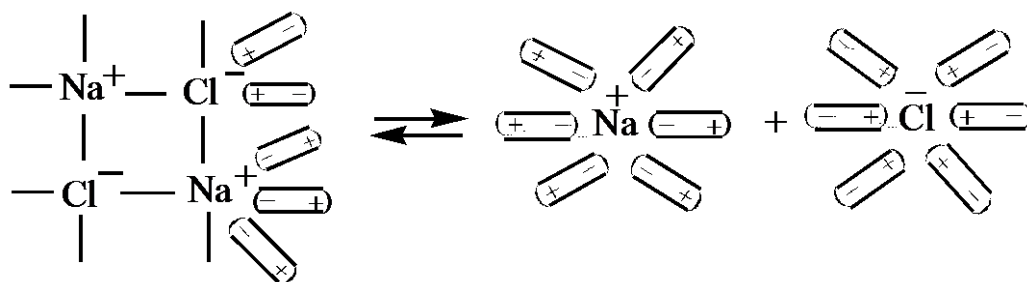
2. Диссоциация – процесс обратимый: параллельно с распадом молекул на ионы (диссоциация) протекает процесс соединения ионов (ассоциация). Поэтому в уравнениях электролитической диссоциации вместо знака равенства ставят знак обратимости:



7.1. Механизм диссоциации

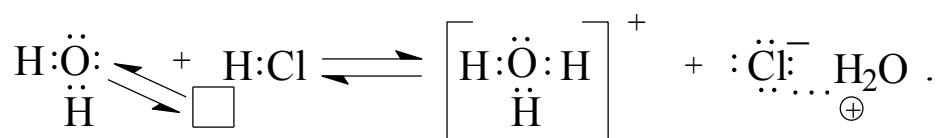
Почему электролиты диссоциируют на ионы? На этот вопрос помогает ответить учение о химической связи.

Легче всего диссоциируют вещества с ионной связью:



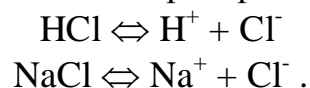
При их растворении полярные молекулы воды – диполи ориентируются вокруг положительных и отрицательных ионов, между ними возникают силы взаимного притяжения. В результате связь между ионами ослабевает, происходит переход ионов из кристалла в раствор, образуются гидратированные ионы.

При диссоциации электролитов, молекулы которых образованы по типу полярной ковалентной связи, процессу диссоциации предшествует процесс ионизации. Например, молекулы HCl хорошо ионизируются в воде, что связано с донорно-акцепторным взаимодействием молекул воды с молекулами хлороводорода:



Ион гидроксония H_3O^+ образуется за счет электронной пары кислорода и свободной орбитали водорода, анионы хлора также гидратированы за счет водородной связи.

Гидратированные ионы удерживают переменное число молекул воды, поэтому для простоты написания гидратированную воду опускают:



7.2 Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты

Поскольку электролитическая диссоциация – процесс обратимый, то в растворах электролитов наряду с ионами присутствуют и молекулы.

Количественной характеристикой процесса диссоциации может служить степень электролитической диссоциации.

Степень диссоциации (α) – это отношение числа молекул (n), распавшихся на ионы, к общему числу растворенных молекул (N):

$$\alpha = n / N.$$

Степень диссоциации определяется опытным путем и выражается в долях единицы или в процентах. Например, если $\alpha = 10\%$, то это значит, что из 100 молекул данного электролита 10 распалось на ионы, при $n = N$ степень диссоциации $\alpha = 1$ или 100%. В этом случае все молекулы растворенного вещества распались на ионы; если $n = 0$, то вещество совсем не распадается на ионы – неэлектролит.

Степень электролитической диссоциации зависит от природы электролита и концентрации раствора. Так, в 0,1М растворе HClO при 18⁰C $\alpha = 0,055\%$, а в 0,1М растворе CH₃COOH при той же температуре $\alpha = 1,3\%$.

С уменьшением концентрации электролита (при разбавлении) степень диссоциации увеличивается так:

- в 0,1М растворе CH₃COOH $\alpha = 1,3\%$,
- в 0,01М растворе CH₃COOH $\alpha = 4,2\%$,
- в 0,001М растворе CH₃COOH $\alpha = 12,4\%$.

Все электролиты подразделяются на сильные и слабые. Сила электролита определяется степенью электролитической диссоциации.

Сильные электролиты ($\alpha > 30\%$). При растворении в воде большая часть молекул диссоциирует на ионы.

К ним относятся:

- 1) почти все соли
- 2) многие минеральные кислоты, например, H₂SO₄, HNO₃, HCl, HBr, HI, HClO₄ и др.;
- 3) основания щелочных (металлы I группы – от Li до Fr) и щелочноземельных металлов (металлы II группы от Ca до Ba).

Слабые электролиты ($\alpha < 3\%$). При растворении в воде лишь незначительное количество молекул диссоциирует на ионы.

К ним относятся:

1. Почти все органические кислоты, например, CH₃COOH, HCOOH и другие;
2. Некоторые минеральные кислоты, например H₂CO₃, H₂S, HNO₂, HClO, H₂SiO₃, H₃BO₃;
3. Многие основания металлов (кроме щелочных и щелочноземельных), а также NH₄OH;
4. К слабым электролитам относится также вода.

Слабые электролиты в отличие от сильных диссоциируют ступенчато.

7.3. Диссоциация кислот, оснований и солей в водных растворах

С помощью теории электролитической диссоциации дают определения и описывают свойства кислот, оснований и солей.

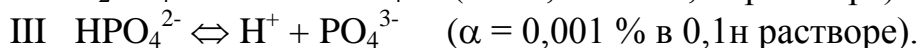
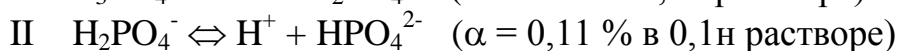
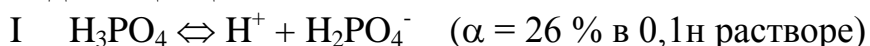
Кислотами называются электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только катионы водорода.

Например:



Основность кислоты определяется числом катионов водорода, которые образуются при диссоциации, эти же катионы водорода способны замещаться в кислоте на металл. Так, HCl, HNO₃, CH₃COOH – одноосновные кислоты; H₂S, H₂SO₄, H₂CO₃ – двухосновные кислоты; H₃PO₄, H₃AsO₄ – трехосновные кислоты.

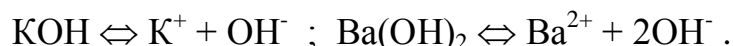
Слабые кислоты диссоциируют ступенчато, причем преобладает I степень диссоциации.



В водном растворе фосфорной кислоты наряду с молекулами H₃PO₄ имеются ионы (в последовательно уменьшающихся количествах) H₂PO₄⁻, HPO₄²⁻, PO₄³⁻.

Основаниями называются электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы.

Например:

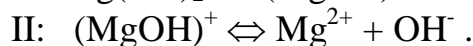
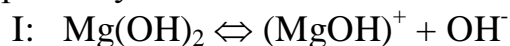


Основания, растворимые в воде, называются щелочами (сильные электролиты). Это основания щелочных и щелочноземельных металлов: LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, FrOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂, Ra(OH)₂.

Большинство оснований в воде малорастворимо.

Кислотность основания определяется числом его гидроксогрупп. Например, KOH, NH₄OH – однокислотные основания, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂ – двухкислотные основания, Fe(OH)₃ – трехкислотное основание и т. д.

Слабые основания, как и слабые кислоты, диссоциируют ступенчато, при этом преобладает первая степень диссоциации:

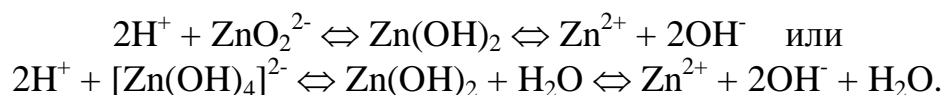


Однако имеются электролиты, которые при диссоциации одновременно образуют катионы водорода и гидроксид-ионы. Эти электролиты называются амфотерными. К ним относятся вода, гидроксиды алюминия, цинка, хрома (III), бериллия, свинца (II), олова (II) и др., а также амфотерные кислоты H₃AsO₃, H₃SbO₃, H₃BO₃ и некоторые другие.

Вода, например, диссоциирует на ионы H⁺ и OH⁻ (в незначительных количествах, т. к. слабый электролит)

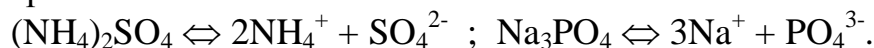


Диссоциацию амфотерного гидроксида цинка можно выразить уравнением:

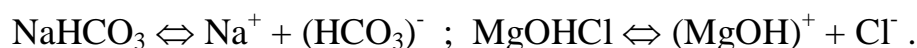


Солями называются электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов (а также катион аммония NH_4^+) и анионы кислотных остатков.

Например:



Так диссоциируют средние соли. Кислые же и основные соли диссоциируют ступенчато, причем, преобладает I ступень диссоциации, т. к. кислотные остатки и основные остатки – слабые электролиты:



7.4. Ионные уравнения реакции

Согласно теории электролитической диссоциации все реакции в водных растворах электролитов являются реакциями между ионами. Они называются ионными реакциями, а уравнения этих реакций – ионными уравнениями.

При составлении ионных уравнений руководствуются принципом Ле-Шателье о сдвиге химического равновесия. Ионная реакция в растворе становится необратимой (равновесие сдвинуто в правую сторону), если в результате ее образуются:

- а) малорастворимые вещества (осадок)
- б) легколетучие вещества (газ)
- в) малодиссоциирующие вещества (слабые электролиты).

Эти вещества, удаляющиеся из сферы взаимодействия ионов, записываются в молекулярной форме. Знак ↓, стоящий при формуле вещества, обозначает, что вещество удаляется из сферы реакции в виде осадка, а знак ↑ обозначает, что вещество удаляется из сферы реакции в виде газа.

Сильные электролиты, как полностью диссоциированные, записывают в виде ионов. Сумма электрических зарядов левой части уравнения должна быть равна сумме электрических зарядов правой части.

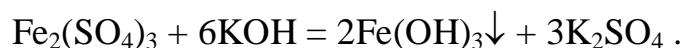
Возможны реакции растворения осадков в кислотах и щелочах. И в этих случаях более сильные электролиты вытесняют более слабые.

Для закрепления этих положений рассмотрим следующие примеры.

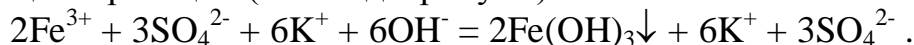
Пример 1. Составить уравнения реакции между растворами сульфата железа (III) и гидроксидом калия в молекулярной и ионной формах.

Разобьем решение задачи на 3 этапа.

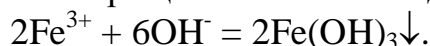
1. Запишем уравнение реакции в молекулярной форме, поставим коэффициенты:



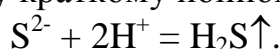
2. Перепишем это уравнение, изобразив хорошо диссоциирующие вещества в виде ионов, а уходящие из сферы реакции в виде молекул, исключим из обеих частей ионного уравнения одинаковые ионы, т. е. ионы, не участвующие в реакции (они подчеркнуты):



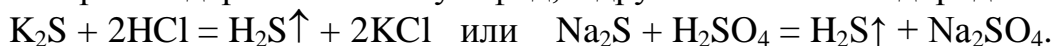
3. Запишем уравнение в сокращенно-ионном виде:



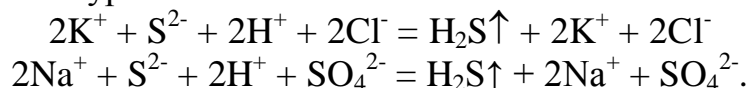
Пример 2. Составить молекулярное и полное ионное уравнение, соответствующее заданному краткому ионному уравнению:



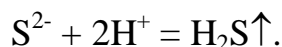
Следует взять два сильных растворимых в воде электролита, один из которых содержит анион сульфид, а другой – катион водорода



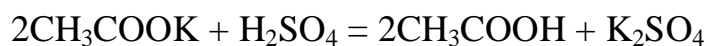
Полные ионные уравнения:



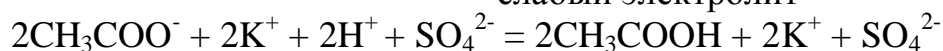
После сокращения неизменившихся ионов получим заданное краткое ионное уравнение:



Пример 3.



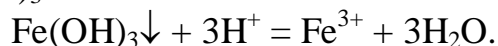
слабый электролит



Пример 4.



слабый электролит



ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ №7

1. Степень электролитической диссоциации как характеристика силы электролита. К каким электролитам относятся Выписать двумя столбиками формулы слабых и сильных электролитов.

2. Написать уравнения диссоциации (где возможно, уравнения ступенчатой диссоциации)

3. Написать молекулярные и ионные уравнения взаимодействия

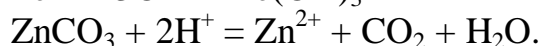
4. Составить молекулярные уравнения, исходя из следующих ионных....

Вариант №1

1. гидроксид лития, серная кислота, уксусная кислота, сульфат натрия, гидроксид алюминия, гидрокарбонат натрия.

2. гидроксида хрома (III), серной кислоты, нитрата алюминия, карбоната аммония.

3. нитрата серебра с хлоридом бария; сульфата магния с фосфатом калия; гидроксида натрия с гидроксидом цинка.

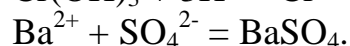


Вариант №2

1. азотная кислота, сульфат меди (II), гидросульфит натрия, гидроксид бария, гидроксид аммония, силикат натрия.

2. угольной кислоты, сульфида аммония, сульфата лития, гидроксида цинка.

3. хромата калия с хлоридом бария; гидроксида алюминия с гидроксидом натрия; гидроксида меди (II) с соляной кислотой.

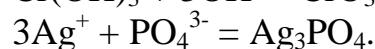
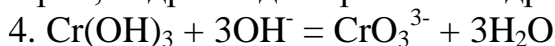


Вариант №3

1. иодоводородная кислота, гидроксид кальция, гидроксид кобальта (II), гидросульфид натрия, хлорид цинка, карбонат калия.

2. гидроксида железа (III), нитрата цинка, серной кислоты, сульфата гидроксомеди (II).

3. карбоната аммония с хлоридом кальция; сульфата меди с сульфидом натрия; гидроксида бериллия с гидроксидом калия.

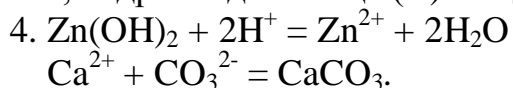


Вариант №4

1. соляная кислота, сероводородная кислота, гидроксид кадмия, гидроксид стронция, сульфат хрома (III), карбонат гидроксомеди (II).

2. хромовой кислоты, хлорида кальция, сульфата железа (III), хлорида гидроксожелеза (II).

3. карбоната аммония с хлоридом цинка; ацетата свинца с серной кислотой; гидроксида свинца (II) с гидроксидом натрия.

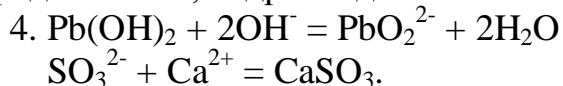


Вариант №5

1. бромоводородная кислота, гидроксид олова (II), сульфат аммония, кремниевая кислота, гидросиликат натрия, гидроксид цезия.

2. гидрокарбоната натрия, фосфорной кислоты, гидроксида бария, гидроксида цинка.

3. нитрата серебра с хлоридом меди (II); сульфата железа (III) с сульфидом калия; гидроксида магния с азотной кислотой.

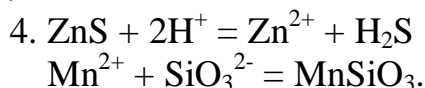


Вариант №6

1. гидроксид кальция, азотная кислота, силикат натрия, азотистая кислота, нитрат алюминия, гидрокарбонат натрия.

2. фосфата калия, уксусной кислоты, гидросульфида натрия, гидроксида стронция.

3. нитрата цинка с сероводородной кислотой; карбоната бария с хлороводородной кислотой; мышьяковистой кислоты с хлороводородной кислотой.

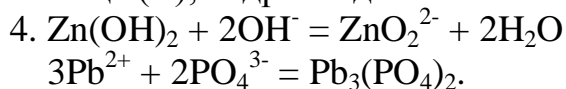


Вариант №7

1. серная кислота, гидроксид марганца (II), сульфид натрия, гидроксид калия, гидросиликат натрия, фторид натрия.

2. нитрата свинца (II), серной кислоты, гидрофосфата бария, нитрата гидроксомеди (II).

3. хлорида кобальта (III) с сульфидом аммония; хромата калия с нитратом свинца (II); гидроксида алюминия с серной кислотой.

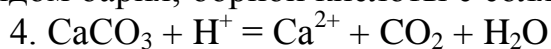


Вариант №8

1. гидроксид натрия, сернистая кислота, сульфид калия, гидросиликат калия, серная кислота, гидроксид никеля (II).

2. нитрата кальция, гидросульфида натрия, кремниевой кислоты, гидроксида аммония.

3. гидроксида меди (II) с азотной кислотой; карбоната аммония с хлоридом бария; борной кислоты с соляной кислотой.

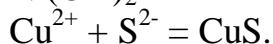
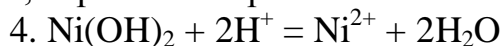


Вариант №9

1. хлорид свинца (II), гидроксид аммония, угольная кислота, фосфат лития, сульфат гидроксомагния, гидроксид бария.

2. гидроксида стронция, сероводородной кислоты, гидросиликата натрия, фосфата аммония.

3. нитрата цинка с фосфатом калия; гидроксида цинка с гидроксидом натрия; карбоната бария с азотной кислотой.

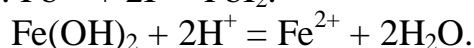
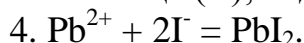


Вариант №10

1. гидроксид франция, кремниевая кислота, гидроксид аммония, сульфат меди, гидросиликат натрия, сульфид калия.

2. нитрата железа (III), фосфорной кислоты, дигидрофосфата бария, нитрата гидроксомеди (II).

3. хлорида кобальта (II) с сульфидом аммония; фосфата натрия с нитратом свинца (II); гидроксида алюминия с гидроксидом калия.

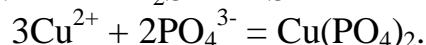
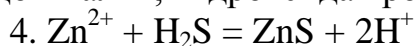


Вариант №11

1. хлорная кислота, гидроксид хрома (III), кремниевая кислота, нитрат гидроксомагния, карбонат аммония, хлорид кальция.

2. уксусной кислоты, фосфата аммония, ортосурьмяной кислоты, сульфата натрия.

3. силиката натрия с хлороводородной кислотой; нитрата свинца с йодидом калия; гидроксида хрома (III) с гидроксидом калия.

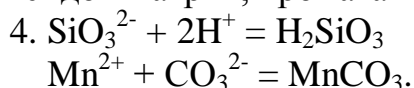


Вариант №12

1. соляная кислота, гидроксид аммония, уксусная кислота, нитрат свинца (II), гидроксид бария, сульфат натрия.

2. нитрата меди (II), серной кислоты, гидрофосфата калия, нитрата гидроксомеди (II).

3. хлорида железа (III) с сульфидом аммония; гидроксида цинка с гидроксидом натрия; хромата калия с нитратом цинка.

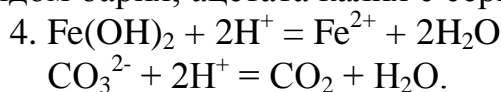


Вариант №13

1. кремниевая кислота, гидросиликат натрия, гидроксид калия, гидроксид кальция, гидроксид магния, нитрат кальция.

2. нитрата аммония, дигидрофосфата калия, ортомышьяковой кислоты, сульфата гидроксомагния.

3. гидроксида меди (II) с азотной кислотой; карбоната аммония с хлоридом бария; ацетата калия с серной кислотой.

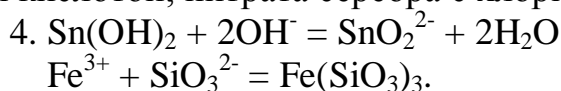


Вариант №14

1. гидроксид алюминия, сульфид кальция, сероводородная кислота, хлорид магния, сульфат алюминия, хлорноватистая кислота.

2. ортомышьяковой кислоты, гидросиликата натрия, гидроксида цинка, сульфата железа (III).

3. карбоната аммония с гидроксидом натрия; сульфида кальция с соляной кислотой; нитрата серебра с хлоридом бария.

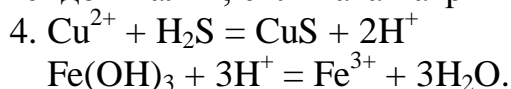


Вариант №15

1. азотистая кислота, гидроксид бериллия, серная кислота, силикат натрия, гидроксид стронция, гидросульфид калия.

2. гидроксида алюминия, сульфата хрома (III), гидросиликата натрия, сульфида аммония, мышьяковистой кислоты, хлорида цинка.

3. карбоната железа (III) с азотной кислотой; гидроксида алюминия с гидроксидом калия; силиката натрия с серной кислотой.



Глава VIII. ДИССОЦИАЦИЯ ВОДЫ. ИОННОЕ ПРОИЗВЕДЕНИЕ ВОДЫ. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ

Вода - слабый электролит.

$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ $K_{\text{дисс.}}(\text{H}_2\text{O}) = [\text{H}^+]\cdot[\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}] = 1,8\cdot 10^{-16}$, при 22°C .

Рассчитано, что произведение концентрации ионов водорода на концентрацию ионов гидроксида есть величина постоянная и при комнатной температуре равна 10^{-14} . Это произведение называется ионным произведением воды.

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

В чистой дистиллированной воде концентрация ионов водорода равна концентрации ионов гидроксида, т. к. из одной молекулы образуется один ион H^+ и один ион OH^- :

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

При добавлении кислоты концентрация ионов H^+ увеличивается, т. е. $[\text{H}^+] < 10^{-7}$. При добавлении щелочи концентрация ионов OH^- увеличивается, а концентрация ионов H^+ уменьшается, т. е. $[\text{H}^+] < 10^{-7}$. Однако, как бы не менялись $[\text{H}^+]$ и $[\text{OH}^-]$, их произведение всегда остается 10^{-14} . Отсюда следует, что степень кислотности и степень щелочности раствора можно выразить с помощью концентрации ионов H^+ и OH^- . Обычно пользуются концентрацией ионов H^+ .

Пользоваться отрицательными степенями не всегда удобно, поэтому в химическую практику введена особая единица, называемая водородным показателем и обозначаемая символом pH.

Водородным показателем называется десятичный логарифм концентрации ионов водорода, взятый с обратным знаком:

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

Наглядно зависимость между концентрацией ионов водорода, величиной pH и реакцией среды раствора выражают схемой:

$[\text{H}^+]$	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
моль/л	← увеличение кислотности							увеличение щелочности →							
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
реакция раствора	сильнокисл.			слабокисл.				нейтр.	слабощелоч.				сильнощелочн.		

Из схемы видно: $\text{pH} < 7$ – среда кислая, $\text{pH} > 7$ – среда щелочная, $\text{pH} = 7$ – среда нейтральная, таким образом, pH – это единица измерения реакции среды.

Зная концентрацию одного из ионов воды в растворе, всегда можно вычислить концентрацию другого иона, исходя из ионного произведения воды.

Пример 1. $[H^+] = 10^{-3}$. Определить $[OH^-]$ и реакцию среды.

В формулу $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$ подставляем концентрацию ионов H^+ :

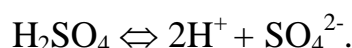
$$10^{-3} \cdot [OH^-] = 10^{-14}; [OH^-] = 10^{-14} / 10^{-3} = 10^{-11}.$$

Реакция среды этого раствора кислая, так как

$$pH = -\lg [H^+] = -\lg 10^{-3} = 3.$$

Зная концентрацию раствора кислоты или основания, нетрудно рассчитать pH раствора.

Пример 2. Определить pH 0,05M раствора серной кислоты ($\alpha \approx 100\%$):



По уравнению реакции видно, что из одной молекулы серной кислоты при диссоциации образуются 2 иона H^+ . Считая степень диссоциации серной кислоты равной 100 %, находим, что из 0,05 молей ее образуется 0,1 молей H^+ , т. е. $[H^+] = 10^{-1}$.

$$pH = -\lg [H^+] = -\lg 10^{-1} = 1.$$

Пример 3. Определить pH 0,1M раствора уксусной кислоты, $\alpha = 1,4\%$.

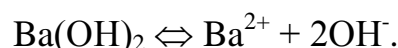


Из одной молекулы уксусной кислоты при диссоциации образуется один ион H^+ , но $\alpha = 1,4\%$, следовательно, только 1,4 % всех молекул в растворе распадается на ионы. Отсюда

$$[H^+] = C(CH_3COOH) \cdot \alpha / 100 = 0,1 \cdot 1,4 / 100 = 10^{-1} \cdot 1,4 \cdot 10^{-2} = 1,4 \cdot 10^{-3}$$

$$pH = -\lg [H^+] = -\lg 1,4 \cdot 10^{-3} = -(\lg 1,4 + \lg 10^{-3}) = -(\lg 1,4 - 3) = 3 - \lg 1,4 = 3 - 0,146 = 2,854.$$

Пример 4. Определить pH 0,01n раствора гидроксида бария, $\alpha = 100\%$.



C_n – это концентрация моль-эквивалентов и, согласно определению, количество эквивалентов $Ba(OH)_2$ равно количеству молей ионов OH^- .

$$[OH^-] = C_n Ba(OH)_2 = 10^{-2} \text{ моль/л}; [H^+] = 10^{-14} / [OH^-] = 10^{-14} / 10^{-2} = 10^{-12}$$

$$pH = -\lg [H^+] = -\lg 10^{-12} = 12.$$

ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ №8

1. Зная величину pH раствора, вычислить концентрацию ионов H^+ , концентрацию ионов OH^- , указать реакцию среды и окраску лакмуса, метил-оранжа и фенолфталеина в этом растворе. Рассчитать массу H_2SO_4 (KOH) в 1 литре раствора.

2. Рассчитать pH раствора кислоты, зная ее концентрацию ($\alpha = 100\%$).

3. Рассчитать pH раствора щелочи, зная его концентрацию ($\alpha = 100\%$).

Вариант №1

1. 8; 2. 0,001М хлороводородная кислота; 3. 0,5М гидроксид бария.

Вариант №2

1. 5; 2. 0,01М азотная кислота; 3. 0,02М гидроксид калия.

Вариант №3

1. 3; 2. 0,02н азотная кислота; 3. 0,01М гидроксид натрия.

Вариант №4

1. 9; 2. 0,003н серная кислота; 3. 0,001М гидроксид калия.

Вариант №5

1. 4; 2. 0,005М хлороводородная кислота; 3. 0,2н гидроксид натрия.

Вариант №6

1. 11; 2. 0,1н азотная кислота; 3. 0,01М гидроксид бария.

Вариант №7

1. 2; 2. 0,01М серная кислота; 3. 0,3М гидроксид калия.

Вариант №8

1. 12; 2. 0,02н азотная кислота; 3. 0,1н гидроксид калия.

Вариант №9

1. 6; 2. 0,02н азотная кислота; 3. 0,3М гидроксид натрия.

Вариант №10

1. 13; 2. 0,5М серная кислота; 3. 0,002н гидроксид калия.

Вариант №11

1. 14; 2. 0,05н серная кислота; 3. 0,2н гидроксид натрия.

Вариант №12

1. 0; 2. 0,001н азотная кислота; 3. 0,05М гидроксид бария.

Вариант №13

1. 1; 2. 0,002М хлороводородная кислота; 3. 1н гидроксид натрия.

Вариант №14

1. 10; 2. 0,002н серная кислота; 3. 0,1М гидроксид калия.

Вариант №15

1. 2; 2. 0,02н хлороводородная кислота; 3. 0,04н гидроксид натрия.

Глава IX. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Растворы многих солей имеют кислую или щелочную реакцию среды, хотя сами соли при диссоциации не образуют катионов водорода H^+ и гидроксид ионов OH^- . Объяснение этому факту следует искать во взаимодействии солей с водой.

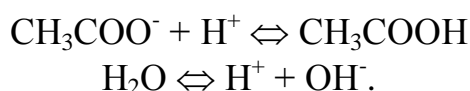
Гидролиз солей – это взаимодействие ионов соли с ионами воды, приводящее к образованию слабого электролита. Часто гидролиз ведет к изменению рН раствора.

Гидролиз – процесс обратимый.

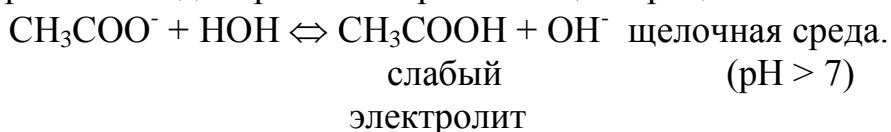
Гидролизу подвергаются все соли, образованные слабым основанием или слабой кислотой. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются.

9.1. Гидролиз солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой (Na_2S , Na_2CO_3 , K_2SiO_3 , CH_3COOK , KNO_2 , KCN и др.)

Пример1. Рассмотрим гидролиз ацетата калия. Ацетат калия как сильный электролит в водном растворе диссоциирует на ионы K^+ и CH_3COO^- . Последние взаимодействуют с H^+ и OH^- - ионами воды. При этом ионы K^+ не могут связать ионы OH^- в молекулы, так как KOH является сильным электролитом и существует в растворе только в виде ионов. Ацетат-ионы связывают ионы H^+ с образованием молекул слабого электролита – уксусной кислоты, в результате чего новые молекулы H_2O диссоциируют на H^+ и OH^- – ионы. Эти процессы протекают до тех пор, пока не установится равновесие:

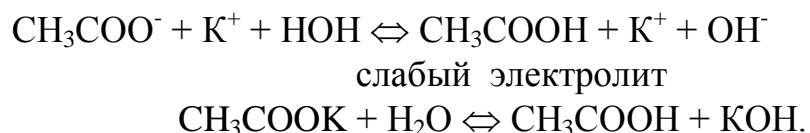


Суммарное уравнение одновременно протекающих процессов имеет вид:



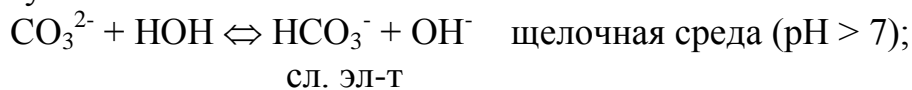
Это уравнение показывает, что в результате образования слабого электролита – уксусной кислоты смещается ионное равновесие диссоциации воды и создается избыток OH^- - ионов, а потому раствор приобретает щелочную среду.

Исходя из сокращенного ионного уравнения реакции гидролиза, легко выяснить полное ионное и молекулярное уравнение гидролиза ацетата калия:

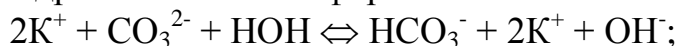


Пример 2. Если гидролизу подвергается соль, образованная сильным основанием и слабой многоосновной кислотой, то в этом случае преобладает 1 степень гидролиза, т. к. образовавшиеся ионы – кислые остатки многоосновных кислот являются слабыми электролитами, и гидролиз дальше практически не проходит. Например, при гидролизе карбоната калия преобладает 1 степень гидролиза и в растворе этой соли будут накапливаться ионы HCO_3^- - слабый электролит и ионы OH^- , среда в растворе этой соли также щелочная. Уравнение реакции гидролиза записывается в виде трех уравнений:

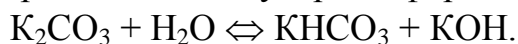
а) уравнение гидролиза в сокращенной ионной форме, когда с водой взаимодействует ион слабой кислоты:



б) уравнение гидролиза в ионной форме:



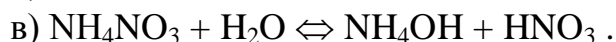
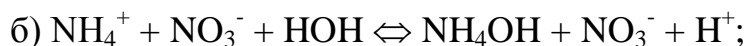
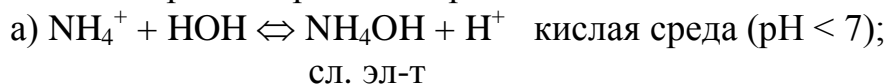
в) уравнение гидролиза в молекулярной форме:



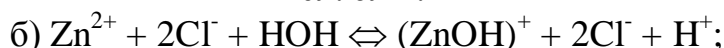
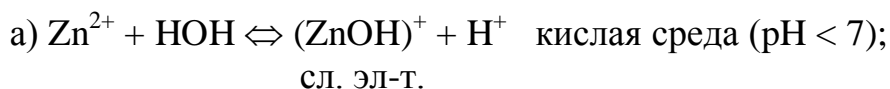
В результате гидролиза по 1 ступени образуется не сама кислота, а ее кислая соль.

9.2. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой (AlCl_3 , NH_4NO_3 , ZnSO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и др.)

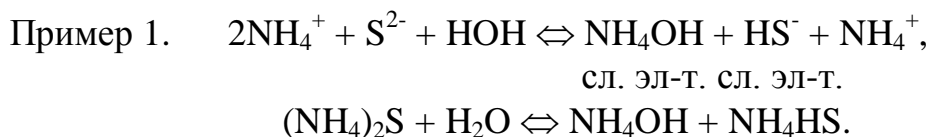
Пример 1. Рассмотрим гидролиз нитрата аммония:



Пример 2. При гидролизе соли, образованной слабым многокислотным основанием и сильной кислотой, преобладает также 1 степень гидролиза и образуется не само основание, а основная соль. Рассмотрим в качестве примера гидролиз хлорида цинка: с водой взаимодействует ион слабого основания.



9.3 Гидролиз солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой ($\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, Al_2S_3 и др.)



В этом случае с водой реагируют оба иона. Среда остается нейтральной.

Пример 2. Если соль образована очень слабым нерастворимым основанием и слабой кислотой, то гидролиз не останавливается на 1 степени и идет до конца:



В этом случае гидролиз протекает необратимо, так как продукты гидролиза уходят из сферы реакции. Раствор остался нейтральным ($\text{pH} \approx 7$).

ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ №9

Какие из следующих солей подвергаются гидролизу? Дать молекулярное, ионное и сокращенное ионное уравнение реакции гидролиза. Указать реакцию среды раствора соли. Назвать все продукты реакции.

Вариант №1

Сульфит калия, нитрат бария, сульфат меди (II), сульфид натрия.

Вариант №2

Хлорид цинка, силикат натрия, хлорид аммония, хлорид калия.

Вариант №3

Йодид калия, карбонат калия, нитрат алюминия, хлорид олова (II).

Вариант №4

Ацетат натрия, бромид олова (II), цианид калия, сульфат аммония.

Вариант №5

Нитрит натрия, нитрат меди, хлорид хрома (III), нитрат натрия.

Вариант №6

Хлорид железа(III), гидрофосфат кальция, нитрит калия, хлорид натрия.

Вариант №7

Силикат калия, нитрат свинца, хлорид кальция, бромид аммония.

Вариант №8

Сульфат калия, нитрат кадмия, ацетат аммония, ацетат бария.

Вариант №9

Сульфат цинка, йодид калия, карбонат калия, сульфид натрия.

Вариант №10

Нитрат аммония, нитрит калия, сульфат алюминия, нитрат бария.

Вариант №11

Хлорид железа(III), карбонат аммония, сульфат натрия, ацетат рубидия.

Вариант №12

Силикат олова (II), бромид натрия, сульфид аммония, хлорид магния.

Вариант №13

Сульфат калия, сульфат аммония, хлорид кобальта(II), карбонат натрия.

Вариант №14

Хлорид калия, карбонат аммония, нитрат железа(III), нитрат аммония

Вариант №15

Сульфид аммония, сульфит натрия, сульфат хрома(III), перхлорат калия.

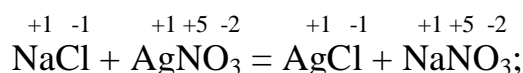
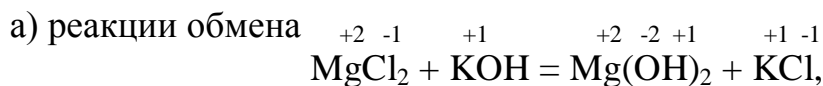
Вариант №16

Сульфид калия, хлорид аммония, нитрат калия, нитрат магния.

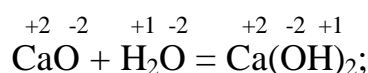
Глава X. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Все химические реакции можно разделить на два типа.

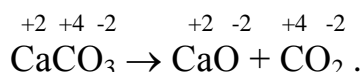
К первому типу относятся реакции, идущие без изменения степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. К ним относятся:



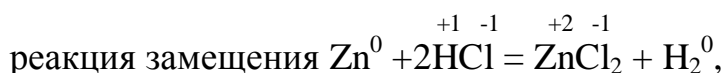
б) некоторые реакции соединения



в) некоторые реакции разложения



Ко второму типу относятся реакции, идущие с изменением степени окисления атомов реагирующих веществ. Например:

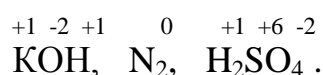


Реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются **окислительно-восстановительными**.

Степень окисления элемента относится к основным понятиям химии и характеризует состояние атома в соединении. При определении степени окисления условно предполагают, что в соединении валентные электроны полностью переходят к более электроотрицательным атомам, а потому соединения состоят из положительно и отрицательно заряженных ионов. В действительности же при образовании ковалентных связей происходит только смещение электронной пары от одного атома к другому и полного заряда на атомах не образуется.

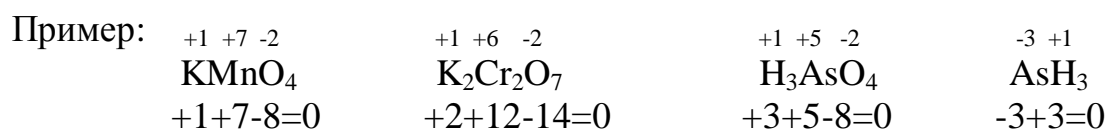
Таким образом, **степень окисления** – это условный заряд, который принял бы атом, если бы отдал или присоединил соответствующее число электронов.

Степень окисления может иметь отрицательное, положительное и нулевое значение (в простых веществах), которое выражают арабскими цифрами со знаком + или – и ставят над символом элемента. Например:



Металлы в соединениях всегда проявляют только положительную степень окисления, водород в соединениях также проявляет степень окисления +1 (за исключением гидридов металлов $\text{Na}^{+1}\text{H}^{-1}$); кислород – степень окисления – 2; фтор – степень окисления – 1; хлор, бром, йод в соединениях с металлами и водородом – степень окисления – 1, а в соединениях с кислородом положительную степень окисления от +1 до +7 (например KClO_3); другие неметаллы могут проявлять в соединениях как положительную, так и отрицательную степень окисления.

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



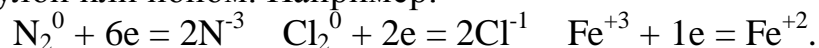
10.1. Основные положения теории окислительно-восстановительных реакций

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



При окислении степень окисления повышается.

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



При восстановлении степень окисления понижается.

3. Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны, называются восстановителями. В реакции они окисляются. Атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны, называются окислителями. В реакции они восстанавливаются. Так как атомы, молекулы или ионы входят в состав определенных веществ, то и эти вещества называются восстановителями или окислителями.

4. Окисление всегда сопровождается восстановлением, без восстановления не может быть окисления, эти процессы идут одновременно. Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединенных окислителем.

5. Восстановители и окислители могут быть как простыми веществами, так и сложными. Окислительно-восстановительная реакция простых веществ связана с электронной структурой их атомов, т.е. положением в ПСЭ.

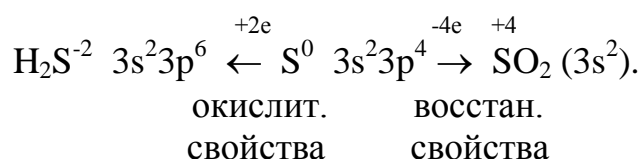
В периодах с повышением порядкового номера элемента (слева направо) восстановительные свойства простых веществ уменьшаются,

окислительные – усиливаются. Например, в 3 периоде натрий – самый активный восстановитель, хлор – самый активный окислитель.

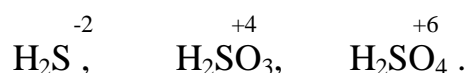
В главных подгруппах с повышением порядкового номера (сверху вниз) усиливаются восстановительные свойства и ослабевают окислительные. Таким образом, самый активный восстановитель в ПСЭ – франций, а самый активный окислитель – фтор.

В побочных подгруппах – только восстановители, так как элементы побочных подгрупп – металлы.

Неметаллы проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства. Например:



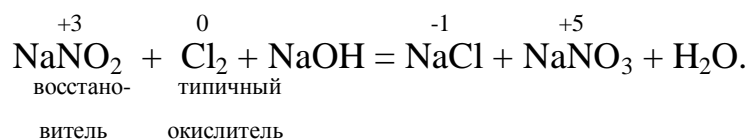
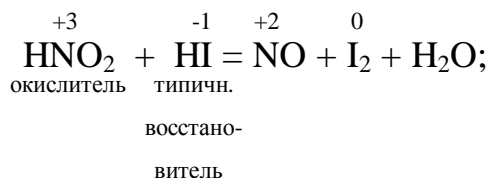
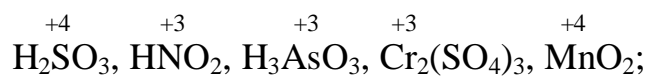
Окислительные и восстановительные свойства сложных веществ зависят от степени окисления атома в соединении. Например:



В первом соединении сера имеет отрицательную степень окисления, чему соответствует восьмиэлектронная оболочка валентного слоя. Больше принять электроны она не может, а может только отдавать, следовательно, сероводород – восстановитель. Во втором соединении сера находится в промежуточной степени окисления, а потому сернистая кислота может быть как восстановителем, так и окислителем и зависит от свойств веществ, с которыми будет реагировать. В третьем соединении сера имеет положительную максимальную степень окисления, отдала все валентные электроны и может только принимать электроны, следовательно, серная кислота – окислитель.

Восстановители	Окислители
1. Нейтральные атомы металлов и водород. 2. Молекулы или ионы, содержащие неметаллы в отрицательной степени окисления: H_2S^{-2} , KI , NaBr^- , Si^{-4}H_4 , N^{-3}H_3 , As^{-3}H_3 и др. 3. Катод при электролизе.	1. Нейтральные атомы элементов, имеющих от 5 до 7 валентных электронов: галогены – F_2^0 , Cl_2^0 , кислород и др. 2. Положительно заряженные ионы малоактивных металлов: Ag^{+1} , Au^{+1} , Cu^{+2} . 3. Сложные молекулы или ионы, содержащие атомы металлов и неметаллов в высшей положительной степени окисления: $\text{KMn}^{+7}\text{O}_4$, $\text{K}_2\text{Cr}_2^{+6}\text{O}_7$, Pb^{+4}O_2 , HN^{+5}O_3 , $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ и другие. 4. Анод при электролизе.

Другие неметаллы, сложные молекулы или ионы, содержащие атомы металлов и неметаллов в промежуточной положительной степени окисления, обладают как восстановительной, так и окислительной способностью. Например:



10.2. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

При составлении окислительно-восстановительных реакций необходимо учесть главное: количество электронов, принятых окислителем, должно равняться количеству электронов, отданных восстановителем, так как процессы окисления и восстановления протекают одновременно, что дает возможность находить стехиометрические коэффициенты.

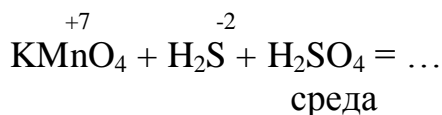
10.2.1 Метод электронного баланса

Для составления уравнения надо знать формулы реагирующих веществ и продуктов реакции. Последние определяются либо опытным путем, либо исходя из степени окисления центральных атомов реагирующих веществ.

Порядок составления уравнений:

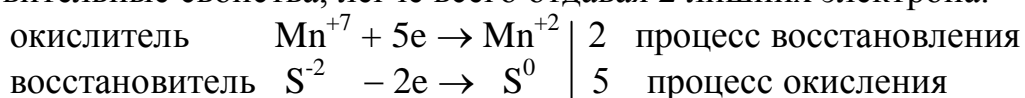
1. Составить уравнение электронного баланса.
2. Поставить коэффициенты к окислителю и восстановителю согласно уравнению электронного баланса и продуктам их превращения.
3. Уравнять катионы металлов, не изменивших степень окисления (если среда кислая).
4. Поставить коэффициенты к неметаллам, неизменившим степень окисления (если среда щелочная).
5. Уравнять катионы водорода.
6. Подсчитать кислород. Если количество атомов кислорода в левой и правой части одинаково, уравнение составлено правильно.

Например:



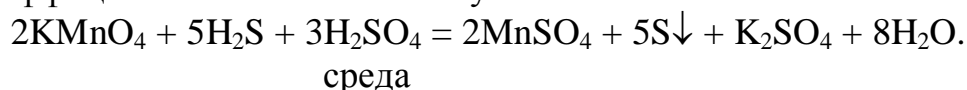
Определить степень окисления элементов в соединениях. Степень окисления марганца +7 (наивысшая, т. к. соответствует номеру группы в ПСЭ), следовательно, Mn^{+7} может проявлять только окислительные свойства. Наиболее устойчивая в кислой среде для марганца степень окисления +2 (см. ряд напряжений). Таким образом, $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$.

Сера в сероводороде имеет степень окисления -2 , т. е. имеет два лишних, по сравнению с электронейтральным атомом, электрона (восьми-электронная структура). Следовательно, S^{-2} может проявлять только восстановительные свойства, легче всего отдавая 2 лишних электрона.



Количество электронов, отданных восстановителем, должно равняться количеству электронов, принятых окислителем. Находим наименьшее общее кратное ($2 \times 5 = 10$) и, умножая на недостающие множители, определяем коэффициенты для окислителя, восстановителя и продуктов их превращения.

Ионы металлов (Mn^{+2} и K^+) в кислой среде образуют соли этой кислоты (MnSO_4 и K_2SO_4), сера свободная выпадает в осадок, а водород и кислород, если они не участвовали в передаче электронов, образуют воду. Ставим коэффициенты согласно балансу.



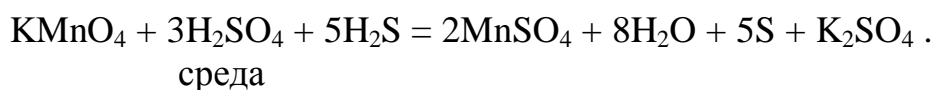
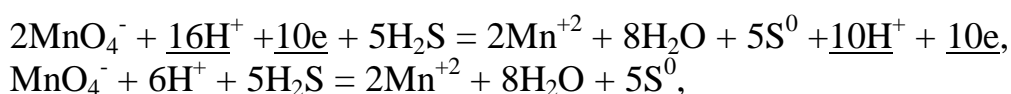
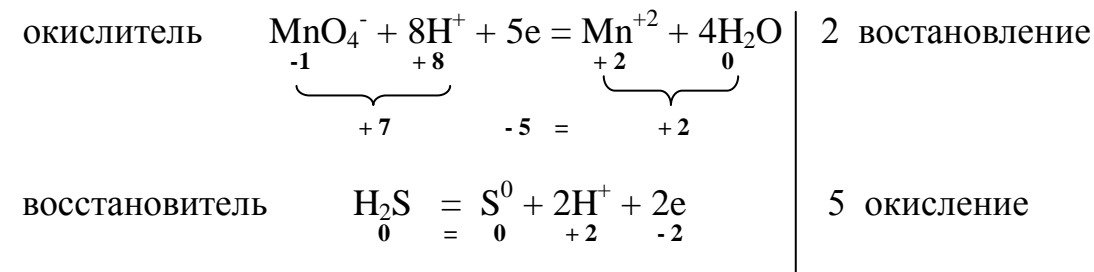
10.2.2. Ионно-электронный метод

Ионно-электронный метод или метод полуреакций учитывает реально существующие молекулы, ионы и реакцию среды.

Порядок составления уравнений:

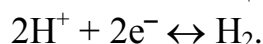
1. Составить уравнения полуреакции процесса восстановления и отдельно процесса окисления в ионном виде. Слабые электролиты, газы и нерастворимые соединения записываются в виде молекул.
2. Уравнять количество атомов в общих полуреакциях (порознь).
3. Посчитать суммарные заряды ионов в левой и правой части каждой полуреакции. Уравнять суммарные заряды, прибавляя электроны в левой или правой частях равенства.
4. Найти коэффициенты также, как в методе электронного баланса (сколько электронов отдано, сколько должно быть принято).
5. Суммировать полуреакции с учетом коэффициентов: левая часть с левой, правая – с правой. Повторяющиеся в разных частях равенства молекулы и ионы сократить.

6. Найденные коэффициенты поставить в молекулярное уравнение.
7. Уравнять ионы и молекулы, незадействованные в полуреакциях.
8. Проверить правильность уравнения по количеству атомов кислорода в разных частях равенства.



10.3. Количественная характеристика окислительно-восстановительных процессов

Для количественной характеристики окислительно-восстановительной активности веществ, используют так называемые электродные или окислительно-восстановительные потенциалы - φ (табл. 3). Последние выражают ту работу, которая затрачивается при переходе 1 моль-эквивалента вещества из восстановленной формы в окисленную и, наоборот. Потенциал данного электродного процесса при концентрациях всех реагирующих веществ, равных единице, называется нормальным или стандартным потенциалом. За нуль берется нормальный потенциал процесса:



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

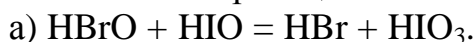
Итак:

1. Окислитель – это вещество у которого больший ОВП(φ).
2. Окислительно-восстановительная реакция возможна лишь в том случае, когда разность между ОВП окислителя и ОВП восстановителя (ЭДС) имеет положительное значение:

$$\text{ЭДС} = \varphi_{\text{ок.}} - \varphi_{\text{восст.}} \quad \text{ЭДС} > 0.$$

3. Из всех возможных при данных условиях процессов преобладает тот, для которого ЭДС имеет наибольшее значение.

Например: Определить возможность протекания окислительно-восстановительных реакций:

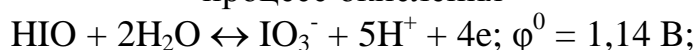


Из таблицы выпишем потенциалы процессов:

процесс восстановления

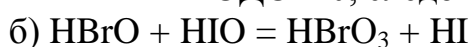


процесс окисления

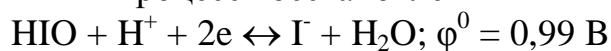


$$\text{ЭДС} = 1,34 - 1,14 = 0,20$$

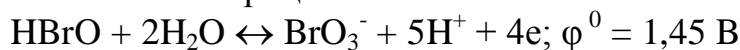
$\text{ЭДС} > 0$, следовательно, реакция возможна.



процесс восстановления



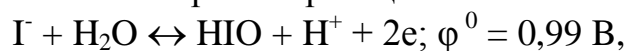
процесс окисления



$$\text{ЭДС} = 0,99 - 1,45 = -0,46$$

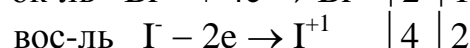
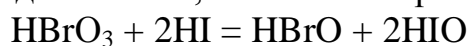
$\text{ЭДС} < 0$, следовательно, реакция не возможна.

Проверим, возможна ли обратная реакция.



$$\text{ЭДС} = 1,45 - 0,99 = 0,46.$$

$\text{ЭДС} > 0$, следовательно, возможна обратная реакция.



ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ №10

1. Определить степень окисления элементов в соединениях. Исходя из степени окисления центрального атома, показать окислительно-восстановительные свойства следующих соединений Для первых двух веществ привести примеры реакций, подтверждающих указанные свойства.
2. Определить степень окисления центрального атома в соединениях, показать (над стрелкой) количество принятых или отданных электронов при переходе из одного соединения в другое.
3. Рассчитать ЭДС процесса, определить возможность протекания прямой и обратной реакции (см стр. 81). Выбранную реакцию уравнивать методом электронного баланса и ионно-электронным методом.

4. Исходя из свойств реагирующих соединений определить конечные продукты реакции, уравнивать методом электронного баланса.

Вариант №1

1. HI, K₂CrO₄, SO₂, HIO₄, FeCl₂, As.
2. NO → NO₂ → HNO₃ → NH₃ → N₂O → NH₄OH → KNO₂ → KNO₃.
3. KMnO₄ + HCl → MnCl₂ + Cl₂ + KCl + H₂O.
4. K₂SeO₃ + Br₂ + KOH →.

Вариант №2

1. NaBr, MnCl₂, HNO₃, Br₂, H₃AsO₃, Na₂Cr₂O₇.
2. SO₂ → H₂S → H₂SO₄ → S → H₂SO₃ → K₂SO₄.
3. KNO₂ + K₂Cr₂O₇ + H₂SO₄ → KNO₃ + Cr₂(SO₄)₃ + K₂SO₄ + H₂O.
4. H₂SO₃ + HI →.

Вариант №3

1. PbO₂, H₂SeO₃, Cl₂, HI, KMnO₄, I₂.
2. MnO₂ → MnCl₂ → KMnO₄ → K₂MnO₄ → Mn(OH)₂ → Mn₂O₇.
3. FeSO₄ + KMnO₄ + H₂SO₄ → Fe₂(SO₄)₃ + MnSO₄ + K₂SO₄ + H₂O.
4. H₂S + HNO₃ →.

Вариант №4

1. KCrO₂, Se, AsH₃, I₂O₇, NH₄OH, NO₂.
2. H₃PO₃ → H₃PO₄ → PH₃ → P₂O₅ → P₂O₃ → PH₄OH.
3. H₂S + K₂Cr₂O₇ + H₂SO₄ → Cr₂(SO₄)₃ + S + K₂SO₄ + H₂O.
4. H₂S + HNO₃ →.

Вариант №5

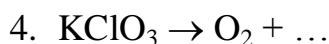
1. K₂S, H₂TeO₄, S, As₂O₃, KCrO₂, HNO₂.
2. H₃AsO₃ → As₂O₅ → AsH₃ → As₂O₃ → H₃AsO₄.
3. NH₄OH + KMnO₄ → MnO₂ + N₂ + KOH + H₂O.
4. S + HNO₃ →.

Вариант №6

1. KI, HNO₃, Na₂SO₃, SO₃, KClO₃, Cl₂.
2. Cl₂ → KClO → KClO₄ → KClO₃ → KCl → Cl₂O₃ → Cl₂O₇.
3. K₂Cr₂O₇ + HCl → CrCl₃ + Cl₂ + KCl + H₂O.
4. Al + KOH + H₂O →.

Вариант №7

1. Ca₃N₂, P, Cr₂O₃, H₂SO₃, PH₃, K₂MnO₄.
2. HNO₂ → NO → NH₄OH → N₂O → N₂ → HNO₃ → NH₃ → NO₂.
3. KMnO₄ + NaNO₂ + H₂SO₄ → MnSO₄ + NaNO₃ + K₂SO₄ + H₂O.



Вариант №8

1. $\text{H}_2\text{Te}, \text{SO}_2, \text{NH}_3, \text{HClO}_4, \text{K}_2\text{SO}_3, \text{Te}$.
2. $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{HMnO}_4$.
3. $\text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$.
4. $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + \dots$

Вариант №9

1. $\text{Sb}, \text{NaMnO}_4, \text{P}_2\text{O}_5, \text{H}_2\text{WO}_4, \text{K}_2\text{Te}, \text{K}_2\text{TeO}_3$.
2. $\text{H}_2\text{TeO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{Te} \rightarrow \text{H}_2\text{TeO}_4 \rightarrow \text{Te} \rightarrow \text{TeO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{TeO}_3$.
3. $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \dots$

Вариант №10

1. $\text{SO}_2, \text{HI}, \text{H}_3\text{AsO}_4, \text{NH}_3, \text{HNO}_3, \text{F}_2$.
2. $\text{I}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{HIO} \rightarrow \text{I}_2 \rightarrow \text{HIO}_3 \rightarrow \text{HI} \rightarrow \text{I}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{KJ}$.
3. $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \dots$

КОНЦ.

Вариант №11

1. $\text{PH}_3, \text{H}_3\text{AsO}_4, \text{KIO}_2, \text{Sb}(\text{OH})_3, \text{K}_2\text{MnO}_4, \text{P}_2\text{O}_5, \text{Si}$.
2. $\text{Sb}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{SbH}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{SbO}_3 \rightarrow \text{Sb} \rightarrow \text{H}_3\text{SbO}_4 \rightarrow \text{Sb}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_5$.
3. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{Cl}_2 + \text{HNO}_2 \rightarrow$.

Вариант №12

1. $\text{H}_2\text{TeO}_3, \text{KBr}, \text{KIO}_3, \text{NH}_4\text{MnO}_4, \text{H}_3\text{AsO}_3, \text{I}_2, \text{H}_2\text{SO}_4$.
2. $\text{H}_3\text{AsO}_4 \rightarrow \text{As}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AsH}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_3 \rightarrow \text{As}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{AsCl}_3 \rightarrow \text{K}_3\text{AsO}_4$.
3. $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow$.

Вариант №13

1. $\text{KI}, \text{I}_2, \text{K}_2\text{SeO}_3, \text{Na}_3\text{AsO}_4, \text{HClO}_3, \text{Cl}_2, (\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$.
2. $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HClO} \rightarrow \text{HClO}_4 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KClO}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2$.
3. $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{P} + \text{HNO}_3 \rightarrow$.

Вариант №14

1. $\text{Br}_2, \text{Pb}(\text{NO}_3)_2, \text{NH}_4\text{OH}, \text{N}_2\text{O}_5, (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7, \text{N}_2$.
2. $\text{MoCl}_2 \rightarrow \text{MoO}_2 \rightarrow \text{MoO}_3 \rightarrow \text{Mo}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{H}_2\text{MO}_4 \rightarrow \text{MoCl}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$.

3. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{KI} + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.

Вариант №15

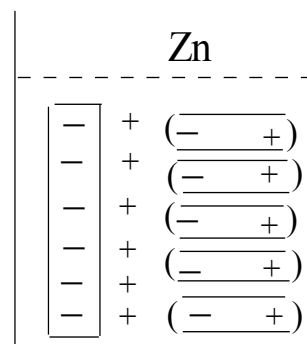
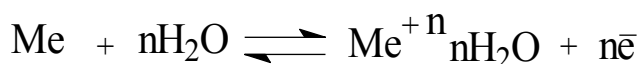
1. $\text{CrO}_3, \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3, \text{NH}_3, \text{KClO}_4, \text{K}_2\text{S}, \text{KNO}_2$.
2. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_2$.
3. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.

конец.

Глава XI. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

11.1. Электродные потенциалы. Ряд напряжения металлов. Гальванический элемент

Если металлическую пластинку опустить в воду, то поверхностно расположенные катионы металла гидратируются полярными молекулами воды и переходят в раствор. Благодаря этому на границе металл – жидкость возникает двойной электрический слой, при этом металлическая пластинка заряжается отрицательно, а раствор положительно (см. рис.).



Разность потенциалов на границе между металлом (электродом) и жидкой фазой (водой или раствором электролита) называется **электродным потенциалом металла**. Измерить электродный потенциал практически невозможно, поэтому на практике определяют стандартные (нормальные) электродные потенциалы.

Стандартным или нормальным называют электродный потенциал, измеренный относительно стандартного водородного электрода при концентрации свободных гидратированных катионов металла 1 моль/л при 25°C .

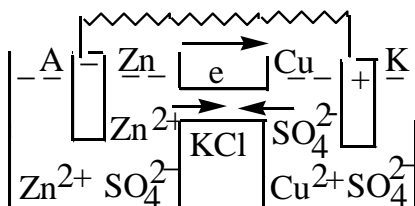
Ряд стандартных электродных потенциалов называется **рядом напряжений** (табл. 2).

Чем отрицательнее стандартный электродный потенциал металла, тем активнее металл, тем легче он отдает электроны, тем выше его восстановительная способность.

Если две металлические пластинки – цинковую и медную, опущенные в растворы их солей, соединить проводом, то в цепи возникнет электрический ток вследствие разности потенциалов металлов.

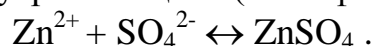
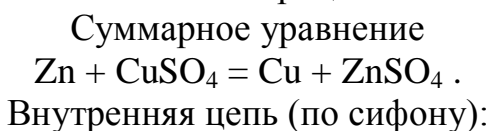
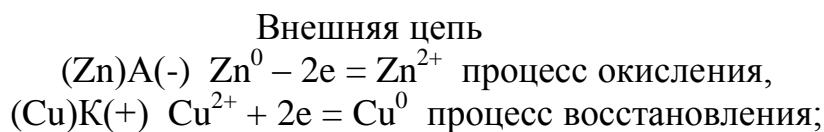
Гальванический элемент – это прибор, в котором энергия химической реакции окисления – восстановления превращается в электрическую энергию.

Анодом называется тот электрод, на котором идет процесс окисления. Следовательно, более активный металл, подающий электроны в систему, заряжен отрицательно и является анодом. Менее активный металл играет роль катода. Он заряжен положительно. На катоде идет процесс восстановления.



Краткая электрохимическая схема: $- \text{Zn} / \text{Zn}^{2+} \parallel \text{Cu}^{2+} / \text{Cu} +$.

Окислительно-восстановительная реакция идет между более активным металлом и раствором электролита, в который опущен менее активный металл.



Сифон или пористая перегородка необходимы для того, чтобы не происходила поляризация электродов. Накопление положительно заряженных катионов металла Zn^{2+} у анода и отрицательно заряженных анионов SO_4^{2-} у катода приводит к тому, что заряд анода становится менее отрицательным, а катода менее положительным. Разность потенциалов уменьшается и гальванический элемент перестает работать. При наличии сифона этого не происходит.

Чем больше разность потенциалов металлов, тем больше ЭДС гальванического элемента. ЭДС любого гальванического элемента можно вычислить по разности стандартных электродных потенциалов:

$$\text{ЭДС} = \varphi^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) - \varphi^0(\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}) = 0,337 - (-0,703) = 1,04 \text{ В.}$$

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

$$\varphi = \varphi^0 + 0,059/n \lg C,$$

где φ – электродный потенциал металла; φ^0 – стандартный потенциал металла; C – концентрация ионов металла в моль/л; 0,0059 – постоянная величина; n – число переданных электронов.

Например:

Если $C(\text{Cu}^{2+}) = 1,5$ моль/л, а $C(\text{Zn}^{2+}) = 0,01$ моль/л, то

$$\varphi(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0,337 + 0,059/2 \lg 1,5 = 0,342 \text{ В,}$$

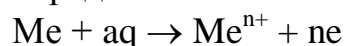
$$\varphi(\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}) = -0,763 + 0,059/2 \lg 0,01 = -0,822 \text{ В,}$$

$$\text{ЭДС} = \varphi(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) - \varphi(\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}) = 0,342 - (-0,822) = 1,164 \text{ В.}$$

Гальванические элементы – химические источники тока широко используются в переносной аппаратуре для питания средств связи, а их разновидности – аккумуляторы, топливные элементы и др. – в самых различных областях народного хозяйства, от автомобильной промышленности до космической техники.

11.2. Коррозия металлов

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 – включает:

газовую – протекает при высокой температуре в среде агрессивных газов (SO_2 , Cl_2 , F_2 , O_2 , NO_2 и др.);

жидкостную – протекает под воздействием жидких неэлектролитов (нефть, бензин, керосин, смазочные масла, CCl_4 и др.).

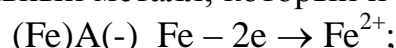
2. **Электрохимическая коррозия** – окисление металлов в среде электролитов – включает:

гальванокоррозию – окисление металлов вследствие образования гальванической пары;

электрокоррозию – протекает под воздействием электрического тока от внешнего источника.

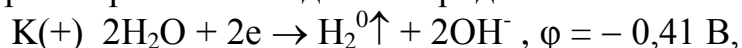
Наиболее распространена гальванокоррозия, при этом различают:

1. Анодный процесс А (–) – на аноде идет процесс окисления. Анодом всегда будет более активный металл, который и окисляется:

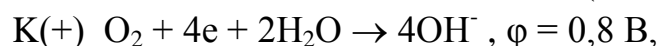


2. Катодный процесс К (+) – на катоде идет процесс восстановления. Катодом может служить менее активный металл – Sn, Pb, Cu, Hg, Ag, неметаллы – зёрна графита, цементит (Fe_3C), шлаковые включения и др.

На катоде в нейтральной среде ($\text{pH} = 7$) могут восстанавливаться молекулы воды или растворенный в воде кислород:

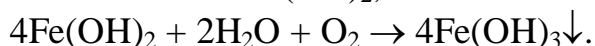
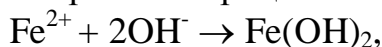


т. е. водой могут окисляться все металлы от Li до Cd ($E < -0,41$ В).



кислородом окисляются все металлы от Li до Ag ($E < 0,8$ В).

Вторичный процесс:



бурого цвета

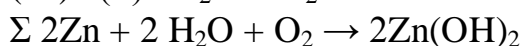
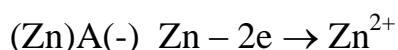
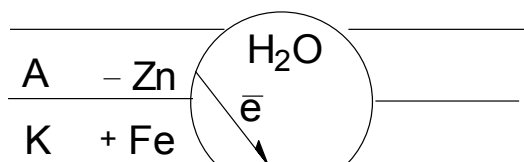
В кислой среде ($\text{pH} < 7$) восстанавливаются H^+ :



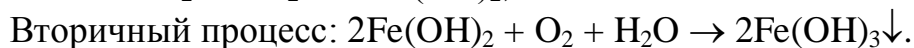
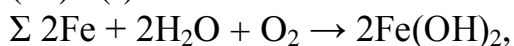
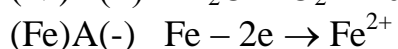
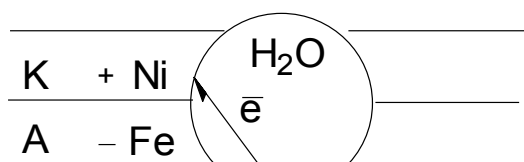
Пример: гальванокоррозия оцинкованного и никелированного железа при частичном нарушении покрытия.

При гальванокоррозии, как и в гальваническом элементе, всегда окисляется более активный металл – анод. В случае оцинкованного железа анодом является цинк, а никелированного – анодом будет железо.

Анодное покрытие:



Катодное покрытие:



красно-бурого цвета

Таким образом, анодное покрытие более выгодное, чем катодное, т. к. при анодном покрытии разрушается покрытие, а при катодном – основная масса металла.

ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ №11

1. Составить схему и написать уравнения окислительно-восстановительных процессов, протекающих в гальваническом элементе, образованном сочетанием ... Вычислить ЭДС.
2. Составить схему и написать уравнения окислительно-восстановительных процессов, протекающих при коррозии ...
3. Ответить на вопрос или решить задачу.

Вариант №1

1. Ртутного и никелевого электродов в растворе серной кислоты.
2. Омедненных стальных проводов при нарушении покрытия.
3. Как будет влиять на процесс коррозии стальной трубы припаянная к ней: а) титановая пластина; б) свинцовая пластина.

Вариант №2

1. Хромового и оловянного электродов в растворе серной кислоты.
2. Кадмированного железного провода при нарушении покрытия.
3. Увеличится, уменьшится или останется без изменения масса свинцовой пластины при взаимодействии ее с растворами: а) сульфата меди (2); б) сульфата марганца (2); в) сульфата олова (2) ? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

Вариант №3

1. Алюминиевого и никелевого электродов в растворе их хлоридов.
2. Стального листа с медной заклепкой.
3. В каком случае не будет корродировать железобетонная конструкция, если присоединить ее: а) к катоду источника тока; б) к аноду источника тока ?

Вариант №4

1. Магниевого и цинкового электродов в растворе их нитратов.
2. Оцинкованного железа при нарушении покрытия.
3. Что такое оксидирование, фосфотирование, цементация, анодирование? С какой целью проводятся эти технологические приемы ?

Вариант №5

1. Железного и кобальтового электродов в растворе серной кислоты.
2. Стального корпуса корабля с припаянной к нему алюминиевой пластиной.
3. Вычислить ЭДС свинцово-кадмиевого гальванического элемента, в котором $C_{(Cd^{2+})} = 0.0001 \text{ моль/л}$, $C_{(Pb^{2+})} = 0.01 \text{ моль/л}$.

Вариант №6

1. Свинцового и никелевого электродов в растворе их нитратов.
2. Железной пластинки, опущенной в раствор серной кислоты с добавлением азотнокислого серебра.

3. Что такое поляризация электродов? Как влияет она на процесс коррозии?

Вариант №7

1. Цинкового и платинового электродов в растворе соляной кислоты.
2. Хромированного железа при нарушении покрытия.
3. Что такое протекторная защита от коррозии? Приведите примеры.

Вариант №8

1. Оловянного и алюминиевого электродов в растворе их хлоридов.
2. Луженого железа при нарушении покрытия.
3. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых кобальт является катодом, а в другом – анодом. Вычислите ЭДС этих элементов (н.у.).

Вариант №9

1. Железного и висмутового электродов в растворе их нитратов.
2. Посеребренной стальной ложки при нарушении покрытия.
3. Какую пластину надо впаять в стальной паровой котел, чтобы предохранить его от коррозии: а) кадмиевую; б) циркониевую?

Вариант №10

1. Свинцового и медного электродов в растворе их нитратов.
2. Никелированной стальной вилки при нарушении покрытия.
3. Цинковую пластину опустили в раствор ее соли, при этом электродный потенциал цинка оказался равным – 0.878 В. Вычислите концентрацию ионов цинка (моль/л).
- 4.

Вариант №11

1. Ртутного и алюминиевого электродов в растворе их нитратов.
2. Цинковой пластины, опущенной в раствор соляной кислоты с добавлением хлорида меди (II).
3. Что такое катодная защита от коррозии?

Вариант №12

1. Магниевого и оловянной пластин в растворе серной кислоты.
2. Стального листа с алюминиевой заклепкой.
3. Для чего к стальному корпусу корабля припаивают металлические пластины? Из какого они должны быть металла? Дать объяснение.

Вариант №13

1. Алюминиевого и платинового электродов в растворе серной кислоты.
2. Магниевого листа с медной заклепкой.

3. Будет ли работать гальванический элемент, если оба электрода выполнены из никеля, но один из них опущен в 0.001 M раствор сульфата никеля (2), а другой в 0.0001 M сульфата никеля (2)? Как называется такой гальванический элемент?

Вариант №14

1. Хромового и железного электродов в растворе их хлоридов.
2. Стального листа с заклепкой из никеля.
3. Какие бывают химические покрытия, как они наносятся и как они предохраняют металл от коррозии?

Вариант №15

1. Алюминиевого и серебряного электродов в растворе их нитратов.
2. Стального поршня с припаянной к нему магниевой пластиной.
3. Что такое анодное или катодное покрытие? Какое покрытие будет в случаях, если стальной корпус часов покрыт: а) золотом; б) титаном? Какое покрытие более выгодное? Дать объяснение.

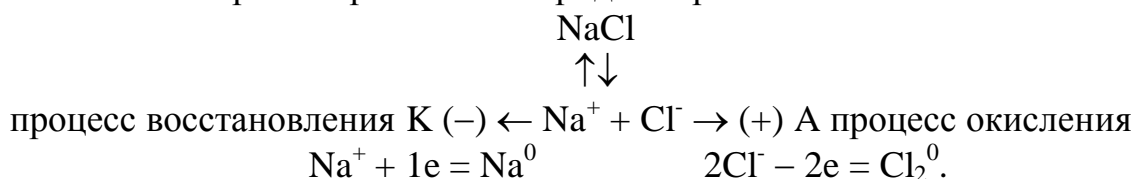
11.3. Электролиз

Электролиз – это окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении электрического тока через раствор или расплав электролита.

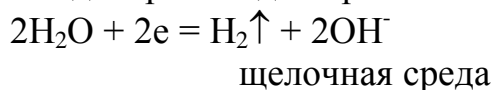
Катод (К) – электрод, соединенный с отрицательным полюсом источника тока. На катоде идет процесс восстановления – процесс присоединения электронов.

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

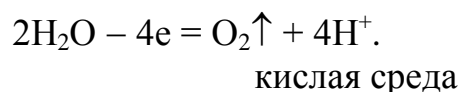
Схема электролиза расплава хлорида натрия:



При электролизе водных растворов электролитов в окислительно-восстановительных процессах могут участвовать молекулы воды. На катоде процесс восстановления воды происходит при потенциале $E = -0,41 \text{ В}$:



На аноде процесс окисления молекулы воды происходит при потенциале $E = 1,23 \text{ В}$:



Направление окислительно-восстановительных процессов, протекающих на катоде и аноде при электролизе растворов электролитов, можно определить путем сравнения стандартных электродных потенциалов.

Катодный процесс. Возможны 3 случая:

1. Катионы металлов, имеющих стандартный электродный потенциал больший, чем у водорода (от Cu^{2+} до Au^{3+} включительно), при электролизе практически полностью восстанавливаются на катоде.
2. Катионы металлов с малой величиной стандартного электродного потенциала (от Li^+ до Al^{3+} включительно), не восстанавливаются на катоде, а вместо них восстанавливаются молекулы воды.
3. Катионы металлов, имеющих стандартный электродный потенциал меньший, чем у водорода, но больший, чем у алюминия (от Mn^{2+} до 2H^+), при электролизе на катоде восстанавливаются одновременно с молекулами воды.

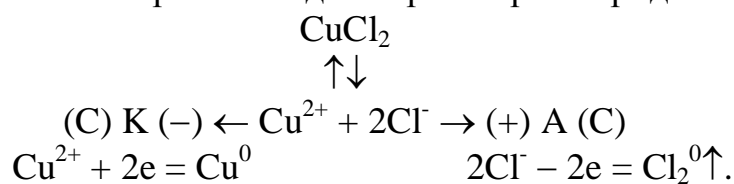
Если же водный раствор содержит катионы различных металлов, то при электролизе выделение их на катоде протекает в порядке уменьшения стандартного электродного потенциала соответствующего металла.

Анодный процесс зависит от вещества, из которого сделан анод. Аноды подразделяют на нерастворимые (из угля, графита, платины, иридия) и растворимые (из меди, серебра, цинка, кадмия, никеля, хрома и других металлов).

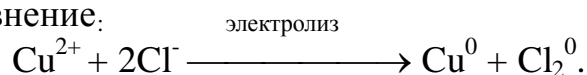
На нерастворимом аноде в процессе электролиза происходит окисление анионов или молекул воды. Легче всего на аноде окисляются кислотные остатки бескислородных кислот – типичные восстановители, где неметалл имеет отрицательную степень окисления (S^{2-} , I^- , Br^- , Cl^-). Если же раствор содержит анионы кислородсодержащих кислот (NO_3^- , CO_3^{2-} , PO_4^{3-}), где неметалл имеет высшую положительную степень окисления (дальнейшее окисление невозможно), то на аноде окисляются молекулы воды. Растворимый анод выполнен из металла – в этом случае будет окисляться сам анод.

Рассмотрим несколько примеров электролиза водных растворов электролитов.

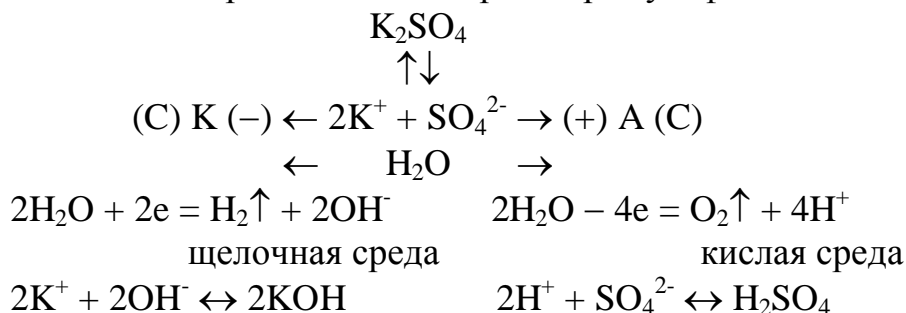
Пример 1. Схема электролиза водного раствора хлорида меди (II):



Суммарное уравнение:



Пример 2. Схема электролиза водного раствора сульфата калия:

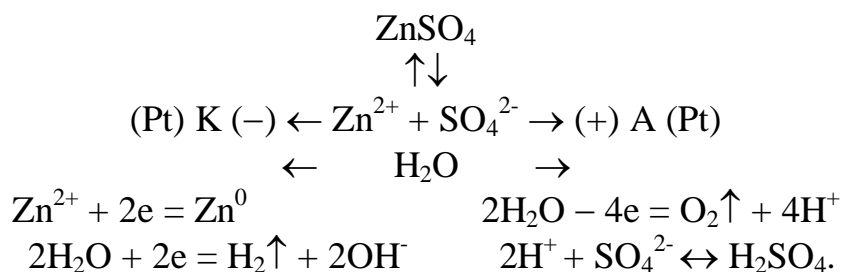


Суммарное уравнение: электролиз

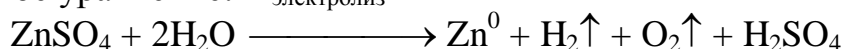


Пример 3. Схема электролиза сульфата цинка.

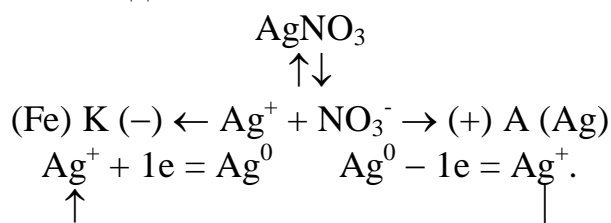
На катоде одновременно восстанавливаются катионы металла и молекулы воды:



Суммарное уравнение: электролиз



Пример 4. Схема электролиза раствора нитрата серебра с серебряным анодом и железным катодом:



Количественная характеристика процесса **электролиза** основывается на законах Фарадея:

1. Масса, образующегося вещества, пропорциональна количеству прошедшего через раствор или расплав электричества.
2. Количество окисляющихся или восстановленных веществ при пропускании одного и того же количества электричества пропорционально их химическим эквивалентам.

Законы электролиза выражаются формулой:

$$m_B = \frac{m_3(B) \cdot I \cdot \tau}{F}$$

где m_B – масса вещества, I – сила тока (А), τ – время (сек),

$F = 96500$ Кл/моль – постоянная Фарадея,

$m_3(B)$ – молярная масса электрохимического эквивалента вещества.

$m_3(B) = \frac{M}{n}$ где M – молярная масса вещества, n – число e^- принятых или отданных 1 молекул вещества, так

при восстановлении воды



при окислении воды



Пример 5. Сколько g ртути выделится на катоде при электролизе раствора $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ в течение 1.5 часов при силе тока в 5А?

Решение.

$$m_{\text{Hg}} = \frac{m_3(\text{Hg}) \cdot I \cdot \tau}{F} = \frac{100.3 \cdot 5 \cdot 5400}{96500} = 28.06 \text{ г}; \quad m_3(\text{Hg}) = \frac{M}{2} = \frac{200.6}{2} = 100.3.$$

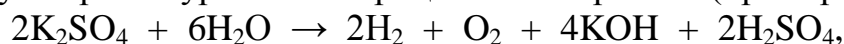
Ответ: на катоде выделится 28.06 г ртути.

Пример 6. Определить массу гидроксида калия, образовавшегося у катода, при электролизе K_2SO_4 , если на аноде выделилось 11.2 л кислорода (н.у.)? (Схему электролиза см. пример 2).

Решение: Количество выделившегося кислорода находим по пропорции:

$$\begin{array}{r} 1 \text{ моль } \text{O}_2 - 22.4 \text{ л} \\ X \text{ моль } \text{O}_2 - 11.2 \text{ л} \\ \hline X = 0.5 \text{ моль } \text{O}_2 (\text{n}). \end{array}$$

Согласно суммарного уравнения процесса электролиза (пример 2):



по пропорции: 4 моль KOH - 1 моль O_2

$$\frac{X \text{ моль KOH} - 0.5 \text{ моль } \text{O}_2}{X = 2 \text{ моль KOH (n KOH)}}$$

$$m(\text{KOH}) = M \cdot n = 56 \cdot 2 = 112 \text{ г}.$$

Ответ: у катода образовалось 112 г KOH.

ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ №12

1. Написать уравнение реакции электролиза растворов солей ... (электроды угольные).
2. Написать уравнения реакции электролиза ...
3. Решить задачу.

Вариант №1

1. Нитрата ртути (II), бромида кальция, хлорида натрия.
2. Серной кислоты (анод Ni).
3. Электролиз раствора нитрата серебра проводили при силе тока 2А в течение 4 часов. Какая масса серебра выделилась на катоде и каков объем газа (н.у.), выделившегося на аноде?

Вариант №2

1. Хлорида кобальта (II), нитрата бария, хлорида калия.
2. Серной кислоты (анод Cu).
3. При электролизе раствора CuSO_4 на аноде выделилось 168 см^3 (н.у.) газа. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах и вычислите массу меди.

Вариант №3

1. Хлорида никеля (II), сульфата меди (II), нитрата рубидия.
2. Нитрата цинка (анод Zn).
3. Насколько уменьшится масса серебряного анода, если электролиз AgNO_3 проводить при силе тока 2А в течение 38 мин. 20 с.?

Вариант №4

1. Нитрата магния, хлорида цинка, нитрата ртути (II).
2. Нитрата кобальта (анод Co).
3. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах при электролизе раствора NaCl. Вычислите массу вещества, образующегося у катода, если на аноде выделяется 1.12 л газа (н.у.).

Вариант №5

1. Сульфата калия, гидроксида натрия, хлорида меди (II).
2. Нитрата никеля (анод Ni).
3. При электролизе раствора соли кадмия израсходовано 3434 Кл электричества. Выделилось 2 г кадмия. Чему равна эквивалентная масса кадмия ?

Вариант №6

1. Хлорида кальция, сульфата калия, бромида меди (II).
2. Нитрата свинца (II) (анод Pb).
3. Электролиз раствора NaI проводили при силе тока 6А в течение 2.5 часов. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах и вычислите массу газов, выделившихся на катоде и аноде.

Вариант №7

1. Йодида калия, хлорида бария, нитрата висмута.
2. Нитрата серебра (анод Ag).
3. Электролиз раствора K_2SO_4 проводили в течение 4 часов при силе тока 8А. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах. Какая масса воды при этом разложилась и чему равен объем газов (н.у.), выделившихся на катоде и аноде ?

Вариант №8

1. Йодида олова (II), хлорида железа (II), силиката лития.
2. Как посеребрить стальной гвоздь?
3. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах при электролизе SnCl_2 . Вычислите массу олова, выделившегося на катоде, если на аноде выделилось 560 см^3 газа (н.у.).

Вариант №9

1. Гидроксида калия, сульфата хрома (II), бромида стронция.
2. Нитрата ртути (анод Hg).
3. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе NaOH. Чему равна сила тока, если в течение 1 часа 15 мин 20 с на аноде выделилось 3.2 г газа ? Сколько литров газа (н.у.) выделилось при этом на катоде ?

Вариант №10

1. Хлорида ртути (II), сульфата марганца (II), сульфида лития.
2. Как позолотить корпус часов.
3. При электролизе раствора соли свинца израсходовано 4520 Кл электричества. Выделилось 4.85 г свинца. Чему равна эквивалентная масса свинца ? Составьте соответствующую ему формулу нитрата свинца.

Вариант №11

1. Сульфида кальция, сульфата магния, нитрата серебра.
2. Как стальной провод покрыть медью.
3. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах при электролизе раствора K_2SO_4 . Вычислите массу вещества, выделяющегося на катоде, если на аноде выделяется 5.6 л газа (н.у.). Какая масса H_2SO_4 образуется при этом у анода ?

Вариант №12

1. Хлорида олова (II), карбоната лития, сульфата натрия.
2. Серной кислоты (анод Sn).
3. Электролиз раствора сульфата марганца (2) проводили в течение 8 часов, в результате чего выделилось 8 л кислорода (н.у.). Составьте уравнения электродных процессов и вычислите силу тока.

Вариант №13

1. Карбоната калия, хлорида меди (II), гидроксида бария.

2. Азотной кислоты (анод Ag).
3. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах при электролизе раствора нитрата свинца (2). В течение какого времени надо проводить электролиз, чтобы получить 10.35 г свинца при силе тока 7А ?

Вариант №14

1. Нитрата кальция, силиката натрия, сульфида стронция.
2. Как оцинковать лист железа.
3. При электролизе раствора хлорида меди (2) масса катода увеличилась на 3.2 г. Что происходило при этом на медном аноде: а) выделилось 0.112 л Cl₂; б) выделилось 0.56 л O₂; в) перешло в раствор 0.1 моля Cu²⁺; г) перешло в раствор 0.05 моль Cu²⁺ ?

Вариант №15

1. Сульфата железа (II), карбоната калия, сульфида кальция.
2. Сульфата хрома (III) (анод Cr).
3. При прохождении через раствор соли трехвалентного металла тока силой 1.5А в течение 30 мин на катоде выделилось 1.071 г металла. Какой это металл ?

Глава XII. ХИМИЯ МЕТАЛЛОВ

12.1. Общие свойства металлов

Характерное химическое свойство всех металлов – их **восстановительная** активность, т. е. способность атомов легко отдавать электроны, превращаться в положительные ионы. Активность металлов согласуется с их положением в электрохимическом **ряду напряжений**, т. е. в ряду стандартных электродных потенциалов (табл. 4). Прототипом современного ряда был «вытеснительный ряд» Н. Н. Бекетова или ряд активности металлов.

Чем меньше алгебраическая величина потенциала, тем выше восстановительная способность этого металла и тем ниже окислительная способность его ионов.

Каждый металл в указанном ряду обладает способностью вытеснять все следующие за ним металлы из растворов их солей. Чем больше разность стандартных электродных потенциалов у двух металлов, тем активнее идет реакция замещения между металлом и солью.

Обычно в ряд напряжения помещают водород. Все металлы, стоящие в ряду до водорода, могут вытеснять его из **разбавленных кислот**.

Металлы, стоящие в ряду напряжения до магния (и магний при нагревании) способны вытеснять водород из **воды**.

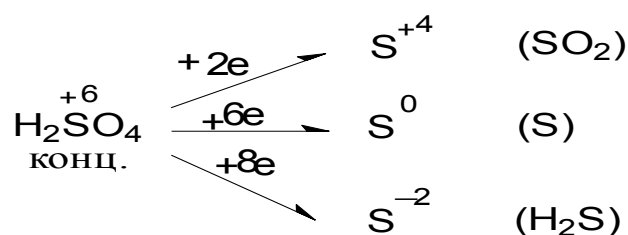
В **щелочах** растворяются только амфотерные металлы, вытесняя водород и образуя анионы соответствующих кислот (цинкаты, алюминаты, плюмбиты и др.):



Особенности взаимодействия **серной кислоты** с металлами:

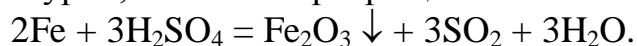
1. В разбавленной серной кислоте окислителем является ион H^+ . Следовательно, активные металлы вытесняют водород, а металлы, стоящие в ряду напряжения за водородом, в разбавленной серной кислоте не растворяются.

1. В концентрированной серной кислоте окислителем является S^{+6} .



Чем активнее металл, тем глубже идет восстановление S^{+6} .

3. Некоторые металлы (Fe, Co, Ni, Mn, Cr, Al) на холоде пассивируются концентрированной кислотой, т. е. покрываются оксидной пленкой. Реакция вначале идет бурно, но потом прекращается:

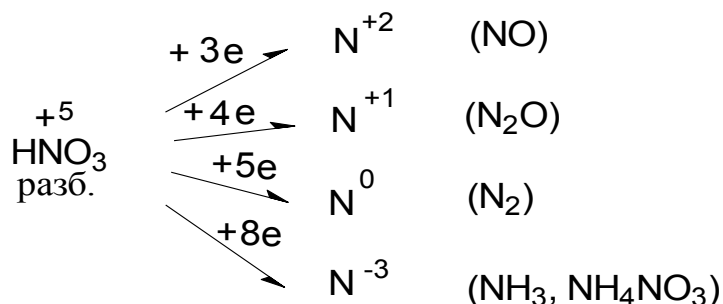


Особенности взаимодействия **азотной кислоты** с металлами:

1. При взаимодействии азотной кислоты с металлами никогда не образуется газообразный водород, окислителем является N^{+5} .

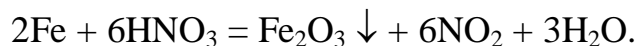
2. При взаимодействии концентрированной азотной кислоты с металлами, как правило, образуется диоксид азота (N^{+4}O_2).

2. Чем разбавленнее азотная кислота и чем активнее металл, тем глубже идет восстановление N^{+5} :



Варьируя концентрацию азотной кислоты и активность металла, можно получить соответствующие оксиды, свободный азот или аммиак (соль аммония).

4. Некоторые металлы (Fe, Co, Ni, Mn, Cr, Al) на холоде пассивируются концентрированной азотной кислотой:



ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ №13

Написать уравнения реакции получения указанного металла.

Написать уравнения реакций, подтверждающих восстановительные свойства указанного металла:

а) с неметаллами;

б) с разбавленными кислотами (HCl, H₂SO₄, H₃PO₄ или H₂O);

в) с кислотами–окислителями: концентрированной серной, концентрированной азотной, разбавленной азотной.

Согласуя с положением указанного металла в ряду напряжений, написать уравнения взаимодействия его с солями и его солей с другими металлами.

Доказать амфотерность указанного металла и следующего соединения.

Вариант №1

1. Цинк. 2. Медь. 3. Алюминий. 4. Олово, гидроксид олова (II).

Вариант №2

1. Натрий. 2. Свинец. 3. Железо. 4. Цинк, гидроксид цинка.

Вариант №3

1. Алюминий. 2. Калий. 3. Цинк. 4. Индий, оксид индия (III).

Вариант №4

1. Магний, 2. Ртуть. 3. Олово. 4. Алюминий, гидроксид алюминия.

Вариант №5

1. Ртуть. 2. Стронций. 3. Ванадий. 4. Бериллий, оксид бериллия (II).

Вариант №6

1. Хром. 2. Цинк. 3. Кобальт. 4. Олово, оксид олова (IV).

Вариант №7

1. Кальций. 2. Хром. 3. Медь. 4. Свинец, гидроксид свинца (II).

Вариант №8

1. Олово. 2. Титан. 3. Цинк. 4. Алюминий, оксид алюминия.

Вариант №9

1. Барий. 2. Марганец. 3. Молибден. 4. Цинк, оксид цинка.

Вариант №10

1. Медь. 2. Кальций. 3. Железо. 4. Свинец, оксид свинца (IV).

Вариант №11

Железо. 2. Барий. 3. Кадмий. 4. Олово, оксид олова (II).

Вариант №12

Марганец. 2. Стронций. 3. Олово. 4. Германий, оксид германия (IV).

Вариант №13

Титан. 2. Олово. 3. Никель. 4. Бериллий, оксид бериллия (II).

Вариант №14

Цинк. 2. Натрий. 3. Медь. 4. Индий, оксид индия (III).

Вариант №15

1. Серебро. 2. Цинк. 3. Свинец. 4. Галлий, оксид галлия (III).

12.2. Свойства хрома, марганца и их соединений

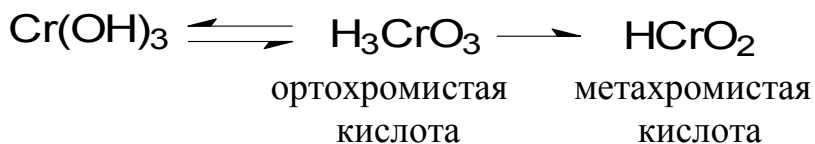
Хром - элемент d-семейства VI группы. Согласно электронной структуре валентного слоя $3d^5 4s^1$, хром – металл. Поверхность хрома покрыта плотным слоем оксидной пленки, которая предохраняет его от окисления и действия воды, препятствует коррозии.

При высоких температурах реагирует с неметаллами, растворим в разбавленных и концентрированных кислотах, нерастворим в щелочах.

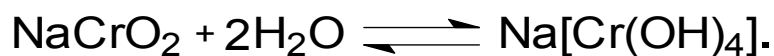
В соединениях проявляет степени окисления +2, +3 и +6, остальные неустойчивы.

Кислородные соединения хрома:

CrO , Cr(OH)_2 – основной характер; Cr_2O_3 , Cr(OH)_3 – амфотерный характер.



в кислой среде устойчивы соли: $\overset{+3}{\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3}$ – сульфаты; $\overset{+3}{\text{CrCl}_3}$ – хлориды;
в щелочной



метахромит
натрия

тетрагидроксохромит
натрия

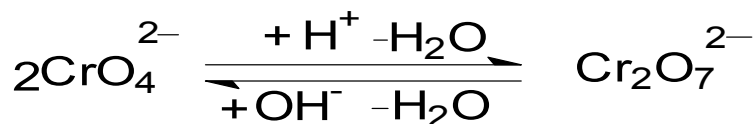
CrO_3 (хромовый ангидрид) – кислотный характер, ему соответствуют две кислоты, существующие только в водных растворах:

H_2CrO_4 хромовая, ее соли хроматы – K_2CrO_4 – желтого цвета кристаллы;

$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ двухромовая, ее соли дихроматы $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – оранжевого цвета кристаллы.

Хромат

дихромат



желтый раствор

оранжевый раствор

Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома:



Марганец – элемент d-семейства VII группы. Электронная структура валентного слоя $\text{Mn} - 3d^5 4s^2$ – металл.

На воздухе, как и Cr, покрывается защитной оксидной пленкой, которая предохраняет его от коррозии.

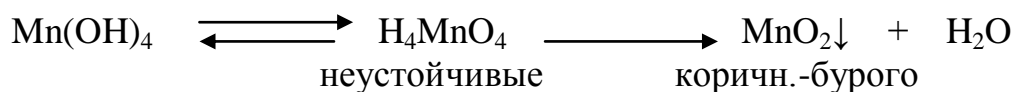
При повышенных температурах реагирует с неметаллами, образуя соответствующие сульфиды (MnS), галиды (MnCl_2), карбиды (Mn_2C и др.), нитриды (Mn_3N_2 и др.), силицианы (MnSi), растворим в разбавленных и концентрированных кислотах с образованием солей Mn^{2+} , нерастворим в щелочах.

В соединениях марганец проявляет степени окисления от +2 до +7, отсутствуют соединения марганца со степенью окисления +5.

Кислородные соединения марганца:

$\left. \begin{array}{l} +2 \\ \text{MnO, Mn(OH)}_2 \\ +3 \\ \text{Mn}_2\text{O}_3, \text{Mn(OH)}_3 \end{array} \right\}$ - основной характер, малоустойчивы;
 соли – сульфаты (MnSO_4), хлориды (MnCl_2) – устойчивы в кислой среде, растворы их бесцветны.

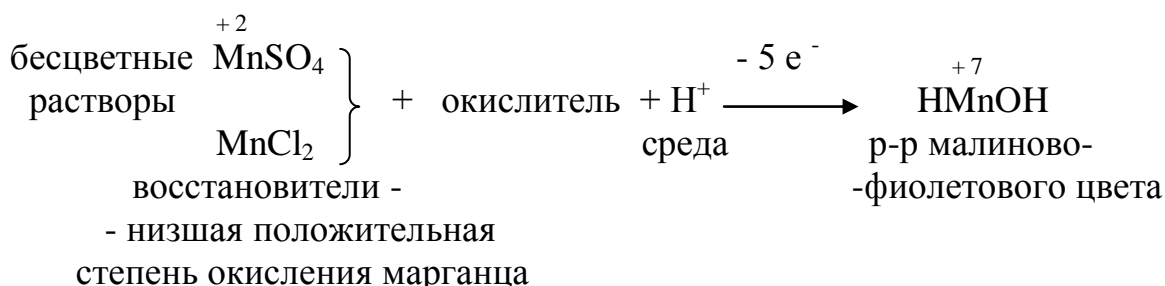
$\begin{array}{l} +4 \\ \text{MnO}_2, \text{Mn(OH)}_4 \end{array}$ – амфотерный характер.



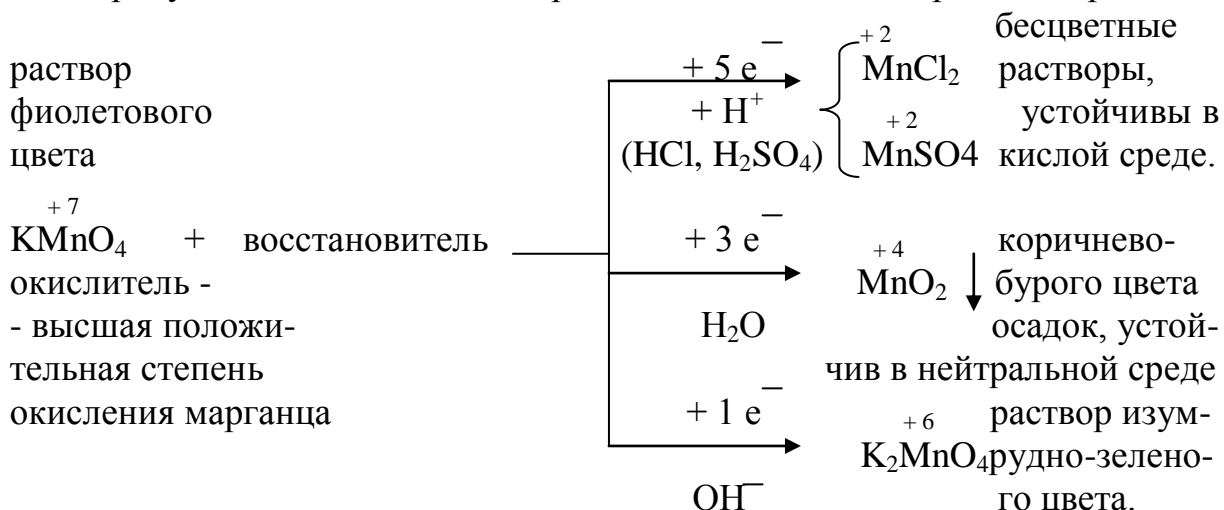
MnO_3 (марганцовистый ангидрид), ему соответствует марганцовистая кислота, неустойчивые соединения; соли – манганаты (K_2MnO_4) – растворы изумрудно-зеленого цвета, устойчивы в щелочной среде.

Mn_2O_7 (марганцовый ангидрид), зелено-бурая маслянистая жидкость, ему соответствует марганцовая кислота HMnO_4 , сильная кислота, существующая только в водном растворе. Соли ее – перманганаты (KMnO_4) и сама кислота в водных растворах окрашены в малиново-фиолетовый цвет.

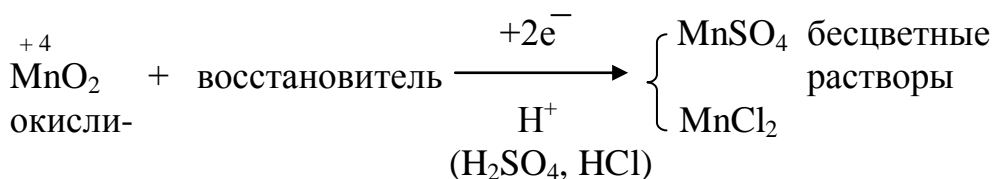
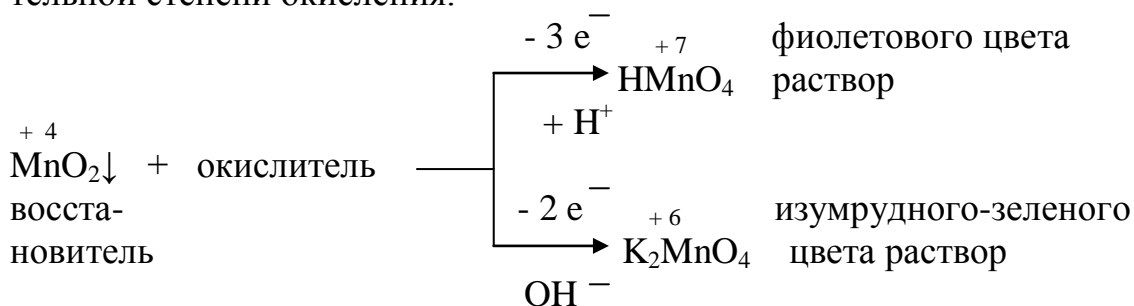
Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца:



Продукты восстановления перманганатов зависят от реакции среды:



$\overset{+4}{\text{MnO}_2}$ – может проявлять как восстановительную, так и окислительную способность, так как марганец находится в промежуточной положительной степени окисления.



ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ №14

1. Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций. Уравнять методом электронного баланса или ионно-электронным методом.
2. По формуле дать название; по названию написать формулу.

Вариант №1

1. $\text{KMnO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O} = \dots$
среда
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$
среда
2. BaMnO_4 , дихромат бария.

Вариант №2

1. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$
среда
 $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \dots$
среда
2. $\text{Zn}_3(\text{CrO}_3)_2$, перманганат железа (III).

Вариант №3

1. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$
среда
 $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$
среда
2. K_2CrO_4 , перманганат алюминия.

Вариант №4

1. $K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2SO_4 = \dots$
среда
 $MnSO_4 + PbO_2 + H_2SO_4 = \dots$
среда
2. $ZnMnO_4$, дихромат калия.

Вариант №5

1. $KMnO_4 + HCl = \dots$
 $K_2Cr_2O_7 + HCl = \dots$
2. $Ca(CrO_2)_2$, манганат алюминия.

Вариант №6

1. $K_2Cr_2O_7 + NaI + H_2SO_4 = \dots$
среда
 $KMnO_4 + NaI + H_2SO_4 = \dots$
среда
2. $(NH)_2Cr_2O_7$, манганат калия.

Вариант №7

1. $K_2Cr_2O_7 + HCl = \dots$
 $MnO_2 + HCl = \dots$
2. $Ca(MnO_4)_2$, метахромит аммония.

Вариант №8

1. $K_2Cr_2O_7 + HBr = \dots$
 $KMnO_4 + NaNO_2 + KOH = \dots$
среда
2. $MgCr_2O_7$, перманганат магния.

Вариант №9

1. $Cr_2(SO_4)_3 + Cl_2 + KOH = \dots$
среда
 $MnO_2 + HBr = \dots$
2. NH_4MnO_4 , ортохромат аммония.

Вариант №10

1. $K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2SO_4 = \dots$
среда
 $KMnO_4 + Na_2S + H_2O = \dots$
среда
2. $ZnMnO_4$, хромат магния.

Вариант №11

1. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HBr} = \dots$
 $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{KOH} = \dots$
 среда
2. MgCr_2O_7 , перманганат магния.

Вариант №12

1. $\text{MnO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} = \dots$
 среда
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$
 среда
2. CuMnO_4 , метахромит бария.

Вариант №13

1. $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} = \dots$
 среда
 $\text{KMnO}_4 + \text{KBr} + \text{KOH} = \dots$
 среда
2. NH_4MnO_4 , дихромат железа (III).

Вариант №14

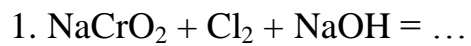
1. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$
 среда
 $\text{KMnO}_4 + \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \dots$
 среда
2. $\text{Zn}_3(\text{CrO}_3)_2$, перманганат железа (III).

Вариант №15

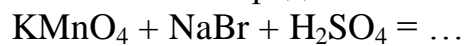
1. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$
 среда
 $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \dots$
 среда
2. ZnMnO_4 , дихромат калия.

Вариант №16

1. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$
 среда
 $\text{KMnO}_4 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$
 среда
2. $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, манганат бария.

Вариант №17

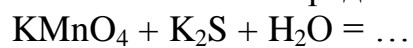
среда



среда

**Вариант №18**

среда



среда



Глава XIII. ХИМИЯ НЕМЕТАЛЛОВ.

В отличие от металлов неметаллы могут обладать как окислительной, так и восстановительной способностью.

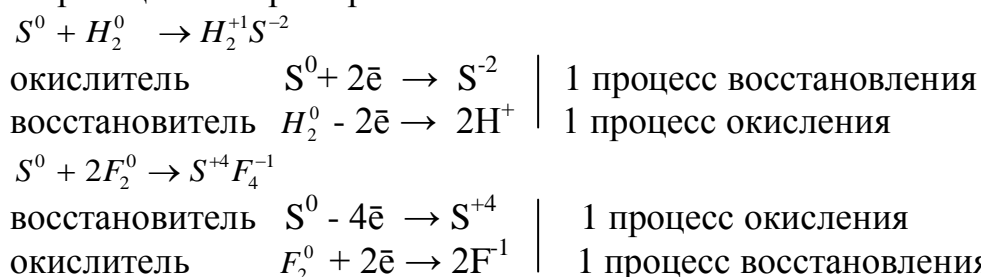
Это объясняется тем, что на внешнем уровне они имеют от 4 – 7 электронов.

Чем больше электронов на внешнем уровне и чем ближе они находятся к ядру, тем активней неметалл, тем легче он принимает электроны и труднее отдает.

Самые активные из неметаллов фтор ($F 2s^2 2p^5$) и кислород ($O 2s^2 2p^4$), поэтому в соединениях фтор всегда имеет отрицательную степень окисления -1, а кислород -2 (исключение представляет соединение $F_2^{-1}O^{+2}$, т.к. фтор активней кислорода).

Водород в соединениях с неметаллами всегда проявляет положительную степень окисления +1, так как имеет всего один валентный электрон ($H 1s^1$) и легко его отдает.

Остальные неметаллы в соединениях могут проявлять как положительную, так и отрицательную степень окисления, в зависимости от партнера по реакции. Например:



Сера ($3s^2 3p^4$) активнее водорода ($1s^1$), но менее активна, чем фтор ($2s^2 2p^5$).

Окислительно-восстановительная способность сложных веществ зависит от степени окисления центрального атома, т.е. в конечном счете от электронной структуры неметалла, входящего в состав этого вещества.

Вещества, в которых неметалл проявляет отрицательную степень окисления (H_2S , NH_3 , HI), всегда восстановители ($3s^2 3p^6$; $2s^2 2p^6$; $5s^2 5p^6$) – могут только отдавать \bar{e} . Вещества, в которых неметалл находится в высшей

положительной степени окисления (HNO_3 , H_3AsO_4 , SO_3 , P_2O_5 , $HClO_4$, I_2O_7) всегда окислители ($2s^0 2p^0$, $3s^0 3p^0$) – могут принимать электроны. Вещества, в которых неметалл находится в промежуточной положительной степени

окисления (H_2SO_3 , NO_2 , HNO_2 , $HI O_3$) могут быть окислителями и восстановителями ($S 3s^2 3p^0$, $N 2s^2 2p^0$), так как могут как принимать, так и отдавать электроны.

ДОМАШНЕЕ ЗАДАНИЕ №15

1. Написать электронную структуру атома... . Исходя из электронной структуры: а) вывести формулы оксидов, соответствующих им кислот, охарактеризовать их свойства; б) описать какими окислительно-восстановительными свойствами обладают нейтральные молекулы неметалла. Подтвердить уравнениями реакций.
2. Исходя из степени окисления центрального атома, объяснить какими окислительно-восстановительными свойствами обладают данные вещества... .
3. Закончить уравнения реакций, уравнивать методом электронного баланса или ионно-электронным методом.

Вариант 1

1. N₂.
2. H₂S, HClO₃, As₂O₅, HBr, F₂.
3. H₂Se + Br₂ → ; C + HNO₃ → ; Al + H₂SO₄^t → ; H₂Te + SO₂ → ;

$$\text{KMnO}_4 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow .$$

конц..
конц..

Вариант 2

1. Se.
2. NH₃, HClO₄, P₂O₅, Si, K₃AsO₃.
3. NH₃ + O₂ → ; F₂ + H₂O → ; HBr + H₂SO₄ → ; Mg + HNO₃ → ;

$$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow .$$

среда

Вариант 3

1. Si.
2. HBrO₄, HI, Pb, K₂SO₃, H₃AsO₄..
3. Ca + P → ; AsH₃ + HNO₃ → ; SiO₂ + C → ; Co + HNO₃^T → ;

$$\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow .$$

среда

Вариант 4

1. I₂.
2. H₂SO₃, KBr, S, AsH₃, H₂TeO₄.
3. H₂O + HNO₃ + P₂O₃ → ; SiH₄ + O₂ → ; As + Cl₂ → ; Ni + H₂SO₄ → ;

$$\text{NaNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow .$$

среда

Вариант 5

1. P.
2. KMnO_4 , MnCl_2 , H_2Te , Se , KNO_2 .
3. $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{Si} + \text{S} \rightarrow$; $\text{Mn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
 $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$.
конц.
конц.

Вариант 6

1. Te.
2. NO , C , H_3SbO_4 , Na_2S , Na_3AsO_3 .
3. $\text{P} + \text{Cl}_2 \rightarrow$; $\text{HI} + \text{SO}_3 \rightarrow$; $\text{KNO}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow$; $\text{Al} + \text{F}_2 \rightarrow$.

Вариант 7

1. Sb.
2. NH_3 , PbO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, P_2O_5 , Te .
3. $\text{Si} + \text{Cl}_2 \rightarrow$; $\text{NH}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow$; $\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{K}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
 $\text{Pb} + \text{HNO}_3 \rightarrow$.
конц.
конц.
среда
разб.

Вариант 8

1. Cl_2 .
2. SbH_3 , Na_3AsO_4 , As , HI , MnO_2 .
3. $\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow$; $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow$; $\text{SiO}_2 + \text{Ca} \rightarrow$; $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow$; $\text{Cd} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.
конц.
конц.
конц.

Вариант 9

1. As.
2. H_2Se , SiO_2 , C , KNO_3 , H_2SeO_3 .
3. $\text{PH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow$; $\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow$;
 $\text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{Ca} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$.
среда

Вариант 10

1. C.
2. CO , PH_3 , H_3SbO_3 , Ca , HNO_3 .
3. $\text{Sb} + \text{Cl}_2 \rightarrow$; $\text{P} + \text{F}_2 \rightarrow$; $\text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$; $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{C} \rightarrow$; $\text{Al} + \text{HNO}_3 \rightarrow$.
конц.
разб.

Вариант 11

1. Br_2 .
2. SO_2 , HNO_2 , P , HIO_4 , K_2Te .
3. $\text{S} + \text{Br}_2 \rightarrow$; $\text{C} + \text{Br}_2 \rightarrow$; $\text{Bi} + \text{HNO}_3 \rightarrow$; $\text{Na}_3\text{AsO}_4 + \text{HI} \rightarrow$; $\text{AsH}_3 + \text{F}_2 \rightarrow$.
конц.

Вариант 12

1. F_2 .
2. $HClO_4, NO, N_2, K_2MnO_4, KI$.
3. $Si + F_2 \rightarrow; C + S \rightarrow; NO_2 + C \rightarrow; Cr + H_2SO_4 \rightarrow;$
разб.
 $K_2Cr_2O_7 + NaNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow.$
среда

Вариант 13

1. S .
2. $PCl_3, H_3PO_3, Si, NH_3, H_3SbO_4$.
3. $H_2S + SO_2 \rightarrow; H_2SO_4 + I_2 \rightarrow; P + HNO_3 \rightarrow; Ag + HNO_3 \rightarrow;$
конц. разб.
 $PH_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow.$
среда

Вариант 14

1. B .
2. $NaNO_2, Na_2Se, Se, K_2MnO_4, KClO_4$.
3. $NO_2 + P \rightarrow; KI + H_2SO_4 \rightarrow; H_2SO_4 + C \rightarrow; H_2S + Br_2 \rightarrow; Cr + HNO_3 \rightarrow.$
конц. конц. конц.

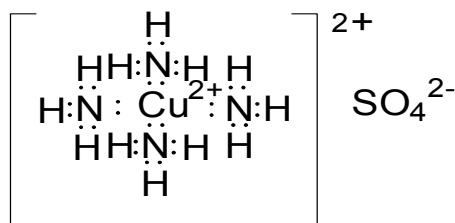
Вариант 15

1. As .
2. $H_2Se, H_2SeO_4, H_2SeO_3, Mn, KMnO_4$.
3. $HI + H_2SeO_3 \rightarrow; F_2 + H_2O \rightarrow; S + Al \rightarrow; Ni + H_2SO_4 \rightarrow;$
конц.
 $SO_2 + Br_2 + H_2O \rightarrow.$

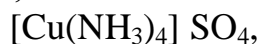
Глава XIV. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Комплексные соединения - это соединения, характеризующиеся наличием ковалентных связей, образованных по донорно–акцепторному механизму.

Типичными комплексообразователями являются d–элементы. Ионы d–металлов проявляют акцепторные свойства благодаря наличию в их структуре свободных орбиталей. Донорами электронов являются частицы, обладающие активной неподеленной парой: кислород в молекуле воды, азот в молекуле аммиака, анионы: йодид, хлорид, гидроксид и др.:



Положительно заряженный ион металла занимает центральное место в комплексном соединении. Вокруг комплексообразователя расположены (координированы) лиганды (старое название «адденды»). Комплексообразователь и лиганды образуют внутреннюю сферу комплексного соединения. Число, показывающее, сколько лигандов удерживает комплексообразователь, называется координационным числом. Чаще всего координационные числа имеют значения 4, 6, 2:



где Cu^{2+} – комплексообразователь;

NH_3 – лиганд;

4 – координационное число;

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ – внутренняя сфера (комплексный ион);

SO_4^{2-} – внешняя сфера (противоион).

Название комплексного соединения состоит из названия аниона в именительном падеже и названия катиона в родительном падеже.

Внутренняя сфера является катионом, если лиганд электронейтрален. Если лиганд имеет отрицательный заряд, то внутренняя сфера является анионом, т. к. в большинстве случаев координационное число в 2 раза больше степени окисления металла.

Координационное число обозначается греческим числительным:

2 – ди, 3 – три, 4 – тетра, 5 – пента, 6 – гекса, 7 – септа, 8 – окта

Названия лигандов:

NH_3 – аммин	OH^- – гидроксо	S^{2-} – сульфо
H_2O – аква	NO – нитрозо	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ – тиосульфо
Cl^- – хлоро	NO_2^- – нитро	SCN^- – родано (тицианато).

Пример: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ – хлорид тетраамминмеди (II).

Если внутренняя сфера является анионом, используется латинское название элемента – комплексообразователя с добавлением суффикса «ат» и указанием его степени окисления.

Пример: $K_3[Fe(CN)_6]$ – гексацианоферрат (III) калия.

Возможны и нейтральные комплексы с разнотипными лигандами.

Пример: $[PtCl_4(NH_3)_2]$ – диаминтетрахлороплатина.

Комплексные соединения – электролиты хорошо диссоциируют на ион внешней и внутренней сферы. Вторичная диссоциация иона внутренней сферы протекает слабо и характеризуется константой нестойкости (или обратной ей константой устойчивости) комплексных ионов (табл. 8). Чем меньше величина константы нестойкости, тем устойчивее комплексный ион. Устойчивость комплексных соединений зависит от природы центрального атома, степени его окисления, координационного числа, от отношения между размерами комплексообразователя и лигандов. Прочность связи металл – лиганд (при прочих равных условиях) уменьшается в следующей последовательности:



Нейтральные комплексные соединения – неэлектролиты, в водных растворах не диссоциируют.

ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ № 16

1. Написать уравнение диссоциации указанного комплексного соединения. Определить степень окисления комплексообразователя, его координационное число. Назвать соединение.
2. Написать молекулярное и ионное уравнения реакции обмена между ... , имея в виду, что образующееся комплексное соединение нерастворимо в воде.
3. Какой комплексный ион должен быть прочнее? Ответ обосновать табличными данными. Дать формулы и константы нестойкости названных соединений.

Вариант №1

1. $K_3[Co(NO_2)_6]$.
2. Сульфат цинка и гексацианоферрат (III) калия.
3. Диамминсеребра или дитиосульфоаргентат.

Вариант №2

1. $[Ag(NH_3)_2]Cl$.
2. Трихлорид железа и гексоцианоферрат (II) калия.
3. Гексаамминкобальта (III) или гексаамминкобальта (II).

Вариант №3

1. $\text{K}[\text{Au}(\text{CN})_4]$.
2. Нитрат меди и гексацианоферрат (II) калия.
3. Тетрароданоцинкат или тетраамминцинка.

Вариант №4

1. $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{I}_2$.
2. Хлорид кальция и гексанитрокобальтат (III) калия.
3. Тетрахлоромеркурат (II) или тетрацианокупрат (II).

Вариант №5

1. $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$.
2. Хлорид магния и гексагидроксостибиат (V) калия.
3. Тетрагидроксоцинкат или тетраамминцинка.

Вариант №6

1. $\text{K}_2[\text{HgBr}_4]$.
2. Сульфат железа (II) и гексанитрокобальтат (III) натрия.
3. Диаминсеребра или тетрацианоаргентат.

Вариант №7

1. $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$.
2. Хлорид натрия и гексагидроксостибиат (V) калия.
3. Тетрахлорокадмиат (II) или тетраयोдокадмиат (II).

Вариант №8

1. $(\text{NH}_4)_2[\text{Zn}(\text{SCN})_4]$.
2. Сульфат меди и гексацианоферрат (II) калия.
3. Тетрацианокупрат (II) или тетрахлорокупрат (II).

Вариант №9

1. $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.
2. Трихлорид железа и гексагидроксостибиат (V) калия.
3. Тетрахлороаурат или тетрароданоаурат (III).

Вариант №10

1. $\text{Na}_3[\text{FeF}_6]$.
2. Сульфат меди и гексагидроксостибиат (V) калия.
3. Дитиосульфоаргентат или дироданоаргентат.

Вариант №11

1. $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$.
2. Сульфат железа (II) и гексацианоферрат (III) калия.
3. Гексаамминникеля (II) или гексаамминкадмия (II).

Вариант №12

1. $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$.
2. Сульфат меди (II) и тетраiodомеркурат (II) калия.
3. Тетрааммин меди (II) или диамминсеребра.
- 4.

Вариант №13

1. $\text{K}[\text{Au}(\text{SCN})_4]$.
2. Хлорид алюминия и гексанитрокобальтат (III) натрия.
3. Гексацианокобальтат (II) или гексациано кобальтат (III).

Вариант №14

1. $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$.
2. Хлорид марганца и гексагидроксостибиат (V) калия.
3. Гексацианоферрат (II) или гексацианоферрат (III).

Вариант №15

1. $\text{Na}[\text{Au}(\text{CN})_2]$.
2. Сульфат меди и гексацианоферрат (II) калия.
3. Гексаамминкобальта (II) или гексаамминкобальта (III).

Словарь терминов и персоналий

- **Анализируемый раствор** – раствор, содержащий определяемый компонент.
- **Аналитическая химия** – наука о методах изучения состава вещества, состоит из двух разделов: качественного анализа и количественного анализа.
- **Аналитические весы** – позволяют взвешивать с точностью $2 \cdot 10^{-4}$ - $1 \cdot 10^{-5}$ г.
- **Анионы** – отрицательно заряженные ионы, кислотные остатки и гидроксогруппа.

- **Буферный раствор** – раствор, содержащий протолитически равновесную систему, способную поддерживать практически постоянное значение рН при разбавлении или при добавлении небольших количеств кислот или щелочи.
- **Бюкс** – маленький стаканчик с пришлифованной крышкой, служит для хранения и взвешивания веществ, изменяющихся на воздухе.
- **Бюретка** – цилиндрический градуированный сосуд с краном или резиновым затвором, служит для измерения объемов жидкости при титровании.
- **Валентность** – способность атома присоединять или замещать определенное количество других атомов с образованием химических связей.
- **Водородный показатель (рН)** – количественная характеристика кислотности среды, равная отрицательному десятичному логарифму ионов гидроксония в растворе: $\text{pH} = -\lg[\text{H}_3\text{O}^+]$.
- **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.
- **Гидроксиды** – сложные неорганические вещества, состоящие из атома металла и одной или нескольких гидроксильных групп (-ОН): $\text{Me}(\text{OH})_n$.
- **Гидроксильный показатель (рОН)** – количественная характеристика щелочности среды, равная отрицательному десятичному логарифму ионов гидроксила в растворе: $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$.
- **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.
- **Ионы** – заряженные частицы.
- **Катионы** – положительно заряженные ионы металлов и аммония (NH_4^+).
- **Качественный анализ** – позволяет установить из каких химических компонентов состоит анализируемое вещество.
- **Кислоты** – сложные вещества, содержащие атомы водорода, способные замещаться атомами металла и кислотный остаток (Ac): $\text{H}_x(\text{Ac})$.
- **Количественный анализ** – позволяет установить количественное соотношение компонентов и отдельных соединений, входящих в состав анализируемого вещества.
- **Коллоидные растворы** – ультрамикрорегетерогенные системы, содержащие частицы дисперсной фазы с размерами 10^{-9} - 10^{-7} м в жидкой среде.
- **Концентрация раствора** – количество (масса или объем) растворенного вещества, содержащегося в определенном количестве (массе или объеме) раствора или растворителя.
- **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.
- **Мерная колба** – используется для приготовления растворов молярной и нормальной концентрации, имеет узкое горло и метку на нем.
- **Металлы** – химические элементы, атомы которых имеют на внешней электронной оболочке 1-3 электрона и проявляют электроположительные свойства, т.е. обладают низкой электроотрицательностью (меньше 2).
- **Молярная 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.
- **Нейтрон** – незаряженная частица, содержащаяся в атомном ядре, обладающая массой $1,674 \cdot 10^{-27}$ кг.
- **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.
- **Норма – доза** (стандарт-титр, фиксанал) – запаянная стеклянная ампула с количеством вещества, необходимым для приготовления одного литра точно 0,1н или 0,01н раствора.
- **Нормали** – стандартные вещества, предназначенные для приготовления растворов точной концентрации.
- **Нормальность** (молярная концентрация эквивалентов) – показывает сколько моль-эквивалентов растворенного вещества содержится в одном литре раствора.
- **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%.
- **Основания** – сложные вещества, молекулы которых состоят из атома металла и одной или нескольких гидроксильных групп (-ОН): $Me(OH)_y$.
- **Пипетки** – предназначены для отбора и переноса точного объема растворов из одного сосуда в другой.
- **Полимер** – высокомолекулярное вещество, характеризующееся многократным повторением одного или более составных звеньев.
- **Протон** – элементарная частица, входящая в состав атомного ядра, имеющая массу $1,672 \cdot 10^{-27}$ кг и положительный заряд $1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл.
- **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.

- **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.
- **Стандартизация** – определение точной концентрации раствора.
- **Стандартный раствор** – раствор, точная концентрация которого рассчитывается по точной навеске.
- **Стандарт-титр** – см. норма-доза.
- **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.
- **Титр** – граммовое содержание растворенного вещества в 1 мл раствора.
- **Титрант (рабочий раствор)** – раствор, с помощью которого анализируют определяемый компонент.
- **Титрование** – процесс постепенного приливания раствора титранта к анализируемому раствору.
- **Точка эквивалентности** – момент окончания реакции между титрантом и определяемым компонентом.
- **Фильтрат** – раствор, прошедший через поры фильтра.
- **Фильтрование** – отделение осадка от раствора пропусканием последнего через фильтр.
- **Фильтры беззольные** – изготавливают, промывая непроклеенную бумагу кислотами, удаляя минеральные вещества. Масса оставшейся золы не превышает $2 \cdot 10^{-4}$ г.
- **Центрифуга** – прибор, использующий центробежные силы для отделения тяжелых частиц осадка.
- **Центрифут** – прозрачный раствор над осадком после центрифугирования.
- **Центрифугирование** – отделение осадка от раствора за счет центробежных сил.
- **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.
- **Эксикатор** – стеклянный сосуд с двойным дном и шлифованной крышкой, предназначен для охлаждения прокаленных осадков и хранения гигроскопических материалов.
- **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.
- **Энергия (E)** – количественная мера интенсивности различных форм перемещения и взаимодействия частиц в системе, включая перемещение системы в целом и ее взаимодействие с окружающей средой.
- **Энергия Гиббса (G)** – термодинамическая функция состояния системы, учитывающей энергетику и неупорядоченность системы при изобарно-изотермических условиях; является критерием самопроизвольного протекания химических реакций.
- **Энтальпия (H)** – термодинамическая функция, характеризующая энергетическое состояние системы при изобарно-изотермических условиях.
- **Энтропия (S)** – термодинамическая функция, характеризующая меру неупорядоченности системы, т. е. неоднородности расположения и движения её частиц.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

Основная литература

1. Британ Е.А. Общая химия: Учебное пособие / Е.А. Британ, С.А. Киселева. – 3 изд. – Пермь: Прокрость, 2006. – 133 с.
2. Британ Е.А. Лабораторный практикум по аналитической химии: Учебное пособие / Е.А. Британ, С.А. Киселева. – Пермь: Изд-во «Пермская ГСХА», 2007. – 159 с.
3. Глинка Н.Л. Общая химия: Учебник / Н.Л. Глинка. – М.: Интегрес – Пресс, 2003. – 727 с.
4. Князев Д.А. Неорганическая химия : Учебник для ВУЗов / Д.А. Князев, С.Н. Смаригин. – М.: Дрофа, 2004.- 592 с.
5. Неорганическая и аналитическая химия : Методические указания по изучению дисциплины и задание для контрольной работы студентам-заочникам по специальности «Зоотехния» / А.С. Гузей, Ж.Г. Василенко, Л.И. Черсткова. – М.: Всесоюзн. с.х. ин-т заочного образования, 1991. – 52 с.
6. Практикум по общей химии / Е.А. Британ, С.А. Киселева, Н.Д. Зуева. – Пермь: ПГСХА, 2003. – 120 с.
7. Цитович И.К. Курс аналитической химии : Учебник/ И.К. Цитович. – СПб : Изд-во «Лань», 2004. – 496 с.
8. Химия: Методические указания по изучению дисциплины / И.Л. Шиманович, Н.Н. Иванова, Л.И. Черткова. – М.: Всесоюзный с.-х. институт заочного образования, 1991. – 73 с.

Дополнительная литература

9. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: Учебник для ВУЗов / Н.С. Ахметов. – М.: Высшая школа, 2003. – 743 с.
10. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка; под редакцией В.А. Рабиновича. – М.: Интеграл – Пресс, 2001. – 278

Приложения

Таблица 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 ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P
Na ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
K ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NH ₄ ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P
Cu ²⁺	P	P	-	P	P	H	H	P	-	-	H	H	H
Ag ⁺	H	H	H	P	P	H	H	M	H	-	H	H	-
Mg ²⁺	P	P	P	P	P	-	H	P	H	H	P	H	H
Ca ²⁺	P	P	P	P	P	P	H	M	H	H	M	H	M
Sr ²⁺	P	P	P	P	P	P	P	H	H	H	M	H	M
Ba ²⁺	P	P	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	P
Zn ²⁺	P	P	P	P	P	H	H	P	H	H	H	H	H
Hg ²⁺	P	M	H	P	P	H	H	-	-	-	H	H	-
Al ³⁺	P	P	P	P	P	-	-	P	-	H	-	H	H
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.

Таблица 2
Электрохимический ряд напряжений металлов

Металл	Электродный процесс	φ^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	$Cu \Leftrightarrow Cu^{2+} + 2e$	+ 0,34
Hg	$2Hg \Leftrightarrow [Hg_2^{2+}] + 2e$	+ 0,79
Ag	$Ag \Leftrightarrow Ag^+ + e$	+ 0,80
Pd	$Pd \Leftrightarrow Pd^{2+} + 2e$	+ 0,82
Pt	$Pt \Leftrightarrow Pt^{2+} + 2e$	+ 1,19
Au	$Au \Leftrightarrow Au^+ + e$	+ 1,68

*Стандартные потенциалы некоторых металлов E^0 ; концентрация = 1 г·ион /л температура 20⁰С

Таблица 3

**Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы в водных растворах
по отношению к нормальному водородному электроду**

Эле- мент	Реакция	φ^0 , В	Эле- мент	Реакция	φ^0 , В
Ag	$\text{Ag}^+ + e = \text{Ag}$	0,80	B	$\text{H}_3\text{BO}_3 + 3\text{H}^+ + 3e = \text{B} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,87
	$\text{AgBr} + e = \text{Ag} + \text{Br}^-$	0,55		$\text{H}_2\text{BO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 3e = \text{B} + 4\text{OH}^-$	-1,79
	$\text{AgCl} + e = \text{Ag} + \text{Cl}^-$	0,22	Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2e = \text{Ba}$	-2,9
	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4 + 2e = 2\text{Ag} + \text{CrO}_4^{2-}$	0,45	Be	$\text{Be}^{2+} + 2e = \text{Be}$	-1,85
	$\text{AgI} + e = \text{Ag} + \text{I}^-$	-0,15		$\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{Be} + 2\text{H}_2\text{O}$	-1,82
	$\text{AgCH}_3\text{COO} + e = \text{Ag} + \text{CH}_3\text{COO}^-$	0,64		$\text{BeO}_2^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Be} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,91
	$\text{Ag}_2\text{SO}_4 + 2e = 2\text{Ag} + \text{SO}_4^{2-}$	0,65	Bi	$\text{Bi}^{3+} + 3e = \text{Bi}$	0,21
	$\text{Ag}_2\text{CO}_3 + 2e = 2\text{Ag} + \text{CO}_3^{2-}$	0,45	Br	$\text{Br}_2 + 2e = 2\text{Br}^-$	1,09
	$\text{Ag}(\text{CN})_2^- + e = \text{Ag} + 2\text{CN}^-$	-0,31		$\text{Br}_3^- + 3e = 3\text{Br}^-$	1,05
	$\text{AgCN} + e = \text{Ag} + \text{CN}^-$	-0,02		$2\text{HBrO} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,60
	$\text{Ag}_2\text{S} + 2e = 2\text{Ag} + \text{S}^{2-}$	-0,70		$2\text{BrO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{Br}_2 + 4\text{OH}^-$	0,45
Al	$\text{Al}^{3+} + 3e = \text{Al}$	-1,66		$\text{HBrO} + \text{H}^+ + 2e = \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,34
	$\text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2,35		$\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{Br}^- + 2\text{OH}^-$	0,76
	$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3e = \text{Al} + 3\text{OH}^-$	-2,31		$\text{BrO}_3^- + 5\text{H}^+ + 4e = \text{HBrO} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45
	$\text{AlF}_6^{3-} + 3e = \text{Al} + 6\text{F}^-$	-2,07		$\text{BrO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 4e = \text{BrO}^- + 4\text{OH}^-$	0,54
As	$\text{HAsO}_2^- + 3\text{H}^+ + 3e = \text{As} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,25		$2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e = \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,52
	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,56		$2\text{BrO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10e = \text{Br}_2 + 12\text{OH}^-$	0,50
	$\text{AsO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{As} + 4\text{OH}^-$	-0,68		$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e = \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,45
	$\text{AsO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{AsO}_2^- + 4\text{OH}^-$	-0,71		$\text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6e = \text{Br}^- + 6\text{OH}^-$	0,61
	$\text{As} + 3\text{H}^+ + 3e = \text{AsH}_2$	-0,60	C	$\text{HCHO} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{CH}_3\text{OH}$	0,19

Продолжение табл. 3

	$\text{As} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{AsH}_3 + 3\text{OH}^-$	- 1,37		$\text{HCOOH} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HCOH}$	- 0,01
Au	$\text{Au}^{3+} + 3\text{e} = \text{Au}$	1,50		$\text{CH}_3\text{CHO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	0,19
	$\text{Au}^{3+} + 2\text{e} = \text{Au}^+$	1,41		$\text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{CH}_3\text{CHO}$	- 0,12
	$\text{Au}^+ + \text{e} = \text{Au}$	1,50		$\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$	- 0,12
	$\text{AuCl}_4^- + 3\text{e} = \text{Au} + 4\text{Cl}^-$	1,00		$\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HCOOH}$	- 0,20
	$\text{AuBr}_4^- + 3\text{e} = \text{Au} + 4\text{Br}^-$	0,87		$2\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	- 0,49
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ca}$	- 2,87	Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e} = \text{Cr}$	- 0,74
Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cd}$	- 0,40		$\text{Cr}^{3+} + \text{e} = \text{Cr}^{2+}$	- 0,41
	$\text{CdS} + 2\text{e} = \text{Cd} + \text{S}^{2-}$	- 1,17		$\text{Cr}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cr}$	0,91
Ce	$\text{Ce}^{3+} + 3\text{e} = \text{Ce}$	- 2,40		$\text{Cr}(\text{OH})_3 + 2\text{e} = \text{Cr} + 2\text{OH}^-$	- 1,40
Cl	$\text{Cl}_2 + 2\text{e} = 2\text{Cl}^-$	1,36		$\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{e} = \text{Cr} + 3\text{OH}^-$	- 1,30
	$2\text{HOCl} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	1,63		$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	0,94
	$2\text{ClO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Cl}_2 + 4\text{OH}^-$	0,40		$\text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{Cr} + 4\text{OH}^-$	- 1,20
	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,50		$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,33
	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	0,88		$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	- 0,13
	$\text{HClO}_2 + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	1,63		$\text{Cr}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{CrO}_2^- + 4\text{H}^+$	1,19
	$\text{HClO}_3 + 3\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$	1,56	Cs	$\text{Cs}^+ + \text{e} = \text{Cs}$	- 2,91
	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,45	Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cu}$	0,34
	$\text{ClO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{ClO}^- + 2\text{OH}^-$	0,66		$\text{Cu}^+ + \text{e} = \text{Cu}$	0,52
	$\text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{ClO}_2^- + 2\text{OH}^-$	0,33		$\text{Cu}^{2+} + \text{e} = \text{C}^+$	1,53
	$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,47		$\text{Cu}^{2+} + \text{Br}^- + \text{e} = \text{CuBr}$	0,64
	$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	0,63		$\text{Cu}^{2+} + \text{Cl}^- + \text{e} = \text{CuCl}$	0,54
	$\text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	1,19		$\text{CuCl} + \text{e} = \text{Cu} + \text{Cl}^-$	0,14
	$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{ClO}_3^- + 2\text{OH}^-$	0,36		$\text{Cu}^{2+} + \text{I}^- + \text{e} = \text{CuI}$	0,86
	$2\text{ClO}_4^- + 16\text{H}^+ + 14\text{e} = \text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$	1,39		$\text{CuBr} + \text{e} = \text{Cu} + \text{Br}$	0,03

Продолжение табл. 3

	$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	1,38		$\text{CuI} + \text{e} = \text{Cu} + \text{I}^-$	- 0,19
	$\text{ClO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 8\text{e} = \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	0,56		$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+} + \text{e} = \text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+ + 2\text{NH}_3$	- 0,01
Co	$\text{Co}^{3+} + \text{e} = \text{Co}^{2+}$	1,84		$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{e} = \text{Cu} + 2\text{OH}^-$	- 0,22
	$\text{Co}^{3+} + 3\text{e} = \text{Co}$	0,33		$\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = 2\text{Cu} + 2\text{OH}^-$	- 0,36
	$\text{Co}^{2+} + 2\text{e} = \text{Co}$	- 0,28		$\text{Cu}_2\text{S} + 2\text{e} = 2\text{Cu} + \text{S}^{2-}$	- 0,54
	$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+} \pm \text{e} = \text{Co}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	0,10		$\text{CuS} + 2\text{e} = \text{Cu} + \text{S}^{2-}$	- 0,70
	$\text{Co}(\text{OH})_3 + \text{e} = \text{Co}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	0,17		$\text{Cu}(\text{CN})_2 + 2\text{e} = \text{Cu} + 2\text{CN}^-$	- 0,43
	$\text{Co}(\text{OH})_2 + 2\text{e} = \text{Co} + 2\text{OH}^-$	- 0,73	F	$\text{F}_2 + 2\text{e} = 2\text{F}^-$	2,87
Fe	$\text{Fe}^{3+} + \text{e} = \text{Fe}^{2+}$	0,77	I	$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{I}_2 + 6\text{OH}^-$	1,19
	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e} = \text{Fe}$	- 0,04		$2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\text{e} = \text{I}_2 + 12\text{OH}^-$	0,21
	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e} = \text{Fe}$	- 0,44		$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,08
	$\text{FeO}_4^{2-} + 6\text{H}^+ + 3\text{e} \leftrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,56		$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{I}^- + 6\text{OH}^-$	0,26
	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{e} = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	- 0,56		$\text{IO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{IO}_3^- + 2\text{OH}^-$	- 0,68
	$\text{FeS} + 2\text{e} = \text{Fe} + \text{S}^{2-}$	- 0,98	K	$\text{K}^+ + \text{e} = \text{K}$	- 2,93
	$\text{FeO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{FeO}_2^- + 4\text{OH}^-$	0,90	Li	$\text{Li}^+ + \text{e} = \text{Li}$	- 3,04
	$\text{FeO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,90	Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e} = \text{Mg}$	- 2,37
Ga	$\text{Ga}^{3+} + 3\text{e} = \text{Ga}$	- 0,56	Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Mn}$	- 1,19
Ge	$\text{Ge}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ge}$	0		$\text{Mn}^{3+} + \text{e} = \text{Mn}^{2+}$	1,51
H	$2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2$	0		$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,23
	$2\text{H}^+(10^{-7} \text{ M}) + 2\text{e} = \text{H}_2$	- 0,41		$\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^-$	- 0,0
	$\text{H}^+ + \text{e} = \text{H}$	- 2,1		$\text{MnO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	2,26
	$\text{H}_2 + 2\text{e} = 2\text{H}^-$	- 2,25		$\text{MnO}_4^- + \text{e} = \text{Mn}_4^{2-}$	0,56
Hg	$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e} = \text{Hg}$	0,85		$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,69
	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e} = 2\text{Hg}$	0,79		$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,60
	$2\text{Hg} + 2\text{e} = \text{Hg}_2^{2+}$	0,91		$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e} = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,51

Продолжение табл. 3

In	$\text{In}^{3+} + 3e = \text{In}$	- 0,33		$\text{Mn}(\text{OH})_3 + e = \text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	0,1
Ir	$\text{Ir}^{3+} + 3e = \text{Ir}$	1,15	N	$\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{NH}_2\text{OH} + 2\text{OH}^-$	- 3,04
I	$\text{I}_2 + 2e = 2\text{I}^-$	0,54		$\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 4e = \text{N}_2\text{H}_4 + 4\text{OH}^-$	- 1,16
	$\text{I}_3^- + 2e = 3\text{I}^-$	0,55		$\text{N}_2 + 8\text{H}^+ + 6e = 2\text{NH}_4^+$	0,26
	$2\text{HIO} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45		$\text{N}_2 + 8\text{H}_2\text{O} + 6e = 2\text{NH}_4\text{OH} + 6\text{OH}^-$	- 0,76
	$2\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{I}_2 + 4\text{OH}^-$	0,45		$\text{NH}_2\text{OH} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{NH}_4\text{OH} + 2\text{OH}^-$	0,42
	$\text{HIO} + \text{H}^+ + 2e = \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$	0,99		$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + e = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	0,90
	$\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{I}^- + 2\text{OH}^-$	0,49		$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + e = \text{NO} + 2\text{OH}^-$	- 0,46
	$\text{IO}_3^- + 5\text{H}^+ + 4e = \text{HIO} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,14		$2\text{HNO}_2 + 4\text{H}^+ + 4e = \text{N}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{O}$	1,29
	$\text{IO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 4e = \text{IO}^- + 4\text{OH}^-$	0,14		$2\text{HNO}_2 + 6\text{H}^+ + 6e = \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	1,44
O	$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2,07		$2\text{NO}_2^- + 4\text{H}_2\text{O} + 6e = \text{N}_2 + 8\text{OH}^-$	0,41
	$\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{O}_2 + 2\text{OH}^-$	1,24		$\text{HNO}_2 + 7\text{H}^+ + 6e = \text{NH}_4^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	0,86
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e = 2\text{H}_2\text{O}$	1,23		$\text{NO}_2^- + 6\text{H}_2\text{O} + 6e = \text{NH}_4\text{OH} + 7\text{OH}^-$	0,15
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+(10^{-7} \text{ M}) + 4e = 2\text{H}_2\text{O}$	0,82		$\text{N}_2\text{O} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$	1,77
	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e = 4\text{OH}^-$	0,40		$\text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{N}_2 + 2\text{OH}^-$	0,94
	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{O}_2$	0,68		$2\text{NO} + 4\text{H}^+ + 4e = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,68
Os	$\text{Os}^{2+} + 2e = \text{Os}$	0,85		$2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O} + 4e = \text{N}_2 + 4\text{OH}^-$	0,85
P	$\text{P} + 3\text{H}_2\text{O} = 3e = \text{PH}_3 + 3\text{OH}^-$	- 0,89		$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2e = \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,94
	$\text{P} + 3\text{H}^+ + 3e = \text{PH}_3$	0,06		$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	0,10
	$\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}^+ + e = \text{P} + 2\text{H}_2\text{O}$	- 0,51		$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + e = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,80
	$\text{H}_3\text{PO}_3 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	- 0,50		$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + e = \text{NO}_2 + 2\text{OH}^-$	- 0,86
	$\text{HPO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_3\text{PO}_2^- + 3\text{OH}^-$	- 1,57		$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,96
Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2e = \text{Pb}$	- 0,13		$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{NO} + 4\text{OH}^-$	- 0,14
	$\text{Pb}^{4+} + 2e = \text{Pb}^{2+}$	1,80		$2\text{NO}_3^- + 12\text{H}_2\text{O} + 10e = \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,24
	$\text{Pb}^{4+} + 4e = \text{Pb}$	0,84		$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8e = \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	0,87

Продолжение табл. 3

	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,46		$\text{NO}_3^- + 7\text{H}_2\text{O} + 8\text{e} = \text{NH}_4\text{OH} + 9\text{OH}^-$	- 0,12
	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{e} = \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,68	Na	$\text{Na}^+ + \text{e} = \text{Na}$	- 2,71
	$\text{PbO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{PbO}_2^{2-} + 2\text{OH}^-$	0,20	Nb	$\text{Nb}^{3+} + 3\text{e} = \text{Nb}$	- 1,10
	$\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Pb} + 2\text{OH}^-$	0,25	Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ni}$	- 0,23
	$\text{PbO}_3^{2-} + 3\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HPbO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	1,55		$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} + \text{e} [\text{Ni}(\text{CN})_4]^{3-}$	0,82
Pd	$\text{Pd}^{2+} + 2\text{e} = \text{Pd}$	0,99	S	$\text{S} + 2\text{e} = \text{S}^{2-}$	-0,48
Pt	$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e} = \text{Pt}$	1,20		$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{S}$	0,14
Rb	$\text{Rb}^+ + \text{e} = \text{Rb}$	-2,93		$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\text{e} = 2\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,50
Rh	$\text{Rh}^{3+} + 3\text{e} = \text{Rh}$	0,80		$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\text{e} = 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	0,09
Ru	$\text{Ru}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ru}$	0,45		$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0,17
Te	$\text{Te} + 2\text{e} = \text{Te}^{2-}$	-1,14		$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,93
	$\text{Te} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{Te}$	-0,71		$2\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 5\text{H}_2\text{O}$	0,29
Ti	$\text{Ti}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ti}$	-1,63		$2\text{SO}_4^{2-} + 5\text{H}_2\text{O} + 8\text{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 10\text{H}^+$	-0,76
	$\text{Ti}^{3+} + \text{e} = \text{Ti}^{2+}$	-0,37		$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,36
	$\text{TiO}^{2+} + 2\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{Ti} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,89		$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{S} + 8\text{OH}^-$	0,75
	$\text{TiO}^{2+} + 2\text{H}^+ + \text{e} = \text{Ti}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	0,10		$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e} = 2\text{SO}_4^{2-}$	2,00
Th	$\text{Th}^{4+} + 4\text{e} = \text{Th}$	1,90		$2\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{S}_2\text{O}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,22
Tl	$\text{Tl}^+ + \text{e} = \text{Tl}$	-0,34		$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,45
	$\text{Tl}^{3+} + 2\text{e} = \text{Tl}^+$	1,28		$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,15
U	$\text{U}^{3+} + 3\text{e} = \text{U}$	-1,80		$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,30
	$\text{U}^{4+} + \text{e} = \text{U}^{3+}$	-0,64	Se	$\text{Se}^{3+} + 3\text{e} = \text{Se}$	-2,10
V	$\text{V}^{2+} + 2\text{e} = \text{V}$	-1,20		$\text{Se} + 2\text{e} = \text{Se}^{2-}$	-0,92
	$\text{V}^{3+} + \text{e} = \text{V}^{2+}$	-0,26		$\text{Se}^{3+} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{Se}$	-0,40
	$\text{Vo}^{2+} + 2\text{H}^+ + \text{e} = \text{V}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	0,34		$\text{H}_2\text{SeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{Se} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,74
	$\text{V}_2\text{O}_5 + 6\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{VO}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,96	Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Sn}$	-0,14

Продолжение табл. 3

Y	$Y^{3+} + 3e = Y$	-2,37		$Sn^{4+} + 2e = Sn^{2+}$	-0,15
Zn	$Zn^{2+} + 2e = Zn$	-0,76		$Sn^{4+} + 4e = Sn$	0,01
	$Zn(OH)_2 + 2e = Zn + 2OH^-$	-1,25		$Hsno_2^- + H_2O + 2e = Sn + 3OH^-$	-0,91
	$ZnO_2^{2-} + 2H_2O + 2e = Zn + 4OH^-$	-1,22		$Hsno_2^- + 3H^+ + 2e = Sn + 2H_2O$	0,33
Zr	$Zr^{4+} + 4e = Zr$	-1,53		$Sn(OH)_6^{2-} + 2e = Hsno_2^- + 3OH^- + H_2O$	-0,92
		-2,37	Sr	$Sr^{2+} + 2e = Sr$	-2,89

Таблица 4

Плотность растворов солей различной концентрации

ω(%)	Плотность ρ, г/см ³								
	NaCl	KCl	NH ₄ Cl	CaCl ₂	Na ₂ SO ₄	K ₂ SO ₄	MgSO ₄	(NH ₄) ₂ SO ₄	Na ₂ CO ₃
2	1,013	1,011	1,004	1,015	1,016	1,015	1,018	1,010	1,02
4	1,027	1,024	1,011	1,032	1,035	1,031	1,039	1,022	1,04
6	1,041	1,037	1,017	1,049	1,053	1,048	1,060	1,034	1,06
8	1,056	1,050	1,023	1,066	1,072	1,065	1,082	1,046	1,08
10	1,071	1,063	1,029	1,083	1,091	1,085	1,104	1,057	1,10
12	1,086	1,077	1,034	1,101	1,111		1,126	1,069	1,12
14	1,101	1,090	1,040	1,120	1,131		1,148	1,081	1,15
16	1,116	1,104	1,046	1,139	1,151		1,172	1,092	1,17
18	1,132	1,118	1,051	1,158			1,196	1,104	1,20
20	1,148	1,133	1,057	1,177			1,220	1,115	
25	1,189	1,165	1,070	1,228			1,275	1,143	
30				1,282				1,172	
35				1,337				1,200	
40				1,396				1,228	

Таблица 5

**Плотность растворов кислот, щелочей, аммиака различных
концентраций при 15⁰С**

Концентра- ция, %	Плотность, г/см ³					
	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	NaOH	KOH	NH ₃
4	1,027	1,022	1,019	1,046	1,033	0,98
8	1,055	1,044	1,039	1,092	1,065	0,96
12	1,083	1,068	1,059	1,137	1,100	0,95
16	1,113	1,093	1,079	1,181	1,137	0,93
20	1,143	1,119	1,100	1,225	1,176	0,92
24	1,174	1,145	1,121	1,268	1,218	0,91
28	1,206	1,171	1,142	1,310	1,263	0,90
32	1,223	1,198	1,163	1,352	1,310	0,89
36	1,273	1,225	1,183	1,395	1,358	
40	1,307	1,251		1,437	1,409	
44	1,342	1,277		1,478	1,460	
48	1,380	1,308		1,519	1,511	
52	1,419	1,328		1,560	1,564	
56	1,460	1,351		1,601	1,616	
60	1,503	1,373		1,643		
64	1,547	1,394				
68	1,593	1,412				
72	1,640	1,429				
76	1,687	1,445				
80	1,732	1,460				

Таблица 6

Термодинамические константы некоторых веществ*

Вещество	ΔH^0_{298} , кДж/моль	ΔG^0_{298} , кДж/моль	S^0_{298} , Дж/(моль·К)
Ag (к)	0	0	42,69
AgBr (к)	- 99,16	- 95,94	107,1
AgI (к)	- 64,2	- 66,3	114,2
AgCl (к)	- 126,8	- 109,7	114,2
AgF (к)	- 202,9	- 134,9	83,7
AgNO ₃ (к)	- 120,7	- 32,2	140,9
Ag ₂ O (к)	- 30,56	- 10,82	121,7
Ag ₂ CO ₃ (к)	- 506,1	- 437,1	167,4
Al (к)	0	0	28,31
Al ₂ O ₃ (к)	- 1675,0	- 1576,4	50,94
Al(OH) ₃ (к)	- 1275,7	- 1139,72	71,1
AlCl ₃ (к)	- 697,4	- 636,8	167,0
Al ₂ (SO ₄) ₃ (к)	- 3434,0	- 3091,9	239,2
As (к)	0	0	35,1
As ₂ O ₃ (к)	- 656,8	- 575,0	107,1
As ₂ O ₄ (к)	- 918,0	- 772,4	105,4
Au (к)	0	0	47,65
AuF (к)	- 74,3	- 58,6	96,4
AuF ₃ (к)	- 348,53	- 297,48	114,2
Au(OH) ₃ (к)	- 418,4	- 289,95	121,3
AuCl ₃ (к)	- 118,4	- 48,53	146,4
B (к)	0	0	5,87
B ₂ O ₃ (к)	- 1264,0	- 1184,0	53,85
B ₂ H ₄ (г)	31,4	82,8	232,9
Ba (к)	0	0	64,9
BaO (к)	- 556,6	- 528,4	70,3
BaCO ₃ (к)	- 1202,0	- 1138,8	112,1
Be (к)	0	0	9,54
BeO (к)	- 598,7	- 581,6	14,10
BeCO ₃ (к)	- 981,57	- 944,75	199,4
Bi (к)	0	0	56,9
BiCl ₃ (г)	- 270,7	- 260,2	356,9

* Условные обозначения: к – кристаллический, г – газообразный, ж – жидкость, ромб. – ромбический.

Продолжение табл. 6

BiCl_3 (г)	- 270,7	- 260,2	356,9
BiCl_3 (к)	- 379,1	- 318,9	189,5
Br_2 (г)	30,92	3,14	245,35
HBr (г)	- 36,23	-53,22	198,48
C (алмаз)	1,897	2,866	2,38
C (графит)	0	0	5,74
CO (г)	- 110,5	- 137,27	197,4
CO_2 (г)	- 393,51	- 394,38	213,6
COCl_2 (г)	- 223,0	- 210,5	289,2
CS_2 (г)	115,3	65,1	237,8
CS_2 (ж)	87,8	63,6	151,0
C_2H_2 (г)	226,75	209,2	200,8
C_2H_4 (г)	52,28	68,12	219,4
CH_4 (г)	- 74,85	- 50,79	186,19
C_2H_6 (г)	- 84,67	- 32,89	229,5
C_6H_6 (ж)	49,04	124,50	173,2
CH_3OH (ж)	- 238,7	- 166,31	126,7
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (ж)	- 227,6	- 174,77	160,7
CH_3COOH (ж)	- 484,9	- 392,46	159,8
Ca (к)	0	0	41,62
CaO (к)	- 635,1	- 604,2	39,7
CaF_2 (к)	- 1214,0	- 1161,0	68,87
CaCl_2 (к)	- 785,8	- 750,2	113,8
CaC_2 (к)	- 62,7	- 67,8	70,3
Ca_3N_2 (к)	- 431,8	- 368,6	104,6
$\text{Ca}(\text{OH})_2$ (к)	- 986,2	- 896,76	83,4
CaSO_4 (к)	- 1424,0	- 1320,3	106,7
CaSiO_3 (к)	- 1579,0	- 1495,4	87,45
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (к)	- 4125,0	- 3899,5	240,9
CaCO_3 (к)	- 1206,0	- 1128,8	92,9
Cl_2 (г)	0	0	223,0
HCl (г)	- 92,30	- 95,27	186,7
HCl (ж)	- 167,5	- 131,2	55,2
HClO (ж)	- 116,4	- 80,0	129,7
Cr (к)	0	0	23,76
Cr_2O_3 (к)	- 1141,0	- 1046,84	81,1
$\text{Cr}(\text{CO})_6$ (к)	- 1075,62	- 982,0	359,4
Cs (к)	0	0	84,35
Cs_2O (к)	- 317,6	- 274,5	123,8

Продолжение табл. 6

CsOH (к)	- 406,5	- 355,2	77,8
Cu (к)	0	0	33,3
Cu ₂ O (к)	- 167,36	- 146,36	93,93
CuO (к)	- 165,3	- 127,10	42,64
Cu(OH) ₂ (к)	- 443,9	- 356,90	79,50
CuF ₂ (к)	- 530,9	- 485,3	84,5
CuCl ₂ (к)	- 205,9	- 166,1	113,0
CuBr ₂ (к)	- 141,42	- 126,78	142,34
CuI ₂ (к)	- 21,34	- 23,85	159,0
Cu ₂ S (к)	- 82,01	- 86,19	119,24
CuS (к)	- 48,5	- 48,95	66,5
CuSO ₄ (к)	- 771,1	- 661,91	113,3
CuCO ₃ (к)	- 594,96	- 517,98	87,9
Cu(NO ₃) ₂ (к)	- 307,11	- 114,22	193,3
Fe (к)	0	0	27,15
FeO (к)	- 263,68	- 244,35	58,79
FeCl ₂ (к)	- 341,0	- 302,08	119,66
Fe ₂ O ₃ (к)	- 821,32	- 740,99	89,96
Fe(OH) ₃ (к)	- 824,25	- 694,54	96,23
FeCl ₃ (к)	- 405,0	- 336,39	130,1
FeSO ₄ (к)	- 922,57	- 829,69	107,51
FeCO ₃ (к)	- 744,75	- 637,88	92,9
GeO (к)	- 305,4	- 276,1	50,2
GeO ₂ (к)	- 539,74	- 531,4	52,30
H ₂ (г)	0	0	130,6
H ₂ O (г)	- 241,84	- 228,8	188,74
H ₂ O (ж)	- 285,84	- 237,5	69,96
H ₂ O ₂ (ж)	- 187,36	- 117,57	105,86
Hg (к)	0	0	76,1
HgCl ₂ (к)	- 230,12	- 185,77	144,35
Hg ₂ Cl ₂ (к)	- 264,85	- 210,66	195,81
I ₂ (к)	0	0	116,73
I ₂ (г)	62,24	19,4	260,58
HI (г)	25,94	1,30	206,33
HIO (ж)	- 158,9	- 98,7	24,32
K (к)	0	0	64,35
K ₂ O (к)	- 361,5	- 193,3	87,0
KOH (к)	- 425,93	- 374,47	59,41
KNO ₃ (к)	- 492,71	- 393,13	132,93

Продолжение табл. 6

KNO_2 (к)	- 370,28	- 281,58	117,15
K_2SO_4 (к)	- 1433,44	- 1316,37	175,73
KHSO_4 (к)	- 1158,1	- 1043,49	187,89
KH (к)	- 56,9	- 38,49	67,95
Li (к)	0	0	28,03
Li_2O (к)	- 595,8	- 560,2	37,9
LiOH (к)	- 487,8	- 443,1	42,81
Mg (к)	0	0	32,55
MgO (к)	- 601,24	- 569,6	26,94
Mg(OH)_2 (к)	- 924,66	- 833,7	63,14
MgCO_3 (к)	- 1096,21	- 1029,3	65,69
MnSO_4 (к)	- 1063,74	- 955,96	112,13
N_2 (г)	0	0	191,5
N_2O (г)	81,55	103,6	220,0
NO (г)	90,37	86,69	210,62
NO_2 (г)	33,89	51,84	240,45
N_2O_4 (г)	9,37	98,29	304,3
NH_3 (г)	- 46,19	- 16,64	192,5
HNO_3 (ж)	- 173,0	- 79,91	156,16
NH_4Cl (к)	- 315,39	- 343,64	94,56
NH_4OH (ж)	- 366,69	- 263,8	179,9
Na (к)	0	0	51,42
Na_2O (к)	- 430,6	- 376,6	71,1
NaOH (к)	- 426,6	- 377,0	64,18
NaCl (к)	- 410,9	- 384,0	72,36
Na_2CO_3 (к)	- 1129,0	- 1047,7	136,0
Na_2SO_4 (к)	- 1384,0	- 1266,8	149,4
Na_2SiO_3 (к)	- 1518,0	- 1426,7	113,8
O_2 (г)	0	0	205,03
P (красный)	- 18,41	- 13,81	22,8
PCl_3 (г)	- 277,0	- 286,27	311,7
PCl_5 (г)	- 369,45	- 324,55	362,9
HPO_3 (ж)	- 982,4	- 902,91	150,6
H_3PO_4 (ж)	- 1271,94	- 1147,25	200,83
Pb (к)	0	0	64,9
PbO (к)	- 217,86	- 188,49	67,4
PbO_2 (к)	- 276,6	- 218,99	76,44
PbCl_2 (к)	- 359,2	- 313,97	136,4
PbSO_4 (к)	- 918,1	- 811,24	147,28

Продолжение табл. 6

PbS (к)	– 94,28	– 92,68	91,20
Rb (к)	0	0	76,2
Rb ₂ O (к)	– 330,12	– 290,79	109,6
RbOH (к)	– 413,80	– 364,43	70,7
S (ромб.)	0	0	31,88
SO ₂ (г)	– 296,9	– 300,37	248,1
SO ₃ (г)	– 395,2	– 370,37	256,23
H ₂ S (г)	– 20,15	– 33,02	205,64
H ₂ S (ж)	– 39,33	– 27,36	122,2
H ₂ SO ₄ (ж)	– 811,3	– 742,0	156,9
H ₂ Se (г)	85,77	71,13	221,3
SiO ₂ (к)	– 859,3	– 803,75	42,09
SnO (к)	– 286,0	– 257,32	56,74
SnO ₂ (к)	– 580,8	– 519,65	52,34
SrO (к)	– 590,4	– 559,8	54,4
SrCO ₃ (к)	– 1221,3	– 1137,6	97,1
H ₂ Te (г)	154,39	138,48	234,3
Zn (к)	0	0	41,59
ZnO (к)	– 349,0	– 318,19	43,5
ZnS (к)	– 201,0	– 198,32	57,7
ZnSO ₄ (к)	– 978,2	– 871,57	124,6

Таблица 7

**Теплота сгорания органических соединений в стандартных условиях.
Конечные продукты сгорания CO₂ (г), H₂O (ж)**

Соединение	ΔH^0_{298} , кДж/моль	Соединение	ΔH^0_{298} , кДж/моль
CH ₄ (г) метан	– 890,31	C ₂ H ₄ (OH) ₂ (ж) этилен-гликоль	– 1192,86
C ₂ H ₂ (г) ацетилен	– 1299,63	C ₃ H ₅ (OH) ₃ (ж) глицерин	– 1664,40
C ₂ H ₄ (г) этилен	– 1410,97	C ₄ H ₈ O ₂ (ж) этилацетат	– 2254,21
C ₂ H ₆ (г) этан	– 1559,88	C ₄ H ₁₀ O (ж) диэтиловый эфир	– 2730,90
C ₆ H ₆ (ж) бензол	– 3267,70	CH ₃ COOH (ж) уксусная кислота	– 873,79
C ₆ H ₈ (ж) толуол	– 3910,28	C ₇ H ₆ O ₂ (к) бензойная кислота	– 3227,54
CH ₃ OH (ж) метиловый спирт	– 726,64	C ₆ H ₁₂ O ₆ (к) глюкоза	– 2815,8
C ₂ H ₅ OH (ж) этиловый спирт	– 1366,91	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (к) сахароза	– 5648,0

Таблица 8

Константы нестойкости комплексных ионов

Формула	$K_{\text{нест.}}$	Формула	$K_{\text{нест.}}$	Формула	$K_{\text{нест.}}$
$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$	$9,31 \cdot 10^{-8}$	$\text{Cd}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	$7,3 \cdot 10^{-6}$	$\text{Cu}(\text{SO}_3)_2^{3-}$	$3,1 \cdot 10^{-9}$
$\text{Ag}(\text{CN})_2^-$	$8 \cdot 10^{-22}$	$\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}$	$1,41 \cdot 10^{-19}$	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	$1 \cdot 10^{-24}$
$\text{Ag}(\text{CN})_3^{2-}$	$1,6 \cdot 10^{-22}$	$\text{Cd}(\text{SCN})_6^{2-}$	1,033	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$	$1 \cdot 10^{-31}$
$\text{Ag}(\text{CN})_4^{3-}$	$2,1 \cdot 10^{-21}$	CdCl_4^{2-}	$9,3 \cdot 10^{-3}$	$\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3^{3-}$	$6,3 \cdot 10^{-21}$
$\text{Ag}(\text{SCN})_2^-$	$2,7 \cdot 10^{-8}$	CdCl_6^{4-}	$2,6 \cdot 10^{-2}$	$\text{Fe}(\text{SO}_4)_2^-$	$1,05 \cdot 10^{-3}$
$\text{Ag}(\text{SCN})_3^{2-}$	$8,3 \cdot 10^{-10}$	CdBr_4^{2-}	$2 \cdot 10^{-4}$	$\text{Hg}(\text{CN})_4^{2-}$	$4 \cdot 10^{-42}$
$\text{Ag}(\text{SCN})_4^{3-}$	$1,3 \cdot 10^{-11}$	CdI_4^{2-}	$8 \cdot 10^{-7}$	HgCl_4^{2-}	$8,5 \cdot 10^{-16}$
$\text{Ag}(\text{SO}_4)_2^{3-}$	0,59	CdI_6^{4-}	$1 \cdot 10^{-6}$	HgBr_4^{2-}	$2 \cdot 10^{-22}$
AgCl_2^-	$1,76 \cdot 10^{-5}$	$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	$7,75 \cdot 10^{-6}$	HgI_4^{2-}	$1,48 \cdot 10^{-30}$
AgBr_2^-	$7,8 \cdot 10^{-8}$	$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}$	$3,1 \cdot 10^{-33}$	$\text{Hg}(\text{SCN})_4^{2-}$	$5,9 \cdot 10^{-22}$
AgI_3^{2-}	$1,4 \cdot 10^{-14}$	$\text{Co}(\text{CN})_6^{4-}$	$1 \cdot 10^{-19}$	$\text{Hg}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{2-}$	$3,6 \cdot 10^{-30}$
AgI_4^{3-}	$1,8 \cdot 10^{-14}$	$\text{Co}(\text{CN})_6^{3-}$	$1 \cdot 10^{-64}$	$\text{Mg}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	10,9
$\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{3-}$	$2,5 \cdot 10^{-14}$	$\text{Co}(\text{SCN})_4^{2-}$	$5,5 \cdot 10^{-3}$	$\text{Mg}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	$2 \cdot 10^3$
$\text{Ag}(\text{SO}_3)_2^{3-}$	$4,5 \cdot 10^{-6}$	$\text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+$	$2,24 \cdot 10^{-8}$	$\text{Ni}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$1,12 \cdot 10^{-8}$
$\text{Ag}(\text{CH}_3\text{COO})_2^-$	$2,2 \cdot 10^{-1}$	$\text{Cu}(\text{NH}_3)_3^{2+}$	$2,89 \cdot 10^{-11}$	$\text{Ni}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	$1,86 \cdot 10^{-9}$
AlF_6^{3-}	$1,44 \cdot 10^{-20}$	$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$2,14 \cdot 10^{-13}$	$\text{Ni}(\text{CN})_4^{2-}$	$1,8 \cdot 10^{-14}$
AlF_4^-	$1,8 \cdot 10^{-18}$	$\text{Cu}(\text{CN})_2^-$	$1 \cdot 10^{-24}$	$\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$3,46 \cdot 10^{-10}$
$\text{Au}(\text{CN})_2^-$	$5 \cdot 10^{-20}$	$\text{Cu}(\text{CN})_3^{2-}$	$2,6 \cdot 10^{-29}$	$\text{Zn}(\text{CN})_4^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-17}$
$\text{Au}(\text{SCN})_2^-$	$1 \cdot 10^{-23}$	$\text{Cu}(\text{CN})_4^{3-}$	$5 \cdot 10^{-31}$	$\text{Zn}(\text{SCN})_4^{2-}$	$5 \cdot 10^{-2}$
$\text{Au}(\text{SCN})_4^-$	$1 \cdot 10^{-42}$	$\text{Cu}(\text{CN})_4^{2-}$	$5 \cdot 10^{-28}$	$\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}$	$3,6 \cdot 10^{-16}$
AuCl_4^-	$5 \cdot 10^{-22}$	CuCl_4^-	$6,3 \cdot 10^{-6}$	ZnCl_4^{2-}	1
AuBr_2^-	$4 \cdot 10^{-13}$	CuI_2^-	$1,75 \cdot 10^{-9}$	ZnBr_3^-	50
$\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$7,56 \cdot 10^{-8}$	$\text{Cu}(\text{OH})_4^{2-}$	$7,6 \cdot 10^{-17}$	ZnI_4^{2-}	220

Таблица 9

Константы диссоциации кислот

Кислота	Анион	$K_{\text{дисс.}}$	Кислота	Анион	$K_{\text{дисс.}}$
HAsO_2	AsO_2^-	$9 \cdot 10^{-10}$	H_5IO_6	H_4IO_6^-	$2,8 \cdot 10^{-2}$
H_3AsO_3	H_2AsO_3^-	$5,7 \cdot 10^{-10}$	H_4IO_6^-	$\text{H}_3\text{IO}_6^{2-}$	$5,4 \cdot 10^{-9}$
H_3AsO_4	H_2AsO_4^-	$5,6 \cdot 10^{-3}$	$\text{H}_3\text{IO}_6^{2-}$	$\text{H}_2\text{IO}_6^{3-}$	$1,05 \cdot 10^{-15}$
H_2AsO_4^-	HasO_4^{2-}	$8,3 \cdot 10^{-8}$	HNO_2	NO_2^-	$4 \cdot 10^{-4}$
HAsO_4^{2-}	AsO_4^{3-}	$3 \cdot 10^{-12}$	HNO_3	N_3^-	$2 \cdot 10^{-5}$
HBrO	BrO^-	$2,5 \cdot 10^{-9}$	H_3PO_2	H_2PO_2^-	$1 \cdot 10^{-1}$
H_3BO_3	H_2BO_3^-	$5,8 \cdot 10^{-10}$	H_3PO_3	H_2PO_3^-	$5 \cdot 10^{-2}$
$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	HB_4O_7^-	$1 \cdot 10^{-4}$	H_2PO_3^-	HPO_3^{2-}	$2 \cdot 10^{-5}$
H_2CO_3	HCO_3^-	$4,45 \cdot 10^{-7}$	H_3PO_4	H_2PO_4^-	$7,52 \cdot 10^{-3}$
HCO_3^-	CO_3^{2-}	$4,69 \cdot 10^{-11}$	H_2PO_4^-	HPO_4^{2-}	$6,31 \cdot 10^{-8}$
HCOOH	HCOO^-	$2 \cdot 10^{-4}$	HPO_4^{2-}	PO_4^{3-}	$1,26 \cdot 10^{-12}$
CH_3COOH	CH_3COO^-	$1,8 \cdot 10^{-5}$	H_2S	HS^-	$9 \cdot 10^{-8}$
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	HC_2O_4^-	$3,8 \cdot 10^{-2}$	HS^-	S^{2-}	$1 \cdot 10^{-14}$
HClO	ClO^-	$1 \cdot 10^{-7}$	H_2SO_3	HSO_3^-	$1,58 \cdot 10^{-2}$
HClO_2	ClO_2^-	$5 \cdot 10^{-3}$	HSO_3^-	SO_3^{2-}	$6,31 \cdot 10^{-8}$
HCN	CN^-	$7,9 \cdot 10^{-10}$	HSO_4^-	SO_4^{2-}	$1 \cdot 10^{-2}$
HSCN	SCN^-	$1 \cdot 10^{-4}$	H_2Se	HSe^-	$1,9 \cdot 10^{-4}$
H_2CrO_4	HCrO_4^-	$1,8 \cdot 10^{-1}$	HseO_4^-	SeO_4^{2-}	$8,9 \cdot 10^{-3}$
HCrO_4^-	CrO_4^{2-}	$3,4 \cdot 10^{-7}$	H_2SeO_3	HSeO_3^-	$3,5 \cdot 10^{-3}$
HF	F^-	$6,61 \cdot 10^{-4}$	HseO_3^-	SeO_3^{2-}	$5 \cdot 10^{-3}$
H_2O_2	HO_2^-	$2 \cdot 10^{-12}$	H_2Te	HTe^-	$2,3 \cdot 10^{-3}$
HIO	IO^-	$2 \cdot 10^{-11}$	H_2TeO_3	HTeO_3^-	$3 \cdot 10^{-3}$
HIO_3	IO_3^-	$1,8 \cdot 10^{-1}$	HTeO_3^-	TeO_3^{2-}	$2 \cdot 10^{-3}$
HIO_4	IO_4^-	$2,3 \cdot 10^{-2}$	H_4SiO_4	H_3SiO_4^-	$1,3 \cdot 10^{-1}$

Таблица 10

Произведения растворимости веществ

Формула	ПР	Формула	ПР
Ag ₂ AsO ₄	1,1·10 ⁻²¹	CuI	1,1·10 ⁻¹²
AgBr	4,4·10 ⁻¹³	CuCl	1·10 ⁻⁶
AgBrO ₃	3,97·10 ⁻⁵	Cu ₂ S	3,6·10 ⁵⁰ ⁻
AgCN	7·10 ⁻¹⁵	Cu(OH) ₂	5·10 ⁻¹⁹
AgSCN	1,16·10 ⁻¹²	CuS	3,2·10 ⁻³⁸
AgCH ₃ COO	4,4·10 ⁻³	FeCO ₃	2,1·10 ⁻¹¹
Ag ₂ CO ₃	6,15·10 ⁻¹²	Fe(OH) ₂	1,65·10 ⁻¹⁵
AgCl	1,56·10 ⁻¹⁰	Fe(OH) ₃	3,8·10 ⁻³⁸
Ag ₂ CrO ₄	4,05·10 ⁻¹²	FeS	5·10 ⁻¹⁸
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	2·10 ⁻⁷	Hg ₂ CO ₃	9·10 ⁻¹⁷
AgI	1,5·10 ⁻¹⁶	Hg ₂ Cl ₂	3,5·10 ⁻¹⁸
AgIO ₃	3,49·10 ⁻⁸	Hg ₂ I ₂	1,2·10 ⁻²⁸
AgNO ₂	7,2·10 ⁻⁴	HgS	4·10 ⁻⁵³
Ag ₂ O (Ag ⁺ OH ⁻)	1,93·10 ⁻⁸	MgCO ₃	2·10 ⁻⁴
Ag ₃ PO ₄	1,46·10 ⁻²¹	Mg(OH) ₂	5,5·10 ⁻¹²
Ag ₂ S	5,7·10 ⁻⁵¹	Mg ₃ (PO ₄) ₂	1·10 ⁻¹³
Ag ₂ SO ₄	7,7·10 ⁻⁵	MnCO ₃	8,8·10 ⁻¹⁰
Al(OH) ₃	5·10 ⁻³³	Mn(OH) ₂	4·10 ⁻¹⁴
BaCO ₃	8,1·10 ⁻⁹	MnS	7·10 ⁻¹⁶
BaC ₂ O ₄	1,6·10 ⁻⁷	NiCO ₃	1,3·10 ⁻⁷
BaCrO ₄	2,4·10 ⁻¹⁰	Ni(OH) ₂	2·10 ⁻¹⁵
BaF ₂	1,6·10 ⁻⁶	NiS	2·10 ⁻²⁸
BaSO ₄	1,1·10 ⁻¹⁰	PbBr ₂	9,2·10 ⁻⁶
BaSO ₃	8·10 ⁻⁷	PbCO ₃	3,3·10 ⁻¹⁴
Ba ₃ (PO ₄) ₂	6,03·10 ⁻¹¹	PbCrO ₄	1,8·10 ⁻¹⁴
Bi ₂ S ₃	7,1·10 ⁻⁶¹	PbCl ₂	2,12·10 ⁻⁵
CaCO ₃	4,8·10 ⁻⁹	PbI ₂	9,8·10 ⁻⁹
CaC ₂ O ₄	2,5·10 ⁻⁹	Pb(OH) ₂	1·10 ⁻¹⁵
CaF ₂	3,4·10 ⁻¹¹	PbS	3,6·10 ⁻²⁹
Ca(OH) ₂	5,47·10 ⁻⁶	PbSO ₄	1·10 ⁻⁸
Ca ₃ (PO ₄) ₂	1,10·10 ⁻²⁵	Sb(OH) ₃	4·10 ⁻⁴²
CaSO ₄	6,1·10 ⁻⁵	Sb ₂ S ₃	2,9·10 ⁻⁵⁹
CdCO ₃	5,2·10 ⁻¹²	Sn(OH) ₂	5·10 ⁻²⁶
Cd(OH) ₂	6·10 ⁻¹⁵	SnS	1·10 ⁻²⁷

Продолжение табл. 10

CdS	$1,2 \cdot 10^{-28}$	SrCO ₃	$1,6 \cdot 10^{-9}$
Co(OH) ₂	$6,3 \cdot 10^{-15}$	SrSO ₄	$2,8 \cdot 10^{-7}$
CoS	$3,1 \cdot 10^{-28}$	SrC ₂ O ₄	$5,6 \cdot 10^{-3}$
Cr(OH) ₃	$6,7 \cdot 10^{-31}$	ZnS	$1,2 \cdot 10^{-23}$
CuBr	$4,15 \cdot 10^{-8}$	ZnCO ₃	$6 \cdot 10^{-11}$
		Zn(OH) ₂	$2,3 \cdot 10^{-17}$

Таблица 11

**Степени диссоциации кислот, оснований и солей
в 0,1 н. водных растворах (при 18⁰С)***

Электролит	Формула	Степень диссоциации
1. Кислоты		
Азотная	HNO ₃	92
Соляная	HCl	91
Бромистоводородная	HBr	90
Йодистоводородная	HI	90
Серная	H ₂ SO ₄	58
Щавелевая	H ₂ C ₂ O ₄	31
Фосфорная	H ₃ PO ₄	26
Сернистая	H ₂ SO ₃	20
Фтористоводородная	HF	15
Винная	H ₂ C ₂ H ₄ O ₆	13
Уксусная	HC ₂ H ₃ OO	1,3
Угольная	H ₂ CO ₃	0,17
Сероводородная	H ₂ S	0,07
Борная	H ₃ BO ₃	0,01
Синильная	HCN	0,007
2. Основания		
Едкое кали	KOH	89
Едкий натр	NaOH	84
Аммиак	NH ₄ OH	1,3
3. Соли		
Тип Me ⁺ A ⁻	KCl, NaNO ₃	86
Тип Me ₂ ⁺ A ₂ ⁻ или Me ²⁺ A ₂ ⁻	K ₂ SO ₄ , BaCl ₂	73
Тип Me ₃ ⁺ A ₃ ⁻ или Me ³⁺ A ₃ ⁻	K ₃ [Fe(CN) ₆], AlCl ₃	65
Тип Me ²⁺ A ₂ ⁻	CuSO ₄	40

* 1. Для сильных электролитов приведенные цифры представляют собой кажущиеся степени диссоциации, определенные по электропроводности растворов.

2. Цифры для двух- и многоосновных кислот относятся к первой ступени их диссоциации.