

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего
профессионального образования
«Томский государственный университет систем управления и радиоэлектроники»
(ТУСУР)

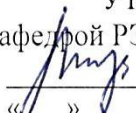
М.В.ТИХОНОВА, И.А. ЕКИМОВА

ОСНОВЫ ОБЩЕЙ И ФИЗИЧЕСКОЙ ХИМИИ

(УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ)


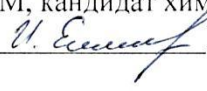
ТОМСК 2015

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего
профессионального образования
«Томский государственный университет систем управления и радиоэлектроники»
(ТУСУР)

УТВЕРЖДАЮ
Зав. кафедрой РЭТЭМ, д.т.н.
 В.И. Туев
« » 2015 г.

ОСНОВЫ ОБЩЕЙ И ФИЗИЧЕСКОЙ ХИМИИ

(УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ)

Разработчики:
старший преподаватель каф. РЭТЭМ
 М.В. Тихонова
доцент каф. РЭТЭМ, кандидат химических наук
 И.А. Екимова

УДК 541.1 : 541.9
ББК 24.1

Тихонова М.В., Екимова И.А.

Основы общей и физической химии: Учебное пособие / Под редакцией И.А. Екимовой. – Томск: ТУСУР, 2015. – 200 с.

Учебное пособие подготовлено по дисциплине «Химия» в соответствии с Федеральными государственными образовательными стандартами высшего профессионального образования для студентов, обучающихся по направлениям подготовки Томского государственного университета систем управления и радиоэлектроники очной и заочной форм обучения.

В учебном пособии представлены теоретические основы по всем темам учебного курса «Химия», методические указания к практическим занятиям, задания для самостоятельной работы, вопросы для самоконтроля, а также справочные материалы. Представленные в данном пособии разработки внедрены в учебный процесс.

Рецензент:

доцент Национального исследовательского Томского политехнического университета, кандидат химических наук А.Г. Зарубин

© Томский государственный университет систем управления и радиоэлектроники, 2015
© М.В.Тихонова, И. А. Екимова, 2015

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	6
Тема 1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ	7
Теоретическая часть	7
Примеры решения типовых задач	10
1. Фактор эквивалентности. Эквивалентная масса простых веществ.	10
2. Эквивалентная масса сложных веществ.	11
3. Закон Авогадро. Нормальные условия. Молярный объем газа.	12
4. Уравнение Менделеева-Клапейрона.	15
5. Химические уравнения. Закон сохранения массы вещества. Закон эквивалентов. Закон объемных отношений.	17
Задания для самостоятельной работы	20
Контрольные вопросы	27
Тема 2. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ	28
Теоретическая часть	28
Примеры решения типовых задач	33
1. Химические формулы	33
2. Основные классы неорганических соединений. Номенклатура химических соединений. Электролитическая диссоциация.	35
3. Химические свойства неорганических соединений	37
4. Классификация солей	38
5. Цепочки химических превращений	39
Задания для самостоятельной работы	39
Контрольные вопросы	52
Тема 3. СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА	54
Теоретическая часть	54
Примеры решения типовых задач	57
1. Электронная конфигурация атомов и ионов	57
2. Положение элемента в периодической системе. Валентность. Квантовые числа	59
3. Окислительно-восстановительные свойства элементов	63
4. Металлические и неметаллические свойства элементов. Кислотно-основные свойства соединений элементов.	64
5. Энергия ионизации. Сродство к электрону. Электроотрицательность. Химические свойства элементов	65
Задания для самостоятельной работы	67
Контрольные вопросы	80
Тема 4. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ	82
Теоретическая часть	82
Примеры решения типовых задач	87
1. Валентность. Степень окисления. Структурные формулы веществ. Типы химической связи	87
2. Типы кристаллических решеток. Физические свойства веществ	90
3. Основное и возбужденное состояния атомов	92
4. Геометрия молекул. Гибридизация атомных орбиталей. Типы химических связей	95
5. Смещение электронной плотности. Ионность связи	98
Задания для самостоятельной работы	99
Контрольные вопросы	113

Тема 5. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ. ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА	115
Теоретическая часть	115
Примеры решения типовых задач	117
1. Тепловой эффект. Следствие из закона Гесса.	117
2. Энтропия. Энергия Гиббса. Самопроизвольность протекания процесса.	118
3. Условия протекания химической реакции	119
Задания для самостоятельной работы	121
Контрольные вопросы	130
Тема 6. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ	131
Теоретическая часть	131
Примеры решения типовых задач	134
1. Закон действующих масс. Зависимость скорости реакции от концентраций реагентов	134
2. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа	136
3. Уравнение Аррениуса. Изменение скорости реакции в присутствии катализатора	137
4. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье	140
5. Константа равновесия	142
Задания для самостоятельной работы	146
Контрольные вопросы	160
Тема 7. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ	161
Теоретическая часть	161
Примеры решения типовых задач	166
1. Гальванический элемент. Электродвижущая сила гальванического элемента. Уравнение Нернста.	166
2. Электролиз расплавов и растворов. Законы электролиза.	168
3. Коррозия металлов.	175
Задания для самостоятельной работы	178
Контрольные вопросы	193
ПРИЛОЖЕНИЯ	195
ЛИТЕРАТУРА	199

ВВЕДЕНИЕ

Дисциплина «Химия» изучается студентами ТУСУРа в рамках естественнонаучного цикла дисциплин, так как базовые знания в данной области необходимы специалистам всех направлений подготовки. Данное пособие может быть использовано при обучении студентов, базовый уровень знаний которых различается. Пособие включает 8 разделов, четыре из которых представляют материал по общей химии, сжато и систематизировано изложенный в соответствии с требованиями федеральных государственных образовательных стандартов. Также, пособие включает разделы в области физической химии, где рассматривается энергетика химических процессов, закономерности протекания химических реакций во времени, факторы, влияющие на протекание реакции. Отдельно рассматриваются электрохимические процессы - электролиз, работа гальванического элемента, а также химическая и электрохимическая коррозия. Пособие может быть использовано при подготовке к контрольным работам, практическим и семинарским занятиям. Пособие включает не только теоретический материал по темам раздела, но и варианты индивидуальных заданий, которые могут быть выполнены как во время аудиторных занятий, так и составлять внеаудиторную самостоятельную работу студентов. В пособии приведены алгоритмы решения задач по темам курса, учитывающие различный уровень подготовки студентов. Каждая тема сопровождается контрольными вопросами, ориентируясь на которые студенты могут самостоятельно изучать теоретический материал.

Учебное пособие может быть использовано студентами всех направлений подготовки ТУСУРа, а также студентами других вузов при изучении дисциплины «Химия», школьниками старших классов, преподавателям высшей школы и всем, кто интересуется вопросами в области общей и физической химии.

Авторы будут признательны за пожелания и предложения по содержательной части учебного пособия, а также выражают благодарность доценту кафедры РЭТЭМ, к.т.н. Е.В.Чикину за консультирование и помощь при подготовке учебного пособия.

Тема 1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

Предмет химии. Атом, химический элемент. Простые и сложные вещества. Относительная атомная масса. Молекула. Химические формулы. Относительная молекулярная масса. Количество вещества. Моль. Молярная масса. Химическое уравнение, стехиометрические коэффициенты. Закон постоянства состава химических соединений. Закон сохранения массы вещества. Закон Авогадро. Молярный объем газа. Уравнение Менделеева-Клапейрона. Закон объемных отношений. Эквивалент. Фактор эквивалентности. Эквивалентная масса. Эквивалентный объем. Закон эквивалентов.

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Химия – наука, изучающая вещества, их свойства, а также процессы превращения веществ, сопровождающиеся изменением их состава и структуры.

Атом – это наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические и физические свойства.

Химический элемент – это определенный вид атомов, характеризующихся одинаковым зарядом ядра.

Простые вещества – вещества, которые состоят из атомов одного химического элемента, например O_2 , F_2 , Fe, Cu, S, P. **Сложные вещества** – вещества, которые состоят из атомов разных химических элементов, например CO, H_2O , NH_3 , H_3PO_4 .

Относительная атомная масса A_r – отношение абсолютной массы атома к 1/12 абсолютной массы изотопа углерода ^{12}C . ($1/12$ массы $^{12}C = 1,66 \cdot 10^{-27}$ кг, эта величина называется атомной единицей массы – 1 а.е.м.). Относительные атомные массы элементов можно определить по таблице Менделеева.

Молекула – наименьшая частица индивидуального вещества, которая обладает его химическими и физическими свойствами и может состоять из одинаковых или из различных атомов.

Состав химического соединения отображается при помощи **химических формул**. Подстрочные индексы в химических формулах указывают на число атомов данного элемента, входящего в состав химического соединения. Например, химическая формула молекулы воды – H_2O показывает, что в ее состав входят 2 атома водорода и 1 атом кислорода.

Относительная молекулярная масса M_r – отношение абсолютной массы молекулы к 1/12 массы изотопа углерода ^{12}C . Относительная молекулярная масса определяется как сумма относительных атомных масс всех элементов, входящих в состав молекулы, с учетом подстрочных индексов. Например, $M_r(H_2O) = 2 \cdot A_r(H) + A_r(O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$.

Количество вещества n – число структурных элементов (атомов, молекул, ионов) в системе, измеряется в моль.

Моль — количество вещества системы, которое содержит столько структурных элементов (молекул, атомов, ионов), сколько атомов содержится в 12 г изотопа углерода ^{12}C . Установлено, что это число равно числу Авогадро $N_A = 6 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$. Таким образом, 1 моль любого вещества содержит $6 \cdot 10^{23}$ частиц.

Молярная масса M – это масса одного моля вещества, измеряется в г/моль. Для простого вещества в атомарном виде молярная масса численно равна относительной атомной массе,

например, $M(\text{Fe}) = 56$ г/моль. Для молекулы молярная масса численно равна относительной молекулярной массе и определяется аналогично, по таблице Менделеева с учетом подстрочных индексов. Например, $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \cdot 1$ г/моль + 16 г/моль = 18 г/моль.

Количество вещества n можно рассчитать, используя следующие соотношения:

$$n = \frac{m}{M}$$

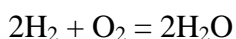
где m – масса (г), M – молярная масса (г/моль);

$$n = \frac{N}{N_A}$$

где N – число частиц в системе; N_A – число Авогадро, равное $6 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹.

Химическое уравнение – это выражение химической реакции, в котором в левой части записаны химические формулы исходных реагентов, а в правой части – химические формулы веществ, образующихся в результате реакции, то есть продуктов реакции. Число атомов элементов в правой и в левой частях уравнения должно быть одинаковым. Коэффициенты перед формулами веществ в уравнении реакции называются **стехиометрическими коэффициентами**. Они показывают соотношение количеств веществ, участвующих и образующихся в данной реакции. Для удобства записи стехиометрические коэффициенты, равные 1, в уравнениях реакций не указываются.

Например, в реакции:



из 2 моль водорода и 1 моль кислорода образуется 2 моль воды.

Закон постоянства состава химических соединений: каждое химическое соединение независимо от способа получения имеет один и тот же химический состав; стехиометрические коэффициенты в молекулярной формуле всегда целочисленны и постоянны. Например, соединение H_2O , независимо от способа получения, всегда содержит в своем составе 2 атома водорода и 1 атом кислорода.

Закон сохранения массы вещества: масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе продуктов реакции.

Закон Авогадро: в равных объемах различных газов при одинаковых внешних условиях содержится одинаковое число молекул. Из закона Авогадро следует, что одинаковое число молекул различных газов при равных условиях занимает одинаковый объем. При **нормальных условиях** (температуре 273 К и давлении $1 \cdot 10^5$ Па) 1 моль любого газа занимает объем, равный 22,4 л. Эта величина называется **молярным объемом газа** ($V_m = 22,4$ л/моль).

Таким образом, для газообразных веществ при нормальных условиях количество вещества n рассчитывается по формуле:

$$n = \frac{V}{V_m}$$

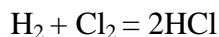
где V – объем газа (л); V_m – молярный объем газа, равный 22,4 л/моль.

В условиях, отличных от нормальных, объем газа может быть рассчитан по **уравнению Менделеева-Клапейрона:**

$$PV = nRT$$

где P – давление (Па); V – объем газа (м³), T – температура (К); R – универсальная газовая постоянная (8,31 Дж/моль·К), n – количество вещества (г/моль).

Закон объемных отношений: объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу и к объемам образующихся газообразных продуктов как небольшие целые числа. Например, в реакции



1 моль водорода реагирует с 1 моль хлора, в результате образуется 2 моль хлороводорода.

При этом объемы газов пропорциональны их количеству, и их соотношение равно:

$$1V (\text{H}_2): 1V (\text{Cl}_2): 2V (\text{HCl}).$$

Эквивалент - реальная или условная частица вещества, которая соединяется с 1 моль атомов водорода или может замещать такое же количество атомов водорода в химических реакциях. В качестве условной частицы может выступать доля от реальной частицы вещества.

Фактор эквивалентности f – число, показывающее, какая доля частицы данного вещества соответствует одному эквиваленту. Следовательно, фактор эквивалентности $f \leq 1$.

Фактор эквивалентности водорода принят равным 1, $f_{\text{H}} = 1$. Для других элементов фактор эквивалентности вычисляется по формуле:

$$f = \frac{1}{n}$$

где n – валентность элемента или заряд иона.

Для элементов с постоянной валентностью f будет также постоянным:

$$f_{\text{Li, K, Na, Cs, Rb}} = 1, f_{\text{O, Ca, Ba, Mg, Be, Sr}} = 1/2, f_{\text{Al, B}} = 1/3.$$

Эквивалентная масса вещества $m_{\text{Э}}$ (г/моль) - молярная масса одного эквивалента вещества. Для простых веществ эквивалентная масса рассчитывается по формуле:

$$m_{\text{Э}} = f \cdot M$$

где M – молярная масса (г/моль), f – фактор эквивалентности элемента.

Эквивалентный объем газа $V_{\text{Э}}$ - это объем, занимаемый при данных условиях одним эквивалентом вещества, измеряется в л/моль.

Для простых веществ при нормальных условиях рассчитывается по формуле:

$$V_{\text{Э}} = \frac{V_m}{k} \cdot f$$

где V_m – молярный объем газа, равный 22,4 л/моль; k - число атомов элемента в молекуле газа; f - фактор эквивалентности элемента.

Для сложных веществ эквивалентные массы определяются по формулам:

эквивалентная масса оксида:

$$m_{\text{Э(оксида)}} = \frac{M_{\text{(оксида)}}}{k(\text{Me}) \cdot n(\text{Me})}$$

где M - молярная масса оксида (г/моль), $k_{\text{Э}}$ – это число атомов элемента, который входит в состав оксида, помимо кислорода, $n(\text{Э})$ – валентность этого элемента.

эквивалентная масса кислоты:

$$m_{\text{Э(кислота)}} = \frac{M_{\text{(кислоты)}}}{k(\text{H})}$$

где M - молярная масса кислоты (г/моль), $k(\text{H})$ – число атомов водорода в составе кислоты.

эквивалентная масса основания:

$$m_{\text{Э(основание)}} = \frac{M_{\text{(основания)}}}{k(\text{OH})}$$

где M - молярная масса основания (г/моль), $k(\text{OH})$ – число гидроксогрупп в составе основания.

эквивалентная масса соли:

$$m_{\text{Э(соли)}} = \frac{M_{\text{(соли)}}}{k(\text{Me}) \cdot n(\text{Me})}$$

где M - молярная масса соли (г/моль), $k(\text{Me})$ – число атомов металла в составе соли, $n(\text{Me})$ – валентность этого металла.

Закон эквивалентов: массы реагирующих веществ пропорциональны их эквивалентным массам:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{m_{\text{Э1}}}{m_{\text{Э2}}}$$

где m_1 - и m_2 - массы реагирующих веществ (г); $m_{\text{Э1}}$ и $m_{\text{Э2}}$ - эквивалентные массы веществ (г/моль).

Для веществ в газообразном состоянии закон эквивалентов можно выразить следующим образом:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{\text{Э1}}}{V_{\text{Э2}}}$$

где V_1 и V_2 - объемы реагирующих газов (л); $V_{\text{Э1}}$ и $V_{\text{Э2}}$ – эквивалентные объемы газов (л/моль).

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

1. Фактор эквивалентности. Эквивалентная масса простых веществ.

Задача 1.

Вычислить эквиваленты и эквивалентные массы элементов в бинарных соединениях:

а) H_2S ; б) CuO ; в) CuS .

Алгоритм решения:

а) Рассчитаем эквиваленты и эквивалентные массы элементов в соединении H_2S .

Составим пропорцию, учитывая, что эквивалент водорода $f_{\text{H}} = 1$.

Соотношение водорода и серы в молекуле: 2H: 1S

Соотношение эквивалентов: 1 : x

Отсюда $x = 1/2$. Таким образом, эквивалент серы $f_{\text{S}} = 1/2$.

Эквивалентные массы этих элементов определяются по формуле:

$$m_{\text{Э}} = f \cdot M$$

где M – молярная масса (г/моль), f – фактор эквивалентности элемента.

$m_{\text{Э(H)}} = 1 \cdot 1 \text{ г/моль} = 1 \text{ г/моль}$; $m_{\text{Э(S)}} = 1/2 \cdot 32 \text{ г/моль} = 16 \text{ г/моль}$.

Ответ: $f_{\text{H}} = 1$; $f_{\text{S}} = 1/2$; $m_{\text{Э(H)}} = 1 \text{ г/моль}$; $m_{\text{Э(S)}} = 16 \text{ г/моль}$.

б) Рассчитаем эквиваленты и эквивалентные массы элементов в соединении CuO .

Составим пропорцию, учитывая, что эквивалент кислорода постоянен $f_{\text{O}} = 1/2$.

Соотношение меди и кислорода в молекуле: 1Cu:1O

Соотношение эквивалентов: x : 1/2

Отсюда $x = 1/2$. Таким образом, эквивалент меди $f_{\text{Cu}} = 1/2$.

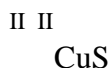
Рассчитаем эквивалентные массы:

$$m_{\text{Э(Cu)}} = \frac{1}{2} \cdot 64 \text{ г/моль} = 32 \text{ г/моль}; m_{\text{Э(O)}} = \frac{1}{2} \cdot 16 \text{ г/моль} = 8 \text{ г/моль}.$$

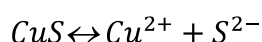
Ответ: $f_{\text{O}} = \frac{1}{2}$; $f_{\text{Cu}} = \frac{1}{2}$; $m_{\text{Э(Cu)}} = 32 \text{ г/моль}$; $m_{\text{Э(O)}} = 8 \text{ г/моль}$.

в) Рассчитаем эквиваленты и эквивалентные массы элементов в соединении CuS.

Эквивалент меди и серы можно определить исходя из валентности этих элементов в данном соединении:



Также определить можно эквиваленты по зарядом ионов, образующихся при электролитической диссоциации:



Эквиваленты элементов рассчитываем по формуле:

$$f = \frac{1}{n}$$

где n – валентность элемента или заряд иона.

$$f_{\text{Cu}} = \frac{1}{2}; f_{\text{S}} = \frac{1}{2}$$

Рассчитаем эквивалентные массы этих элементов:

$$m_{\text{Э(Cu)}} = \frac{1}{2} \cdot 64 \text{ г/моль} = 32 \text{ г/моль}; m_{\text{Э(S)}} = \frac{1}{2} \cdot 32 \text{ г/моль} = 16 \text{ г/моль}.$$

Ответ: $f_{\text{Cu}} = \frac{1}{2}$; $f_{\text{S}} = 1/2$; $m_{\text{Э(Cu)}} = 32 \text{ г/моль}$; $m_{\text{Э(S)}} = 16 \text{ г/моль}$.

2. Эквивалентная масса сложных веществ

Задача 2.

Вычислить эквивалентные массы следующих соединений: а) K_2CO_3 ; б) H_3BO_3 ; в) $\text{Fe}(\text{OH})_2$; г) SO_3 .

Алгоритм решения:

а) K_2CO_3 относится к классу солей. Эквивалентная масса соли вычисляется по формуле:

$$m_{\text{Э}} = \frac{M}{k(\text{Me}) \cdot n(\text{Me})}$$

где M – молярная масса соли; k_{Me} – число атомов металла в составе соли; $n(\text{Me})$ – валентность этого металла.

Для K_2CO_3 :

$$m_{\text{Э(K}_2\text{CO}_3)} = \frac{M(\text{K}_2\text{CO}_3)}{k(\text{K}) \cdot n(\text{K})}$$

Молярная масса $M_{\text{K}_2\text{CO}_3} = 138 \text{ г/моль}$; число атомов калия $k_{\text{K}} = 2$; валентность калия $n_{\text{K}} = 1$, в таком случае

$$m_{\text{Э(K}_2\text{CO}_3)} = \frac{138 \text{ г/моль}}{2 \cdot 1} = 69 \text{ г моль}$$

б) H_3BO_3 относится к классу кислот.

Эквивалентная масса кислоты вычисляется по формуле:

$$m_{\text{Э}} = \frac{M}{k_{\text{H}}}$$

где M - молярная масса кислоты; $k \text{ H}$ - число атомов водорода в составе кислоты.

Для H_3BO_3 :

$$m_{\text{э}}(\text{H}_3\text{BO}_3) = \frac{M(\text{H}_3\text{BO}_3)}{k(\text{H})}$$

Молярная масса $M \text{ H}_3\text{BO}_3 = 62 \text{ г/моль}$; число атомов водорода $k \text{ H} = 3$, в таком случае

$$m_{\text{э}}(\text{H}_3\text{BO}_3) = \frac{62 \text{ г/моль}}{3} = 20,66 \text{ г моль}$$

в) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ относится к классу оснований.

Эквивалентная масса основания вычисляется по формуле:

$$m_{\text{э}} = \frac{M}{k \text{ OH}}$$

где M - молярная масса основания; $k \text{ OH}$ - число гидроксогрупп в составе основания.

Для $\text{Fe}(\text{OH})_2$:

$$m_{\text{э}}(\text{Fe OH}_2) = \frac{M(\text{Fe OH}_2)}{k(\text{OH})}$$

Молярная масса $M \text{ Fe OH}_2 = 90 \text{ г/моль}$; число гидроксогрупп $k \text{ OH} = 2$, в таком случае

$$m_{\text{э}}(\text{Fe OH}_2) = \frac{90 \text{ г/моль}}{2} = 45 \text{ г моль}$$

г) SO_3 относится к классу оксидов. Эквивалентная масса оксида вычисляется по формуле:

$$m_{\text{э}} = \frac{M}{k(\text{Э}) \cdot n(\text{Э})}$$

где M - молярная масса оксида; $k \text{ Э}$ - число атомов элемента, который входит в состав оксида помимо кислорода; $n(\text{Э})$ - валентность этого элемента.

Для SO_3 :

$$m_{\text{э}}(\text{SO}_3) = \frac{M(\text{SO}_3)}{k(\text{S}) \cdot n(\text{S})}$$

Молярная масса $M (\text{SO}_3) = 80 \text{ г/моль}$; число атомов серы $k \text{ S} = 1$; валентность серы $n \text{ S} = 6$, в таком случае

$$m_{\text{э}}(\text{SO}_3) = \frac{80 \text{ г/моль}}{1 \cdot 6} = 13,33 \text{ г моль}$$

Ответ: $m_{\text{э}}(\text{K}_2\text{CO}_3) = 69 \text{ г/ моль}$; $m_{\text{э}}(\text{H}_3\text{BO}_3) = 20,66 \text{ г/моль}$; $m_{\text{э}}(\text{Fe OH}_2) = 45 \text{ г/моль}$; $m_{\text{э}}(\text{SO}_3) = 13,33 \text{ г/моль}$.

3. Закон Авогадро. Нормальные условия. Молярный объем газа

Задача 3. 1

Сколько молекул CO будет содержаться в 1 мл этого газа при нормальных условиях?

Алгоритм решения:

Определим количество вещества $\nu (\text{CO})$, которое содержится в 1 мл этого газа. Т.к. газ находится при нормальных условиях ($T = 273 \text{ К}$, $P = 10^5 \text{ Па}$), можно воспользоваться следствием из закона Авогадро: 1 моль любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 л.

Переведем объем CO , выраженный в миллилитрах, в литры.

$$V(\text{CO}) = 1 \text{ мл} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ л.}$$

Составим пропорцию:

22,4 л – 1 моль CO
1·10⁻³ л – x моль CO

Отсюда находим $x = n(\text{CO})$:

$$x = n(\text{CO}) = \frac{1 \cdot 10^{-3} \text{ л} \cdot 1 \text{ моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 4,46 \cdot 10^{-5} \text{ моль.}$$

Количество вещества можно также рассчитать исходя из формулы:

$$n = \frac{V}{V_m}$$

где V – объем газа, л; V_m – молярный объем газа, равный 22,4 л/моль.

$$n = \frac{10^{-3} \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 4,46 \cdot 10^{-5} \text{ моль}$$

Согласно определению понятия «моль», 1 моль любого вещества содержит $6 \cdot 10^{23}$ структурных единиц. В данном случае структурными единицами являются молекулы CO. Найдем число молекул $N(\text{CO})$ в $4,46 \cdot 10^{-5}$ моль этого газа.

Составим пропорцию:

1 моль – $6 \cdot 10^{23}$
 $4,46 \cdot 10^{-5}$ моль – x

Отсюда находим $x = N(\text{CO})$:

$$x = N(\text{CO}) = \frac{6 \cdot 10^{23} \cdot 4,46 \cdot 10^{-5} \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 2,7 \cdot 10^{19}$$

Если не использовать пропорцию, то число частиц $N(\text{CO})$ можно также найти исходя из формулы:

$$n = \frac{N}{N_A}$$

где N – число структурных элементов (атомов, молекул, ионов); n – количество вещества, моль; N_A – постоянная Авогадро, равная $6 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹. Выразим отсюда N :

$$N = n \cdot N_A \\ N = 4,46 \cdot 10^{-5} \text{ моль} \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 2,7 \cdot 10^{19}$$

Ответ: $2,7 \cdot 10^{19}$.

Задача 3.2.

Рассчитайте массу 100 молекул хлора. Какой объём они займут при нормальных условиях?

Алгоритм решения:

1 моль любого вещества содержит $6 \cdot 10^{23}$ структурных единиц. В данном случае структурными единицами являются молекулы Cl₂. Рассчитаем, сколько моль составляют 100 молекул хлора.

Составим пропорцию:

$6 \cdot 10^{23}$ – 1 моль
100 – x моль

Отсюда находим $x = n(\text{Cl}_2)$:

$$x = n(\text{Cl}_2) = \frac{100 \cdot 1}{6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 16,66 \cdot 10^{-23} \text{ моль}$$

Количество вещества хлора можно найти также исходя из формулы:

$$n = \frac{N}{N_A}$$

где N – число структурных элементов (атомов, молекул, ионов); v – количество вещества, моль; N_A – постоянная Авогадро, равная $6 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹.

$$n = \frac{100}{6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 16,66 \cdot 10^{-23} \text{ моль}$$

Для определения массы воспользуемся формулой:

$$n = \frac{m}{M}$$

где n - количество вещества, моль; m – масса, г; M – молярная масса, г/моль.

Выразим отсюда массу:

$$m = n \cdot M$$

Молярная масса $M(\text{Cl}_2) = 71 \text{ г/моль}$.

$$m = 16,66 \cdot 10^{-23} \text{ моль} \cdot 71 \text{ г/моль} = 1,2 \cdot 10^{-20} \text{ г}$$

Рассчитаем объем, который займут 100 молекул хлора при нормальных условиях. Зная, что 1 моль любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 л, можем составить пропорцию:

$$\begin{array}{ll} 1 \text{ моль } \text{Cl}_2 & - 22,4 \text{ л} \\ 16,66 \cdot 10^{-23} \text{ моль } \text{Cl}_2 & - x \text{ л} \end{array}$$

Отсюда находим $x = V(\text{Cl}_2)$:

$$x = V(\text{Cl}_2) = \frac{16,66 \cdot 10^{-23} \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л}}{1 \text{ моль}} = 3,7 \cdot 10^{-21} \text{ л}$$

Рассчитать объем можно также, воспользовавшись формулой:

$$v = \frac{V}{V_m}$$

где n - количество вещества, моль; V – объем газа, л; V_m – молярный объем газа, равный 22,4 л/моль.

Выразим отсюда объем:

$$\begin{array}{l} V = n \cdot V_m \\ V = 16,66 \cdot 10^{-23} \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 3,7 \cdot 10^{-21} \text{ л} \end{array}$$

Ответ: $m = 1,2 \cdot 10^{-20} \text{ г}$; $V = 3,7 \cdot 10^{-21} \text{ л}$.

Задача 3.3.

Найдите молярную массу вещества, если масса $2 \cdot 10^{24}$ молекул этого вещества составляет 214,5 г.

Алгоритм решения:

Найдем количество вещества по формуле:

$$n = \frac{N}{N_A}$$

где N – число структурных элементов (атомов, молекул, ионов); n – количество вещества, моль; N_A - постоянная Авогадро, равная $6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$.

Рассчитаем количество вещества, учитывая, что число частиц $N = 2 \cdot 10^{24}$.

$$n = \frac{2 \cdot 10^{24}}{6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 3,3 \text{ моль}$$

Молярную массу вещества можно вычислить из формулы:

$$n = \frac{m}{M}$$

где v - количество вещества, моль; m – масса, г; M – молярная масса, г/моль.

Выразим отсюда молярную массу:

$$M = \frac{m}{n}$$

$$M = \frac{214,5 \text{ г}}{3,3 \text{ моль}} = 65 \text{ г/моль}$$

Ответ: $M = 65 \text{ г/моль}$.

Задача 3.4.

Сколько атомов кальция содержится в 56 граммах этого вещества?

Алгоритм решения:

Найдем количество вещества по формуле:

$$n = \frac{m}{M}$$

где n - количество вещества, моль; m – масса, г; M – молярная масса, г/моль.

Молярная масса кальция равна 40 г/моль.

$$n = \frac{56 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 1,4 \text{ моль}$$

Т.к. 1 моль любого вещества содержит $6 \cdot 10^{23}$ структурных единиц, можем составить пропорцию:

$$1 \text{ моль} - 6 \cdot 10^{23}$$

$$1,4 \text{ моль} - x$$

Отсюда находим $x = N(\text{Ca})$:

$$x = N(\text{Ca}) = \frac{6 \cdot 10^{23} \cdot 1,4 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 8,4 \cdot 10^{23}$$

Для расчета $N(\text{Ca})$ можно также воспользоваться формулой:

$$n = \frac{N}{N_A}$$

где N – число структурных элементов (атомов, молекул, ионов); n – количество вещества, моль; N_A – постоянная Авогадро, равная $6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$.

Выразим отсюда N :

$$N = n \cdot N_A \\ N = 1,4 \text{ моль} \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 8,4 \cdot 10^{23}$$

Ответ: $N = 8,4 \cdot 10^{23}$.

4. Уравнение Менделеева-Клапейрона

Задача 4.1.

Какой объем займет углекислый газ массой 11 г при давлении 103 кПа и температуре 100 °С?

Алгоритм решения:

Найдем количество вещества $n(\text{CO}_2)$ по формуле:

$$n = \frac{m}{M}$$

где n - количество вещества, моль; m – масса, г; M – молярная масса, г/моль.

Молярная масса $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}$.

$$n(\text{CO}_2) = \frac{11 \text{ г}}{44 \text{ г/моль}} = 0,25 \text{ моль}$$

Объем газа, при условиях, отличающихся от нормальных, рассчитывается по уравнению Менделеева-Клапейрона:

$$PV = nRT$$

где P – давление, Па; V – объем, м³; n – количество вещества, моль; R – универсальная газовая постоянная, равная 8,31 Дж/моль·К; T – температура, К.

Выразим отсюда объем:

$$V = \frac{nRT}{P}$$

Для расчета объема необходимо перевести температуру в К.

Учитывая, что $T(\text{К}) = 273 + T(^{\circ}\text{C})$, $T = 273 + 100 = 373$ К.

Переведем давление в Па: $P = 103 \text{ кПа} = 103 \cdot 10^3 \text{ Па}$

$$V = \frac{0,25 \cdot 8,31 \cdot 373}{103 \cdot 10^3} = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 = 7,5 \text{ л}$$

Ответ: 7,5 л.

Задача 4.2.

Газ объемом 600 мл при температуре 300 °С и давлении 120 кПа имеет массу 0,256 г. Определите молярную массу этого газа.

Алгоритм решения:

Так как условия отличаются от нормальных, для решения необходимо воспользоваться уравнением Менделеева-Клапейрона:

$$PV = nRT$$

Выразим отсюда количество вещества n :

$$n = \frac{PV}{RT}$$

Переведем:

температуру в К: $T = 273 + 300 = 573$ К;

давление в Па: $P = 120 \text{ кПа} = 120 \cdot 10^3 \text{ Па}$;

объем в м³: $V = 600 \text{ мл} = 600 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3$.

Рассчитаем количество вещества:

$$n = \frac{120 \cdot 10^3 \cdot 600 \cdot 10^{-6}}{8,31 \cdot 573} = 0,015 \text{ моль}$$

Для расчета молярной массы воспользуемся формулой:

$$n = \frac{m}{M}$$

где n – количество вещества, моль; m – масса, г; M – молярная масса, г/моль.

Выразим отсюда молярную массу:

$$M = \frac{m}{n}$$
$$M = \frac{0,256 \text{ г}}{0,015 \text{ моль}} = 16 \text{ г/моль}$$

Ответ: $M = 16$ г/моль.

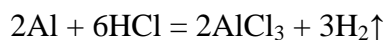
5. Химические уравнения. Закон сохранения массы вещества. Закон эквивалентов. Закон объемных отношений.

Задача 5.1.

Рассчитайте массу алюминия, которую необходимо растворить в соляной кислоте, чтобы при этом выделилось 0,2 л водорода (условия нормальные).

Алгоритм решения:

Составим уравнение реакции, учитывая, что медь является малоактивным металлом, и не вытесняет водород из разбавленных кислот. Таким образом, водород будет выделяться только при реакции алюминия с кислотой:



1 способ:

Т.к. даны нормальные условия, можно вычислить количество вещества водорода по формуле:

$$n = \frac{V}{V_m}$$

где n - количество вещества, моль; V – объем газа, л; V_m – молярный объем газа, равный 22,4 л/моль.

$$n = \frac{0,2 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,0089 \text{ моль}$$

Согласно уравнению реакции, из 2 моль Al образуется 3 моль H₂. Составим пропорцию:

2 моль Al - 3 моль H₂

x моль Al - 0,0089 моль H₂

Отсюда находим $x = n(\text{Al})$:

$$x = n(\text{Al}) = \frac{2 \text{ моль} \cdot 0,0089 \text{ моль}}{3 \text{ моль}} = 0,0059 \text{ моль}$$

Массу алюминия $m(\text{Al})$ можно найти исходя из формулы:

$$n = \frac{m}{M}$$

где v - количество вещества, моль; m – масса, г; M – молярная масса, г/моль.

Выразим отсюда массу:

$$m = n \cdot M$$

Молярная масса алюминия $M(\text{Al}) = 27$ г/моль. Рассчитаем массу алюминия, который вступил в реакцию:

$$m = 0,0059 \text{ моль} \cdot 27 \text{ г/моль} = 0,159 \text{ г}$$

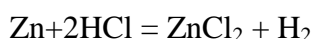
Ответ: $m(\text{Al}) = 0,159$ г.

Задача 5.2

В раствор, в котором содержалась соляная кислота массой 4 г, опустили кусочек цинка массой 2 г. Определите, какая масса соли образовалась в результате реакции, и какой объем газа выделился в результате реакции (условия нормальные).

Алгоритм решения:

1. Запишем уравнение реакции:



Рассчитаем количество вещества цинка и соляной кислоты по формуле:

$$n = \frac{m}{M}$$

где n - количество вещества, моль; m – масса, г; M – молярная масса, г/моль.

Молярная масса цинка $M(\text{Zn}) = 65$ г/моль; молярная масса $M(\text{HCl}) = 36,5$ г/моль.

$$n(\text{Zn}) = \frac{2 \text{ г}}{65 \text{ г/моль}} = 0,03 \text{ моль}$$

$$n(\text{HCl}) = \frac{4 \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль}} = 0,11 \text{ моль}$$

Исходя из стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции, делаем вывод, что цинк и соляная кислота реагируют в соотношении 1:2.

Составим пропорцию, чтобы определить, какое количество Zn необходимо для реакции с 0,11 моль HCl :

1 моль Zn – 2 моль HCl (по уравнению реакции)

x моль Zn – 0,11 моль HCl (по условию задачи)

Отсюда находим x :

$$x = \frac{0,11 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 0,055 \text{ моль}$$

Таким образом, на реакцию с 0,11 моль HCl необходимо 0,055 моль Zn .

По условию задачи нам дано 0,03 моль Zn . $0,03 \text{ моль} < 0,055 \text{ моль}$, следовательно, данного количества Zn недостаточно для реакции.

Отсюда можно сделать вывод, что Zn находится в недостатке, а HCl - в избытке. Соответственно, дальнейшие расчеты необходимо делать по цинку, т.к. он расходуется полностью и определяет выход продукта.

Составим пропорцию, чтобы определить какое количество вещества ZnCl_2 образуется из 0,03 моль Zn .

1 моль Zn – 1 моль ZnCl_2 (по уравнению реакции)

0,03 моль Zn – x моль ZnCl_2 (по условию задачи)

Находим отсюда $x = n(\text{ZnCl}_2)$:

$$x = n(\text{ZnCl}_2) = \frac{0,03 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 0,03 \text{ моль}$$

Массу соли можно вычислить, используя формулу:

$$n = \frac{m}{M}$$

где n - количество вещества, моль; m – масса, г; M – молярная масса, г/моль.

Выразим отсюда массу:

$$m = n \cdot M$$

Молярная масса хлорида цинка $M(\text{ZnCl}_2) = 136$ г/моль

$$m(\text{ZnCl}_2) = 0,03 \text{ моль} \cdot 136 \text{ г/моль} = 4,08 \text{ г}$$

Определим объем газа, выделившегося в результате реакции $V(\text{H}_2)$.

1 моль Zn – 1 моль H_2 (по уравнению реакции)

0,03 моль Zn – x моль H_2 (по условию задачи)

Находим отсюда $x = v(\text{H}_2)$:

$$x = n(\text{H}_2) = \frac{0,03 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 0,03 \text{ моль}$$

При нормальных условиях 1 моль любого газа будет занимать объем $V_m = 22,4$ л. Составим пропорцию:

1 моль H_2 – 22,4 л

0,03 моль H_2 – x л

Отсюда находим $x = V(\text{H}_2)$:

$$x = V(\text{H}_2) = \frac{0,03 \text{ моль} \cdot 22,44 \text{ л}}{1 \text{ моль}} = 0,672 \text{ л}$$

Можно также воспользоваться для расчета объема формулой:

$$n = \frac{V}{V_m}$$

где n - количество вещества, моль; V - объем газа, л; V_m - молярный объем газа, равный 22,4 л/моль.

Выразим отсюда объем:

$$V = n \cdot V_m \\ V = 0,03 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 0,672 \text{ л}$$

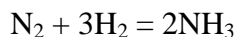
Ответ: $m(\text{ZnCl}_2) = 4,08 \text{ г}$; $V(\text{H}_2) = 0,672 \text{ л}$.

Задача 5.3.

На реакцию получения аммиака было израсходовано 100 л водорода. Какой объем азота необходим, чтобы реакция прошла полностью?

Алгоритм решения:

Составим уравнение реакции:



Рассчитаем эквивалентные объемы водорода и азота при н.у. по формуле:

$$V_{\text{Э}} = \frac{V_m}{k} \cdot f$$

где V_m - молярный объем газа, равный 22,4 л/моль; k - число атомов элемента в молекуле газа; f - фактор эквивалентности элемента.

$$V_{\text{Э}(\text{H}_2)} = \frac{22,4}{2} \cdot 1 = 11,2 \text{ л/моль}$$

$$V_{\text{Э}(\text{N}_2)} = \frac{22,4}{2} \cdot \frac{1}{3} = 3,73 \text{ л/моль}$$

Согласно закону эквивалентов объемы реагирующих веществ пропорциональны их эквивалентным объемам:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{\text{Э}1}}{V_{\text{Э}2}}$$

Отсюда:

$$\frac{V_{(\text{H}_2)}}{V_{\text{N}_2}} = \frac{V_{\text{Э}(\text{H}_2)}}{V_{\text{Э}(\text{N}_2)}}$$

Выразим объем азота:

$$V_{\text{N}_2} = \frac{V_{(\text{H}_2)} V_{\text{Э}(\text{N}_2)}}{V_{\text{Э}(\text{H}_2)}} = \frac{100 \cdot 3,73}{11,2} = 33,3 \text{ л}$$

Также, согласно закону объемных отношений, объемы вступающих в реакцию газов соотносятся как целые числа. Они равны стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции.

$$V_{\text{N}_2} : V_{(\text{H}_2)} = 1 : 3$$

Тогда $V_{\text{N}_2} = V_{\text{H}_2} / 3 = 100/3 = 33,3 \text{ л}$

Ответ: $V_{\text{N}_2} = 33,3 \text{ л}$.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №1

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: ZnO , $BaCl_2$, H_2S .
2. Найти эквивалентные массы соединений: $Pb(NO_3)_2$, $NaOH$, CaO , H_2SO_3 .
3. Сколько молекул содержится в 2 мл H_2 при нормальных условиях?
4. Вычислить массу $0,5 \text{ м}^3 \text{ Cl}_2$ при 20°C и давлении 100 кПа.
5. При взаимодействии водорода и кислорода образовалось 450 г воды. Чему равен объем прореагировавших газов (н.у.)?

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №2

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: HF , FeO , Na_2O .
2. Найти эквивалентные массы соединений: $CaSO_4$, $Ba(OH)_2$, H_2S , TiO_2 .
3. Покажите расчетом, где содержится больше молекул - в 1,1 г CO_2 или в 2,4 г O_3 ?
4. Какой объем занимает оксид азота (II) массой 46 г при температуре 30°C и давлении $9,8 \cdot 10^5 \text{ Па}$?
5. К раствору, содержащему нитрат серебра массой 25,5 г прилили раствор, содержащий сульфид натрия массой 7,8 г. Какая масса осадка образуется при этом?

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №3

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: BeO , $ZnCl_2$, HI .
2. Найти эквивалентные массы соединений: $Zn(OH)_2$, $AgNO_3$, ZnO , H_2SO_4 .
3. Какой объем при нормальных условиях займут 10^{26} молекул озона?
4. Какой объем займет 1 кг воздуха при температуре 17°C и давлении 101 кПа? (молярная масса воздуха 29 г/моль)?
5. Какой объем углекислого газа требуется для получения 134,4 г гидрокарбоната натрия при взаимодействии с гидроксидом натрия (н.у.)?

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №4

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: SO_2 , MgO , HCl .
2. Найти эквивалентные массы соединений: $LiOH$, HNO_3 , CuS , B_2O_3 .
3. Сколько атомов содержится в 50 граммах ртути?
4. Масса 2,24 л газа при температуре 20°C и давлении 100 кПа равна 2,8 г. Чему равна молярная масса этого газа?
5. Определить массу карбоната магния, прореагировавшего с соляной кислотой, если при этом получено 8,96 л оксида углерода (IV) (н.у.).

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №5

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: CrO_3 , CO_2 , H_2O .
2. Найти эквивалентные массы соединений: CaCO_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, Al_2O_3 , HBr
3. Рассчитайте число молекул водорода, которое содержится в 5 л этого газа при нормальных условиях.
4. Найдите молярную массу газообразного вещества, если при температуре 25°C и давлении 100 кПа 5,6 л этого вещества имеют массу 16 г.
5. Природный известняк содержит 90% CaCO_3 . При его разложении образуется негашеная известь CaO . Какую массу известняка нужно взять, чтобы получить 7,5 т негашеной извести?

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №6

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: CaI_2 , HCl , BaO .
2. Найти эквивалентные массы соединений: Na_2CO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, NiO , H_2SO_3
3. Чему равно число молекул йода, если его масса составляет 5,31 г?
4. Вычислите, при каком давлении азот массой 5 кг займет объем 50 м^3 , если температура равна 500°C .
5. Через раствор, содержащий 7,4 г гидроксида кальция, пропустили 3,36 л оксида углерода (IV), взятого при нормальных условиях. Найти массу вещества, образовавшегося в результате реакции.

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №7

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: N_2O , MgO , CuCl_2 .
2. Найти эквивалентные массы соединений: $\text{Ni}(\text{OH})_2$, H_3BO_3 , MnO_2 , SrF_2 .
3. Сколько молекул содержится в 9,6 г кислорода?
4. Масса колбы вместимостью 500 мл, наполненной при 27°C кислородом, равна 61 г. Масса пустой колбы равна 60,2 г. Определить давление кислорода.
5. Раствор, содержащий 34 г AgNO_3 , слили с раствором, содержащим такую же массу NaCl . Какова масса образовавшегося осадка?

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №8

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: RbCl , HI , Na_2O .
2. Найти эквивалентные массы соединений: MnSO_4 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, FeO , HI .
3. Найдите молярную массу вещества, если масса его 5 молекул составляет $1,66 \cdot 10^{-23}$ г.
4. Рассчитайте массу кислорода, если при температуре 5°C и давлении 100 кПа его объем равен 7,28 л.
5. Определить массу водорода, который выделится при реакции с водой 5 г магния (н.у.).

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №9

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: SiO_2 , SO_2 , HCl .
2. Найти эквивалентные массы соединений: CsOH , HClO , CaO , CaCl_2
3. Рассчитать, какое число молекул содержится в 10 г кислорода.
4. Найдите молярную массу газообразного вещества, если 112 мл его при температуре 7°C и давлении 102 кПа имеют массу, равную 0,14 г.
5. Смесь Mg и MgO массой 5,1 г обработали соляной кислотой. При реакции металлического магния с кислотой выделилось 3,74 л водорода (н.у.). Сколько Mg в % содержалось в смеси?

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №10

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: MgO , NiCl_2 , CaF_2 .
2. Найти эквивалентные массы соединений: HNO_3 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, P_2O_5 .
3. Одинаковое ли число молекул в 0,5 г азота и 0,5 г метана?
4. Вычислить молярную массу вещества, если масса 500 мл его паров при 87°C и давлении 96 кПа равна 0,93 г.
5. Определите объем азота (н.у.), использованного для синтеза аммиака, если получено 8,5 г продукта реакции.

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №11

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: MnO , FeCl_2 , CaO .
2. Найти эквивалентные массы соединений: KMnO_4 , RbOH , FeO , HClO .
3. Азот при нормальных условиях занимает объем 14 л. Вычислить число молекул азота в этом объеме.
4. Чему равна молярная масса газообразного вещества, если при температуре 20°C и давлении 100 кПа 32 г вещества занимают объем 45 л?
5. К раствору, содержащему 6,8 г AlCl_3 , прилили раствор, содержащий 5 г KOH . Вычислить массу образовавшегося осадка.

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №12

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: Ag_2O , CaF_2 , SO_3 .
2. Найти эквивалентные массы соединений: H_3PO_4 , NiCl_2 , $\text{Ga}(\text{OH})_3$, P_2O_5 .
3. Какое количество вещества составляет $1,5 \cdot 10^{23}$ молекул хлора? Какой объем при н.у. будет занимать такое число частиц?
4. При 17°C и давлении 104 кПа масса 624 мл газа равна 1,62 г. Вычислить молярную массу газа.
5. Какая масса NH_4Cl образуется при реакции 7,3 г HCl с 10 л NH_3 ?

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №13

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: Na_2O , CuCl_2 , CO_2 .
2. Найти эквивалентные массы соединений: $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, HCl , CsOH , NO_2 .
3. Рассчитайте, где содержится большее число молекул: в 2 г кислорода или в 2 г оксида углерода (IV)?
4. Давление оксида азота (II) в закрытом сосуде объемом 1 м^3 при $12 \text{ }^\circ\text{C}$ равно 100 кПа . Рассчитать массу газа.
5. Вычислите массу осадка, образующегося в результате реакции $3,4 \text{ г}$ нитрата серебра с 15 г хлорида бария.

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №14

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: FeCl_3 , H_2O , H_2S .
2. Найти эквивалентные массы соединений: NiS , H_3AsO_4 , $\text{Ti}(\text{OH})_2$, K_2O .
3. Сколько молекул содержится при нормальных условиях в 50 л CO ?
4. Сосуд вместимостью 1 л заполнен кислородом при температуре $30 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении 101 кПа . Найти массу газа.
5. Вычислите массу осадка, образующегося в результате реакции $5,5 \text{ г}$ хлорида кальция с 10 г карбоната натрия.

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №15

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: SO_3 , HBr , SiO_2 .
2. Найти эквивалентные массы соединений: Ag_2O , $\text{Bi}(\text{OH})_3$, H_2CO_3 , Na_2SO_3 .
3. Какой объем будут занимать при нормальных условиях $4 \cdot 10^{24}$ молекул оксида серы (VI)?
4. Сосуд вместимостью 1 л заполнен оксидом углерода (IV) при температуре $65 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении 120 кПа . Какова масса газа в сосуде?
5. Какие массы сульфата натрия и нитрата бария необходимо взять для реакции, чтобы получить $4,66 \text{ г}$ осадка сульфата бария?

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №16

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: CaO , CO_2 , PbS .
2. Найти эквивалентные массы соединений: $\text{Zn}(\text{OH})_2$, K_2O , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, HBr .
3. Рассчитайте массу одного атома никеля.
4. Масса оксида серы (IV) при температуре $20 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении 120 кПа составляет 2 г . Определите объем газа.
5. Какую массу соляной кислоты нужно взять для реакции с избытком гидроксида натрия, чтобы получить $1,8 \text{ г}$ воды? Какая масса соли образуется в результате этой реакции?

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №17

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: Cs_2O , CaS , Na_2O .
2. Найти эквивалентные массы соединений: $\text{Sn}(\text{OH})_2$, HI , CrCl_3 , PbO .
3. Рассчитайте массу $2 \cdot 10^{27}$ атомов серы.
4. Какой объем занимает одна тонна водорода при 17°C , если он находится под давлением 300 кПа?
5. Какую массу гидроксида натрия и хлорида меди (II) нужно взять для реакции, чтобы получить 2,45 г осадка?

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №18

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: K_2S , FeCl_2 , N_2O .
2. Найти эквивалентные массы соединений: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, H_2SiO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$, K_2O .
3. Какой объем при н.у. займут $8 \cdot 10^{25}$ молекул CO_2 ?
4. В стальном баллоне емкостью 25 л находится водород при 15°C под давлением 810,4 кПа. Определите массу водорода.
5. Какую массу оксида натрия требуется растворить в воде, чтобы получить 8 г NaOH ? Во сколько раз масса оксида натрия будет больше массы воды?

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №19

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: HBr , ZnCl_2 , Na_2S .
2. Найти эквивалентные массы соединений: ZnO , BaSO_4 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, H_2CrO_4 .
3. Рассчитать массу одной молекулы водорода в граммах.
4. Какой объем займут 12 г аргона при давлении 220 кПа и температуре 40°C ?
5. Через раствор, содержащий 5,6 г гидроксида калия, пропустили 44 л хлороводорода. Чему равна масса образовавшейся соли?

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №20

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: Li_2S , HF , CaO .
2. Найти эквивалентные массы соединений: Na_3PO_4 , SnO , $\text{Al}(\text{OH})_3$, H_2SO_4 .
3. Где число молекул будет больше – в 1 г водорода или в 1 г аммиака?
4. При температуре 25°C и давлении 100 кПа газ объемом 2,47 л весит 2,8 г. Чему равна молярная масса этого газа?
5. Какую массу карбоната кальция необходимо прокалить, чтобы получить 7 г оксида кальция? Какой объем газа при этом образуется (н.у.)?

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №21

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: Cu_2S , MnO_2 , H_2S .
2. Найти эквивалентные массы соединений: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, H_2SiO_3 , CrO_3 .
3. Молекула вещества весит $5,31 \cdot 10^{-23}$ кг. Определите молярную массу вещества.
4. Определить объем, занимаемый 0,07 кг азота при температуре 21°C и давлении 142 кПа.
5. Какая масса ортофосфорной кислоты образуется при взаимодействии 2 г оксида фосфора (V) с 14 г воды?

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №22

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: AgCl , Na_2O , H_2O .
2. Найти эквивалентные массы соединений: CaSO_4 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, H_3AsO_4 , Cu_2O .
3. Какой объем займут при нормальных условиях $27 \cdot 10^{21}$ молекул газа?
4. Какой объем занимает водород массой 15 г при давлении 102,4 кПа и температуре 17°C ?
5. Какой объем сероводорода (н.у.) образуется при реакции 0,88 г сульфида железа (II) с избытком соляной кислоты?

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №23

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: RbCl , Ag_2O , NH_3 .
2. Найти эквивалентные массы соединений: Na_2SO_3 , H_2CO_3 , HgO , $\text{Bi}(\text{OH})_3$.
3. Определить массу $2 \cdot 10^{25}$ молекул аммиака.
4. Вычислить объем, занимаемый 7 г CO при температуре 22°C и давлении 130 кПа.
5. Какая масса магния вступает в реакцию с серной кислотой, если в результате реакции выделяется 5,6 л водорода (н.у.)?

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №24

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: ZnS , CH_4 , BF_3 .
2. Найти эквивалентные массы соединений: NiSO_4 , H_3BO_3 , TiO_2 , $\text{Sn}(\text{OH})_2$.
3. Сколько молекул содержится в 2 г аммиака?
4. Определить молярную массу газа, если при температуре 10°C и давлении 100 кПа 0,528 г этого газа занимают объем 0,26 л.
5. Какую массу серной кислоты и гидроксида бария необходимо затратить, чтобы в результате реакции образовалось 2,33 г осадка?

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №25

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: HCl , CaCl_2 , NiO .

2. Найти эквивалентные массы соединений: H_2SO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, SiO_2 , Na_3BO_3 .
3. Сколько атомов аргона будет содержаться в 30 граммах этого газа?
4. Какой объем займет при температуре 25°C и давлении 200 кПа оксид углерода (II) количеством 2 моль? Какой объем займет это же количество газа при нормальных условиях?
5. Определить объем водорода, который выделится при реакции с водой 0,7 г лития (н.у.).

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №26

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: HBr , BeF_2 , SO_3 .
2. Найти эквивалентные массы соединений: K_2CO_3 , SrO , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, NaOH .
3. Сколько атомов железа содержится в 2,56 г?
4. Вычислить температуру сосуда объемом 42 л, который содержит метан массой 24 г под давлением 50,5 кПа.
5. В стальном баллоне при н.у. находятся 5,6 л кислорода и 5,6 л водорода. Смесь подожгли. Какая масса воды образовалась в результате реакции?

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №27

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: MgO , NH_3 , BCl_3 .
2. Найти эквивалентные массы соединений: HgO , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, H_2S , KOH .
3. Вычислить массу $2 \cdot 10^{32}$ молекул H_2O .
4. Какое количество вещества хлора содержится в сосуде объемом 3 л при температуре 27°C и давлении 300 кПа? Какой объем займет это же количество вещества при нормальных условиях?
5. Какая масса карбоната магния образуется при реакции 3,36 л углекислого газа (н.у.) с 8 г оксида магния?

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №28

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: N_2O , LiH , Na_2S .
2. Найти эквивалентные массы соединений: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, SO_2 , $\text{Be}(\text{OH})_2$, HCl .
3. Какое количество вещества составляют $6 \cdot 10^{25}$ молекул азота? Какой объем займет это количество вещества при нормальных условиях?
4. Масса газа объемом 10 л при температуре 20°C и давлении 115 кПа равна 0,94 г. Вычислить молярную массу этого газа.
5. К раствору, содержащему 3,22 г хлорида железа (III) добавили 3,6 г гидроксида натрия. Рассчитайте массу образовавшегося осадка. Какое количество соли образуется в результате этой реакции?

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №29

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: Cu_2O , SnF_2 , BiCl_3 .

2. Найти эквивалентные массы соединений: HNO_2 , $\text{Mn}(\text{OH})_2$, Al_2O_3 , CaSiO_3 .
3. Какой объем при нормальных условиях будут занимать $2 \cdot 10^{22}$ молекул водорода?
4. Какой объем займут 4 г кислорода при температуре 100°C и давлении 200 кПа?
5. Какая масса азотной кислоты требуется для полной нейтрализации 1,71 г гидроксида бария?

Индивидуальное задание «Основные понятия и законы химии»

ВАРИАНТ №30

1. Найти фактор эквивалентности и эквивалентную массу элементов в соединениях: ZnS , SrO , HF .
2. Найти эквивалентные массы соединений: $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ti}(\text{OH})_2$, CO_2 , HNO_3 .
3. Сколько молекул CO будет содержаться в объеме этого газа, равном 3,34 л при н.у.?
4. При каком давлении находится водород, если при температуре 30°C 4 г этого газа занимают объем 22,4 л?
5. Какой объем газа (н.у.) выделяется при действии избытка соляной кислоты на 20 г карбоната кальция?

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Что изучает химия?
2. Дайте определение понятиям «атом», «химический элемент».
3. Что такое простые и сложные вещества? Приведите примеры.
4. Дайте определение понятию «относительная атомная масса». В чем она измеряется? Как ее можно определить?
5. Что такое молекула?
6. Что представляют из себя химические формулы, как они записываются?
7. Дайте определение понятию «относительная молекулярная масса». В чем она измеряется? Как ее можно определить?
8. Дайте определение понятиям «количество вещества», «моль». В чем измеряется количество вещества? По каким формулам его можно рассчитать?
9. Дайте определение понятию «молярная масса». В чем она измеряется? Как ее можно определить?
10. Как выглядит химическое уравнение? Что такое стехиометрические коэффициенты, для чего они используются?
11. Сформулируйте закон постоянства состава химических соединений.
12. Сформулируйте закон сохранения массы.
13. Сформулируйте закон Авогадро.
14. Сформулируйте следствие из закона Авогадро. Что такое молярный объем газа?
15. Приведите уравнение Менделеева-Клапейрона. Какие параметры входят в это уравнение? Для чего оно используется?
16. Сформулируйте закон объемных отношений.
17. Дайте определение понятиям «эквивалента», «фактор эквивалентности».
18. Что такое эквивалентная масса? Как она рассчитывается для простых и сложных веществ?
19. Что такое эквивалентный объем? Как его можно рассчитать?
20. Сформулируйте закон эквивалентов.

ТЕМА 2. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Классификация химических соединений. Бинарные соединения, номенклатура бинарных соединений. Оксиды. Классификация оксидов. Электролиты. Электролитическая диссоциация. Химические свойства оксидов. Амфотерность. Химические свойства амфотерных оксидов. Кислоты. Классификация кислот. Химические свойства кислот. Основания. Классификация оснований. Химические свойства оснований. Амфотерные основания. Соли. Классификация солей. Химические свойства солей.

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Вещества разделяются на простые и сложные. *Простые вещества* состоят из одного элемента (например, O_2, As, Fe), а *сложные вещества* состоят из нескольких элементов ($H_2SO_4, Zn(OH)_2, B_2O_3$). Простые вещества разделяются на *металлы* (Cu, Au, Hg) и *неметаллы* (B, N_2, O_2). Сложные вещества делят на *органические* (соединения углерода) и *неорганические*. Неорганические соединения по составу разделяются на двухэлементные (бинарные) соединения и многоэлементные. По номенклатуре названия бинарных соединений образуются присоединением суффикса –ид к корню анионообразователя.

К основным типам бинарных соединений относятся:

- *оксиды* - соединения элементов с кислородом ($CuO, Na_2O, CaO, SiO_2, N_2O_5, P_2O_5$);
- *нитриды* - соединения элементов с азотом ($BN, AlN, Ca_3N_2, Li_3N, TiN$);
- *карбиды* - соединения элементов с углеродом (Ca_2C, Al_4C_3, TiC);
- *гидриды* - соединения элементов с водородом ($LiH, CaH_2, NH_3, H_2O, HCl$);
- *фосфиды* - соединения с фосфором (Ca_3P_2, PH_3, Mg_3P_2);
- *силициды* - соединения с кремнием ($Cr_2Si, Fe_2Si, SiC, Mg_2Si$);
- *сульфиды* – соединения с серой (CaS, Na_2S, ZnS).

К основным классам неорганических соединений относятся прежде всего оксиды, кислоты, основания и соли.

Оксиды – это бинарные соединения общей формулы $\text{Э}_x\text{O}_y$, которые состоят из атомов кислорода (O) и какого-либо элемента (Э). Например, BaO, Cs_2O , Fe_2O_3 .

Названия оксидов образуются от слова «оксид» с добавлением названия элемента, образующего оксид, в родительном падеже. Если элемент может проявлять разные валентности, в скобках после названия элемента римскими цифрами указывается его валентность (Na_2O – оксид натрия, P_2O_5 – оксид фосфора (V), P_2O_3 – оксид фосфора (III)).

Кислоты – это химические соединения общей формулы $H_x(KO)$, которые состоят из водорода (H) и кислотного остатка (KO). Например, $H_2SO_4, H_2S, HCl, H_3PO_4$.

Названия кислот образуются от названия элемента, образующего кислоту. В случае бескислородных кислот к названию элемента или группы элементов добавляют суффикс «о» и слово «водород» (HF – фтороводородная кислота, HBr – бромоводородная кислота). Названия кислородсодержащих кислот образуются добавлением к названию образующего элемента окончания «-ная», «-вая», если валентность элемента максимальна (H_2SO_4, H_2SiO_3), по мере понижения валентности элемента, образующего кислоту, добавляются суффиксы «-оватая», «-

истая», «оватистая» (HClO_4 – хлорная, HClO_3 – хлорноватая; HClO_2 – хлористая; HClO – хлорноватистая). Некоторые кислоты имеют тривиальные названия (HCl – соляная кислота).

Основания (гидроксиды) – это химические соединения общей формулы $\text{Me}(\text{OH})_y$, которые состоят из (Me) и одной или нескольких гидроксогрупп (OH). Например, NaOH , LiOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

Названия гидроксидов образуются с помощью слова «гидроксид» и добавлением названия соответствующего металла (NaOH – гидроксид натрия, LiOH – гидроксид лития и т.д.). Если для металла характерна переменная валентность, то она указывается римскими цифрами в скобках после названия металла ($\text{Cu}(\text{OH})_2$ – гидроксид меди (II), $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гидроксид железа (II) и т.д.).

Соли – это химические соединения общей формулы $\text{Me}_x(\text{KO})_y$, которые состоят из металла (Me) и кислотного остатка (KO). Например, K_2SO_4 , KCl , AgCl , CaCO_3 .

Названия солей образуются с помощью названия кислотного остатка, за которым следует название металла (K_2SO_4 – сульфат калия, AgCl – хлорид серебра). В случае переменной валентности металла, она указывается римскими цифрами после его названия (FeSO_4 – сульфат железа (II), $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат хрома (III)).

Водные растворы или расплавы большинства кислот, оснований и солей являются электролитами.

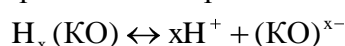
Электролит – это вещество, которое в растворах или расплавах подвергается электролитической диссоциации и может проводить электрический ток.

Электролитическая диссоциация – это распад электролита на отрицательно заряженные и положительно заряженные ионы в растворе или в расплаве. Отрицательно заряженные ионы называются анионами, положительно заряженные ионы называются катионами. Заряды ионов можно определить по таблице растворимости. Заряды кислотных остатков приведены в приложении 1.

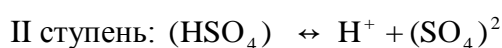
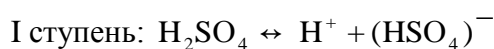
При электролитической диссоциации оксидов металлов образуются катионы металла и оксид-анионы O^{2-} .



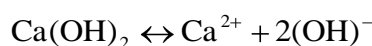
При электролитической диссоциации кислот образуются катионы водорода и анионы кислотного остатка. При этом катион водорода имеет заряд +1.



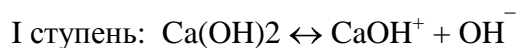
В случае, если кислота имеет в своем составе 2 и более атома водорода, она может диссоциировать ступенчато:



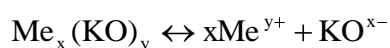
При электролитической диссоциации оснований образуется катион металла и анионы гидроксогрупп. При этом гидроксогруппа имеет заряд -1:



Если основание имеет в своем составе две или больше гидроксогрупп, оно может диссоциировать ступенчато:



Соли диссоциируют на катионы металла и анионы кислотного остатка:



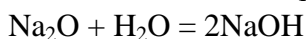


По функциональным признакам оксиды разделяются на *солеобразующие* и *несолеобразующие*. Несолеобразующие оксиды не взаимодействуют ни с кислотами, ни с основаниями, не образуют с водой гидратных форм (например, N_2O , NO , CO и т.д.). *Солеобразующие* - оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с кислотами или основаниями. Солеобразующие оксиды делятся на основные, кислотные и амфотерные.

Основные оксиды – это оксиды металлов, которые при взаимодействии с водой образуют основания (Na_2O , CaO и т.д.).

Химические свойства основных оксидов:

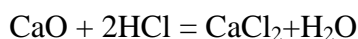
- При взаимодействии с водой основные оксиды образуют соответствующие им основания.



осн. оксид основание

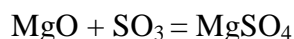
Не все основные оксиды могут реагировать с водой, но им также соответствуют основания, получаемые косвенным путем. Например, основному оксиду CuO соответствует основание $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

- При взаимодействии основных оксидов с кислотами образуются соли.



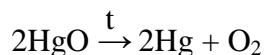
осн. оксид соль

- При взаимодействии основных оксидов с кислотными оксидами образуются соли.

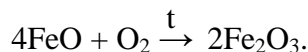


осн. оксид соль

- Большинство основных оксидов не разлагается при нагревании, исключение составляют оксиды ртути и благородных металлов:



- Основные оксиды могут вступать в окислительно-восстановительные реакции:



Кислотные оксиды – это оксиды, которые при взаимодействии с водой образуют кислоты (SO_3 , P_2O_5 , N_2O_5 , CO_2 и т.д.). Кислотные оксиды образованы как правило неметаллами, а также металлами, обладающими переменной валентностью.

Химические свойства кислотных оксидов:

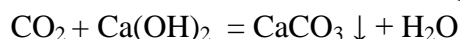
- При взаимодействии с водой кислотные оксиды образуют кислоты:



кисл. оксид кислота

Не все кислотные оксиды взаимодействуют с водой, но им соответствуют кислоты, полученные косвенным путем. Например, кислотному оксиду SiO_2 соответствует кремниевая кислота H_2SiO_3 .

- При взаимодействии кислотных оксидов с основаниями образуются соли:



кисл. оксид соль

- При взаимодействии кислотных оксидов с основными оксидами образуются соли:



кисл. оксид соль

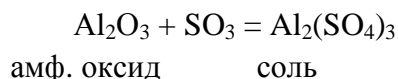
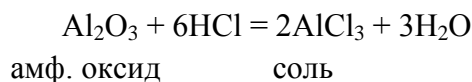
- Кислотные оксиды могут также вступать в окислительно-восстановительные реакции.



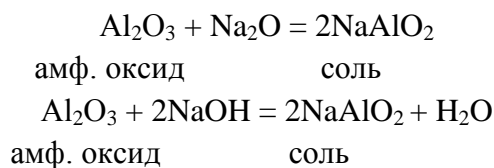
Амфотерные оксиды - это оксиды, которые обладают двойственной природой, то есть в зависимости от условий могут проявлять свойства основных или кислотных оксидов.. Амфотерными являются оксиды некоторых металлов (Al_2O_3 , Cr_2O_3 , BeO , ZnO , Fe_2O_3 и т.д.).

Химические свойства амфотерных оксидов:

- Амфотерные оксиды реагируют с кислотами кислотными оксидами с образованием солей, подобно основным оксидам:



- Амфотерные оксиды реагируют с основаниями и основными оксидами с образованием солей, подобно кислотным оксидам:

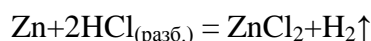


Классификация кислот.

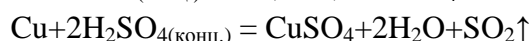
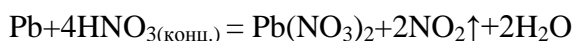
- По содержанию атомов кислорода – **кислородсодержащие** (H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_3 , HClO_4 , H_2SiO_4) и **бескислородные** (HCl , H_2S , HBr , HF).
- По силе кислоты. Сила кислоты определяется ее способностью при растворении в воде диссоциировать на ионы водорода и ионы кислотного остатка. **Сильные** кислоты (H_2SO_4 , HNO_3 , HCl) диссоциируют полностью, **слабые** (H_2S , H_2SO_3 , HNO_2) – в малой степени.
- По основности различают **одноосновные**, **двухосновные**, **трехосновные** кислоты. Основность определяется числом атомов водорода в составе кислоты. Одноосновные кислоты - HNO_3 , HCl , двухосновные кислоты - H_2SO_4 , H_2S , трехосновные кислоты - H_3PO_4 , H_3AsO_4 .

Химические свойства кислот:

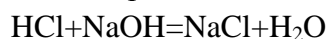
- Кислоты реагируют с металлами с образованием солей. Активные металлы легко вытесняют водород из кислот.



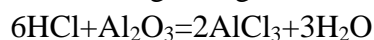
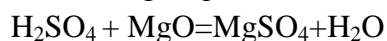
Металлы могут также взаимодействовать с кислотами с образованием других продуктов, в зависимости от концентрации кислоты и активности металла. Малоактивные металлы, как правило, водород из кислоты не вытесняют.



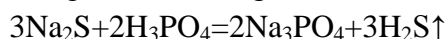
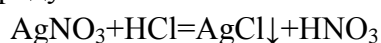
- Кислоты реагируют с основаниями с образованием соли и воды (реакция нейтрализации).



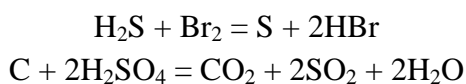
- Кислоты реагируют с основными и амфотерными оксидами с образованием соли и воды.



- Кислоты могут реагировать с солями в том случае, если образуется осадок или происходит образование газообразных продуктов.



- Кислоты могут участвовать в окислительно-восстановительных реакциях:

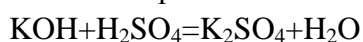


Классификация гидроксидов:

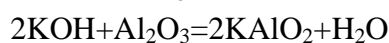
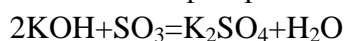
- По растворимости гидроксиды разделяются на растворимые в воде – щелочи (NaOH, LiOH, KOH, Ba(OH)₂) и нерастворимые (Cu(OH)₂, Fe(OH)₃, Al(OH)₃).
- По кислотности (числу гидроксильных групп) разделяют однокислотные гидроксиды (NaOH, LiOH), двухкислотные гидроксиды (Mg(OH)₂, Ca(OH)₂), трехкислотные гидроксиды (Fe(OH)₃, Al(OH)₃).

Химические свойства гидроксидов:

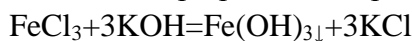
- Гидроксиды реагируют с кислотами с образованием солей (реакция нейтрализации)



- Гидроксиды реагируют с кислотными и амфотерными оксидами с образованием солей.



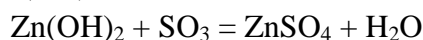
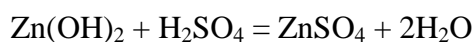
- Гидроксиды реагируют с солями, если при реакции образуется осадок.



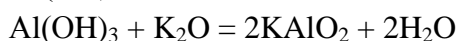
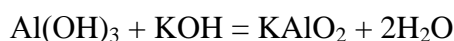
Амфотерные гидроксиды могут проявлять свойства как оснований, так и кислот, в зависимости от условий проведения реакции (Zn(OH)₂, Al(OH)₃, Cr(OH)₃, Pb(OH)₂, Sn(OH)₂).

Химические свойства амфотерных гидроксидов:

- Амфотерные гидроксиды реагируют с кислотами и кислотными оксидами, проявляя основные свойства.



- При реакции с основными оксидами и основаниями амфотерные гидроксиды проявляют кислотные свойства:



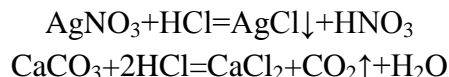
Классификация солей:

- Средние (нормальные) соли – это соединения, которые образуются при полном замещении атомов водорода в кислоте на атомы металла (ZnSO₄, FeCl₃, MgCO₃). Названия средних солей образуются из названия кислотного остатка соответствующей кислоты и катиона металла (ZnSO₄ – сульфат цинка). Если металл проявляет разную валентность, то она указывается рядом с названием металла в скобках (FeCl₃ – хлорид железа (III)).
- Кислые соли – это соединения, которые образуются при неполном замещении атомов водорода в кислоте на атомы металла (Ca(HCO₃)₂, NaHCO₃, NaH₂PO₄). Названия кислых солей образуются с помощью приставки гидро-, которая добавляется к названию аниона. Если в составе соли имеется два и более атома водорода, то добавляется приставка ди-, три- и т.д. (NaHCO₃ – гидрокарбонат натрия, NaH₂PO₄ – дигидрофосфат натрия).
- Основные соли – это соединения, которые образуются при неполном замещении гидроксильных групп в гидроксиде на ионы кислотного остатка (BaOHCl, CuOHBr, Al(OH)₂NO₃). Названия таких солей образуются с помощью приставки гидроксо-, которая добавляется к названию аниона. Если в составе соли имеется две и более гидроксогруппы, то добавляется соответствующая приставка ди-, три- и т.д. (BaOHCl – гидроксохлорид бария, Al(OH)₂NO₃ – дигидроксонитрат алюминия).

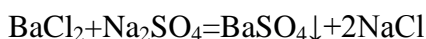
- Двойные соли – это соединения, в которых содержится два разных катиона и один анион ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ - доломит, $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ – сильвинит и т.д.).
- Смешанные соли – это соединения, в которых содержится два разных аниона и один катион ($\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$ – хлорид-гипохлорит кальция).

Химические свойства солей:

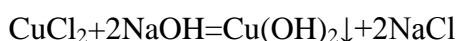
- Соли могут вступать в реакцию с кислотами.



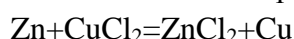
- Соли могут вступать в реакцию с солями:



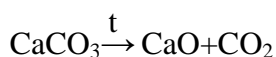
- Соли могут вступать в реакцию с основаниями:



- Соли вступают в окислительно-восстановительные реакции с металлами:



- При нагревании некоторые соли разлагаются:



ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

1. Химические формулы

Задача 1.

Напишите формулы веществ: 1.1) карбид железа (II); 1.2) нитрид кремния; 1.3) оксид меди (II); 1.4) сульфид натрия; 1.5) сульфат железа (III); 1.6) гидроксид хрома (II); 1.7) йодоводородная кислота.

Алгоритм решения:

1.1) карбид железа (II)

Карбиды – это соединения какого-либо элемента Э с углеродом: $\text{Э}_x\text{C}_y$. Валентность углерода в карбидах всегда равна IV. В скобках рядом с названием вещества указана валентность железа – она равна II. Учитывая это, необходимо расставить стехиометрические коэффициенты в этом соединении. Коэффициенты проставляются «крест на крест»:

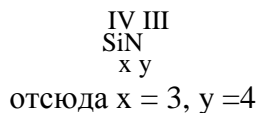


отсюда $x = 4$, $y = 2$

Получаем формулу Fe_4C_2 . Для получения простейшей химической формулы соединения коэффициенты нужно сократить на 2. В таком случае, получаем химическую формулу карбида железа (II) - Fe_2C .

1.2) нитрид кремния

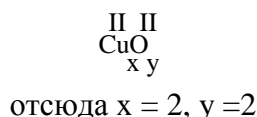
Нитриды - соединения какого-либо элемента с азотом: $\text{Э}_x\text{N}_y$. Валентность азота в нитридах равна III. Так как в названии не указана валентность кремния, определяем ее по номеру группы в периодической системе химических элементов. Кремний находится в 4 группе, следовательно, его валентность равна IV. Расставим стехиометрические коэффициенты:



В данном случае сокращать коэффициенты не требуется. Простейшая химическая формула нитрида кремния – Si_3N_4 .

1.3) оксид меди (II)

Вещество, название которого начинается со слова «оксид» относится к классу бинарных соединений – оксидов, которые состоят из какого-либо элемента и кислорода: $\text{Э}_x\text{O}_y$. Валентность кислорода в оксидах всегда равна II. Валентность меди указана в скобках после названия соединения и равна II. Расставим стехиометрические коэффициенты в этом соединении:

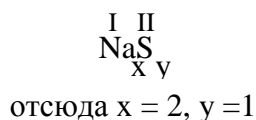


Исходя из соотношений получаем формулу Cu_2O_2 . Для получения простейшей химической формулы соединения коэффициенты нужно сократить на 2. В таком случае, формула оксида меди (II) – CuO .

1.4) сульфид натрия

Определяем по приложению 1, что «сульфид» - это кислотный остаток S^{2-} . Валентность кислотного остатка численно равна его заряду, то есть 2. Натрий является металлом, следовательно, данное соединение относится к классу солей состава $\text{Me}_x(\text{KO})_y$.

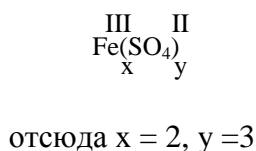
Валентность натрия является постоянной и ее можно определить по периодической системе. Натрий находится в I группе, следовательно, его валентность равна 1. Расставим стехиометрические коэффициенты:



Формула сульфида натрия - Na_2S .

1.5) сульфат железа (III)

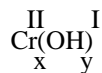
«Сульфат» - это кислотный остаток $(\text{SO}_4)^{2-}$. Валентность этого кислотного остатка равна его заряду, то есть 2. Валентность железа указана в названии соединения и равна 3. Расставим стехиометрические коэффициенты:



Формула сульфата железа (III) - $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

1.6) гидроксид хрома (II)

Вещество, название которого начинается со слова «гидроксид» относится к классу оснований состава $\text{Me}(\text{OH})_y$. Используя таблицу растворимости, определяем заряд гидроксогруппы: $(\text{OH})^-$. Валентность гидроксогруппы равна 1. Валентность хрома указана в названии соединения. Она равна 2. Расставим стехиометрические коэффициенты:



отсюда $x = 1, y = 2$

Формула гидроксида хрома (II) – $\text{Cr}(\text{OH})_2$.

1.7) йодоводородная кислота

Это соединение относится к классу кислот состава $\text{H}_x(\text{KO})$ и образовано йодом и водородом. Кислотным остатком является йод, по таблице растворимости определяем его заряд: I^- . Валентность этого кислотного остатка равна 1. Валентность водорода всегда равна 1. Расставим стехиометрические коэффициенты:



отсюда $x=1, y = 1$

Формула йодоводородной кислоты – HI.

2. Основные классы неорганических соединений. Номенклатура химических соединений. Электролитическая диссоциация.

Задача 2.

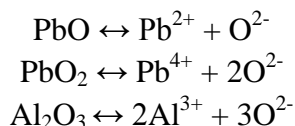
Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они относятся: $\text{Li}(\text{NO}_2)_2$, PbO , H_2SO_4 , PbO_2 , Al_2O_3 , $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$, HBr , $\text{Cr}(\text{OH})_2$, HClO_2 , NaOH , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, Cu_2S . Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.

Алгоритм решения:

Определим, к какому классу неорганических соединений, относятся данные вещества.

Оксиды – это соединения, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород. Оксидами являются: PbO , PbO_2 , Al_2O_3 . Названия оксидов образуются от слова «оксид» с добавлением названия элемента, образующего оксид, в родительном падеже. Если элемент может проявлять разные валентности, то рядом с названием в скобках указывается валентность элемента. PbO – оксид свинца (II), PbO_2 – оксид свинца (IV), Al_2O_3 – оксид алюминия.

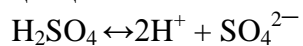
Запишем уравнения электролитической диссоциации. Данные оксиды являются оксидами металлов, поэтому в расплавах они диссоциируют на оксид-ионы O^{2-} и положительно заряженные ионы металла:



Кислоты – это соединения, состоящие из положительно заряженных ионов водорода H^+ и отрицательно заряженных ионов кислотного остатка KO^n . Используя таблицу растворимости, определяем, что в составе соединений H_2SO_4 , HBr , H_2CrO_4 присутствуют ионы водорода и ионы кислотного остатка: $\text{H}_2\text{SO}_4^{2-}$, H^+Br^- , H^+ClO_2^- . Таким образом, эти соединения являются кислотами. Классифицируем эти кислоты. В составе кислот H_2SO_4 , HClO_2 есть атомы кислорода,

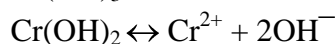
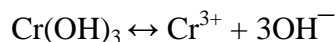
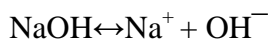
они относятся к кислородсодержащим кислотам. Названия кислородсодержащих кислот образуются добавлением к названию образующего элемента окончания «-ная», «-вая», если валентность элемента максимальна. В H_2SO_4 образующим элементом является сера. Ее валентность максимальна и равна 6. Добавляем к названию элемента «сера» окончание «-ная», и получаем название – серная кислота. В случае HClO_2 максимальная валентность хлора (7) не достигается и равна 3. Тогда название кислоты образуется путем добавления к названию элемента «хлор» окончания «-оватая» и получается название – хлорноватая кислота.

В растворах кислоты диссоциируют на ионы водорода и ионы кислотного остатка. Заряды иона водорода и кислотных остатков можно определить по таблице растворимости или из приложения 1. Уравнения электролитической диссоциации кислот:



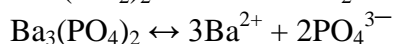
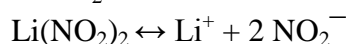
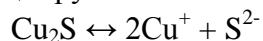
Гидроксиды – это соединения, которые состоят из положительно заряженных ионов металла Me^{n+} и отрицательно заряженных гидроксид-ионов OH^- . Гидроксидами являются соединения $\text{Na}^+(\text{OH})^-$, $\text{Cr}^{2+}(\text{OH})_2^-$, $\text{Cr}^{3+}(\text{OH})_3^-$. Названия гидроксидов образуются от слова «гидроксид» с добавлением названия образующего его металла. Если металл имеет разную валентность, как в данном случае хром, то рядом с названием металла римскими цифрами в скобках указывается его валентность. В данном случае валентность численно равна заряду иона. Таким образом, NaOH – гидроксид натрия, $\text{Cr}(\text{OH})_2$ – гидроксид хрома (II), $\text{Cr}(\text{OH})_3$ – гидроксид хрома (III).

В растворах или в расплавах гидроксиды диссоциируют на ионы металла и гидроксогрупп. Запишем уравнения электролитической диссоциации:



Соли – это соединения, которые состоят из положительно заряженных ионов металла Me^{n+} и отрицательно заряженных ионов кислотного остатка KO^{n-} . В составе соединений Cu_2S , $\text{Li}(\text{NO}_2)_2$, $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ есть ионы металлов и ионы кислотных остатков, значит, эти соединения относятся к классу солей: Cu_2S^{2-} , $\text{Li}^+(\text{NO}_2)_2^-$, $\text{Ba}_3^{2+}(\text{PO}_4)_2^{3-}$. Так как в составе этих соединений нет атомов водорода или гидроксильных групп, они относятся к классу средних (нормальных) солей, т.е. образованы при полном замещении атомов водорода в составе кислоты на атомы металла. Названия средних солей образуются от названия кислотного остатка с добавлением названия металла. Если металл может проявлять разную валентность, то ее указывают в скобках римскими цифрами рядом с названием металла. Используя приложение 1, определяем названия кислотных остатков: S^{2-} - сульфид (кислотный остаток сероводородной кислоты H_2S), NO_2^- - нитрит (кислотный остаток азотистой кислоты HNO_2), PO_4^{3-} - ортофосфат (кислотный остаток ортофосфорной кислоты H_3PO_4). Назовем соединения: Cu_2S – сульфид меди (I), $\text{Li}(\text{NO}_2)_2$ – нитрит лития, $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ – ортофосфат бария.

В растворах или в расплавах соли диссоциируют на ионы металла и кислотного остатка:



3. Химические свойства неорганических соединений

Задача 3.

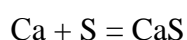
Напишите уравнения реакций:

3.1) $\text{Ca} + \text{S} = \dots$; 3.2.) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} = \dots$; 3.3) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{BaCl}_2 = \dots$; 3.4) $\text{CuO} + \text{SO}_3 = \dots$; 3.5) $\text{NaOH} + \text{P}_2\text{O}_5 = \dots$; 3.6) $\text{FeO} + \text{O}_2 = \dots$ 3.7) $\text{BeO} + 2\text{KOH} = \dots$; 3.8) $\text{Zn} + \text{HCl}(\text{разб.}) = \dots$; 3.9) $\text{Ca} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \dots$; 3.10) $\text{Al} + \text{PbCl}_2 = \dots$; 3.11) $\text{MgCO}_3 \xrightarrow{t} \dots$

Алгоритм решения:

В первую очередь необходимо определить, к какому классу веществ относится то или иное соединение, которое участвует в реакции.

3.1) Ca и S являются простыми веществами, которые могут вступать в реакцию соединения. При этом образуется бинарное соединение CaS.

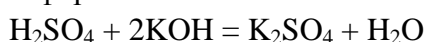


3.2) H_2SO_4 – кислоты, KOH – основание. Для кислот и оснований характерна реакция нейтрализации, в результате которой образуются соль и вода. Эта реакция является реакцией обменного типа. При растворении кислоты и основания в воде они диссоциируют на ионы, которыми вещества обмениваются между собой. Запишем уравнение в ионной форме:



При этом образуется малодиссоциирующее соединение – вода.

Уравнение реакции в молекулярной форме:



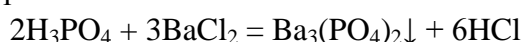
3.3) H_3PO_4 - кислота, BaCl_2 - соль. В растворе между ними протекает реакция ионного обмена:

Уравнение в ионной форме:

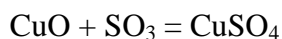


В результате реакции обмена образуется малорастворимое соединение – ортофосфат бария.

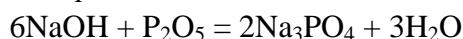
Уравнение в молекулярной форме:



3.4) CuO – основной оксид, SO_3 – кислотный оксид. При реакции двух оксидов разной природы образуется соль состава $\text{Me}_x(\text{KO})_y$, при этом металл определяется основным оксидом, а кислотный оксид образует кислотный остаток:



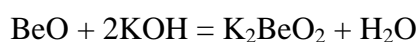
3.5) NaOH – основание, P_2O_5 - кислотный оксид. Реакция аналогична предыдущему примеру, с той лишь разницей что здесь будет образовываться вода:



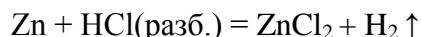
3.6) FeO – это оксид, в котором валентность железа равна 2. Максимальная валентность железа – 3, поэтому при реакции с кислородом происходит окисление железа с образование оксида железа (III):



3.7) BeO – амфотерный оксид, KOH – основание. При реакции с основаниями амфотерные вещества проявляют кислотные свойства. Будет образовываться соль, где кислотный остаток образован бериллием.



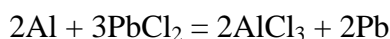
3.8) Zn – металл, HCl – кислота. Металлы с разбавленными кислотами реагируют, вытесняя из них водород:



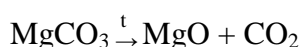
3.9) Ca – металл, HNO₃- кислота. При реакции металлов с азотной или серной разбавленными или концентрированными кислотами водород из них не вытесняется. В зависимости от концентрации могут образоваться различные продукты, например:



3.10) Al – металл, PbCl₂ – соль. Один металл может вытеснять другой из его соли, если он является более активным. В данном случае алюминий более активен и может вытеснять свинец из его соли:



3.11) MgCO₃ – соль. Соли могут разлагаться при высокой температуре на основной и кислотный оксид. Природу кислотного оксида определяет кислотный остаток, а природу основного оксида – металл в составе соли:



4. Классификация солей

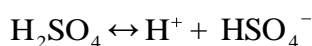
Задача 4

Какие продукты могут быть получены в результате реакции: 4.1) H₂SO₄ с NaOH; 4.2) Cu(OH)₂ с HCl? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.

Алгоритм решения:

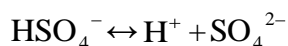
4.1) Запишем уравнения электролитической диссоциации исходных реагентов. H₂SO₄ относится к классу кислот и диссоциирует на катионы водорода H⁺ и анионы кислотного остатка SO₄²⁻.

Так как H₂SO₄ является двухосновной кислотой, она диссоциирует по двум ступеням. Сначала отрывается один катион водорода H⁺:

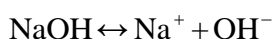


Обратим внимание, что суммарный заряд в левой и правой частях уравнения должен быть одинаков. Следовательно, заряд образующегося при этом аниона равен -1.

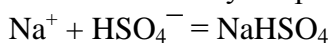
Затем от аниона отрывается второй катион водорода, в результате образуется кислотный остаток с зарядом -2:



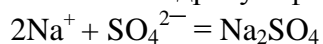
NaOH относится к классу оснований и диссоциирует на катионы металла Meⁿ⁺ и гидроксид-анионы OH⁻. Так как NaOH – это одноосновное основание, оно диссоциирует по одной ступени.



В результате взаимодействия катионов и анионов могут образовываться соли разного состава:

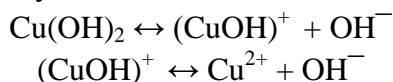


гидросульфат натрия (кислая соль)

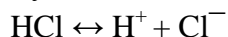


сульфат натрия (нормальная соль)

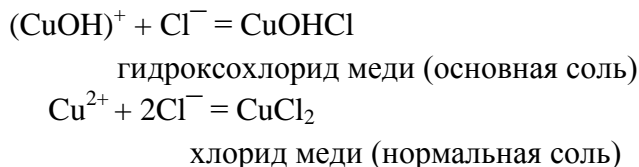
4.2) Гидроксид меди диссоциирует ступенчато:



Соляная кислота диссоциирует по одной ступени:



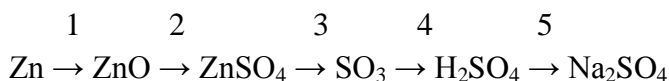
В результате взаимодействия образующихся ионов получают соли разного состава:



5. Цепочки химических превращений

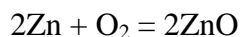
Задача 5.

Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

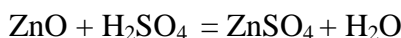


Алгоритм решения:

1) Оксид металла из металла можно получить путем реакции с кислородом (реакция окисления):



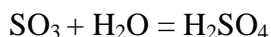
2) ZnO – амфотерный оксид. Чтобы получить из него соль, содержащую в качестве металла цинк, он должен реагировать как основной оксид с кислотой:



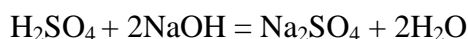
3) Получить из соли оксид можно путем ее разложения при высокой температуре:



4) SO₃ - кислотный оксид, при реакции кислотного оксида с водой образуется соответствующая кислота:



5) Для получения из кислоты соли можно провести реакцию с основанием (реакция нейтрализации):



ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №1

1. Напишите формулы веществ: нитрид бора, сульфат железа (II), нитрат магния, серная кислота, фтороводородная кислота, гидроксид аммония, гидроксид никеля (II), оксид фосфора (V), оксид алюминия, оксид бериллия.

2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они относятся: CaSO₄, Cr₂Si, TiO, Ba(OH)₂, H₂S, Na₃PO₄, Fe₂O₃, NaOH, H₂SO₄, AlN. Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.

3. Напишите уравнения реакций:

а) $Zn + HCl = \dots$; б) $ZnO + NaOH = \dots$; в) $Pb(NO_3)_2 + Na_2SO_4 = \dots$; г) $AgNO_3 + BaCl_2 = \dots$;

д) $Cu + O_2 = \dots$; е) $Na_2O + H_2SO_4 = \dots$; ж) $P_2O_5 + H_2O = \dots$; з) $CaO + H_2O = \dots$;

и) $FeO + O_2 = \dots$; к) $Ba(OH)_2 + H_2S = \dots$

4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции H_2SO_4 с $NaOH$? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $Zn \rightarrow Zn(NO_3)_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnO \rightarrow ZnCl_2$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №2

1. Напишите формулы веществ: карбонат магния, нитрит лития, сульфид железа (II), азотная кислота, сероводородная кислота, дихромовая кислота, гидроксид железа (III), гидроксид меди (II), оксид хрома (III), оксид углерода (IV).

2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они относятся: $Mg_3(PO_4)_2$, HNO_3 , SiO_2 , SiC , $Cu(OH)_2$, CaH_2 , $LiOH$, H_3PO_4 , $Zn(NO_3)_2$, Al_2O_3 . Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.

3. Напишите уравнения реакций:

а) $Fe + H_2SO_{4(разб)} = \dots$; б) $Zn(OH)_2 + Na_2O = \dots$; в) $Pb(NO_3)_2 + KI = \dots$; г) $Cu(OH)_2 \xrightarrow{t} \dots$;

д) $Al + S = \dots$; е) $CO_2 + NaOH = \dots$; ж) $SO_2 + H_2O = \dots$; з) $K_2O + H_2O = \dots$; и) $MgO + HCl = \dots$; к) $LiOH + H_2SO_4 = \dots$

4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции H_3PO_4 с $NaOH$? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №3

1. Напишите формулы веществ: силикат натрия, хромат калия, карбонат аммония, хлорная кислота, ортофосфорная кислота, кремниевая кислота, оксид цинка, оксид серы (VI), гидроксид цезия, гидроксид бария.

2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они относятся: $BaSO_4$, $Fe(OH)_2$, H_2SO_3 , $CsOH$, Mg_3P_2 , BaO , HCl , CaI_2 , NiO , BN . Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.

3. Напишите уравнения реакций:

а) $Cu + H_2SO_{4(конц)} = \dots$; б) $Al_2O_3 + KOH = \dots$; в) $Fe_2O_3 + H_2SO_4 = \dots$; г) $CaCO_3 \xrightarrow{t} \dots$;

д) $H_2 + N_2 = \dots$; е) $Ba(OH)_2 + Na_2SO_4 = \dots$; ж) $CO_2 + H_2O = \dots$; з) $BaO + H_2O = \dots$;

и) $CrO + O_2 = \dots$; к) $HBr + LiOH = \dots$

4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции $\text{Cu}(\text{OH})_2$ с HCl ? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №4

1. Напишите формулы веществ: гипохлорит калия, сульфит кальция, нитрат стронция, гидроксид рубидия, гидроксид кальция, гидроксид галлия, оксид марганца (IV), оксид азота (I), хлорноватистая кислота, угольная кислота.

2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они относятся: RbCl , MnO_2 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, Fe_2Si , $\text{Ni}(\text{OH})_2$, MnSO_4 , H_3BO_3 , PH_3 , HI , Na_2O . Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.

3. Напишите уравнения реакций:

а) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} = \dots$; б) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{KOH} = \dots$; в) $\text{NiSO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \dots$; г) $\text{KOH} + \text{HCl} = \dots$;

д) $\text{Zn} + \text{S} = \dots$; е) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HCl} = \dots$; ж) $\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_5 = \dots$; з) $\text{CuCl}_2 + \text{NaOH} = \dots$;

и) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MgO} = \dots$; к) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \dots$

4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и HNO_3 ? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{Mg} \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №5

1. Напишите формулы веществ: сульфат лития, перхлорат аммония, йодид свинца, гидроксид марганца (II), гидроксид магния, ортофосфорная кислота, азотистая кислота, оксид свинца (IV), оксид хрома (VI), оксид фосфора (III).

2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они относятся: CdS , H_2SO_3 , LiH , TiO_2 , KMnO_4 , RbOH , HClO , Mg_3N_2 , $\text{Sn}(\text{OH})_2$, MnO . Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.

3. Напишите уравнения реакций:

а) $\text{Ag} + \text{HNO}_{3(\text{конц})} = \dots$; б) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} = \dots$; в) $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \dots$;

г) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 = \dots$; д) $\text{Si} + \text{O}_2 = \dots$; е) $\text{CaO} + \text{SiO}_2 = \dots$; ж) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = \dots$;

з) $\text{Li} + \text{H}_2\text{O} = \dots$; и) $\text{HI} + \text{AgNO}_3 = \dots$; к) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \dots$

4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции $\text{Zn}(\text{OH})_2$ с HCl ? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{Fe} \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeCl}_2$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №6

1. Напишите формулы веществ: силикат кальция, арсенат натрия, фторид лития, оксид молибдена (III), оксид углерода (II), хлористая кислота, хлороводородная кислота, гидроксид скандия, гидроксид калия, гидроксид аммония.

2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они относятся: $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, Li_3N , NiCl_2 , ZrO_2 , NaOH , SiO_2 , H_2SiO_3 , HNO_3 , SrSi_2 , $\text{Ga}(\text{OH})_3$. Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.

3. Напишите уравнения реакций:

а) $\text{Ca} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц}) = \dots$; б) $\text{SO}_3 + \text{CuO} = \dots$; в) $\text{ZnCl}_2 + \text{Na}_2\text{S} = \dots$; г) $\text{Ag}_2\text{O} + \text{HNO}_3 = \dots$;

д) $\text{Ca} + \text{Cl}_2 = \dots$; е) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{SO}_3 = \dots$; ж) $\text{H}_2 + \text{F}_2 = \dots$; з) $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} = \dots$;

и) $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \dots$; к) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{t}$

4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и H_2SO_4 ? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №7

1. Напишите формулы веществ: азотистая кислота, дихромовая кислота, сульфат магния, нитрит лития, арсенит калия, оксид лития, оксид хрома (III), оксид бора, гидроксид бериллия, гидроксид кальция.

2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они относятся: HCl , Cu_2S , $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, CrP , $\text{Ni}(\text{OH})_2$, CO_2 , Ag_2O_3 , H_3PO_4 , SbAs , CsOH . Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.

3. Напишите уравнения реакций:

а) $\text{Zn} + \text{HCl}(\text{разб.}) = \dots$; б) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{O} = \dots$; в) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 = \dots$; г) $\text{Mg} + \text{S} = \dots$;

д) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$; е) $\text{KOH} + \text{CO}_2 = \dots$; ж) $\text{H}_2 + \text{Br}_2 = \dots$; з) $\text{CuCl}_2 + \text{NaOH} = \dots$;

и) $\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = \dots$; к) $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \dots$

4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и H_2SO_4 ? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №8

1. Напишите формулы веществ: оксид хлора (VII), оксид марганца (VII), оксид магния, ортоборная кислота, соляная кислота, азотистая кислота, перманганат калия, дихромат натрия, гидроксид меди (II), гидроксид аммония.

2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они

относятся: $\text{Ti}(\text{OH})_2$, NiS , $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, P_2O_5 , PH_3 , H_3AsO_4 , $\text{Ni}(\text{OH})_2$, H_2O , HBr , Al_4C_3 . Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.

3. Напишите уравнения реакций:

а) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб}) = \dots$; б) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{KOH} = \dots$; в) $\text{NiSO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \dots$; г) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 = \dots$; д) $\text{MgCO}_3 \xrightarrow{t} \dots$; е) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{SO}_3 = \dots$; ж) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = \dots$; з) $\text{Li} + \text{H}_2\text{O} = \dots$; и) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} = \dots$; к) $\text{LiOH} + \text{FeCl}_3 = \dots$

4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции KOH и H_2S ? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{Fe} \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeCl}_2$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №9

1. Напишите формулы веществ: оксид кремния, оксид цинка, ортофосфат натрия, карбонат бария, йодид железа (II), гидроксид калия, гидроксид свинца, гидроксид стронция, сернистая кислота, кремниевая кислота.

2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они относятся: $\text{Bi}(\text{OH})_3$, HI , AgBr , H_2CO_3 , GaN , CaO , HgO , $\text{Mn}(\text{OH})_2$, Ca_3P_2 , Na_2SO_3 . Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.

3. Напишите уравнения реакций:

а) $\text{K} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) = \dots$; б) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \dots$; в) $\text{MgCl}_2 + \text{NaOH} = \dots$; г) $\text{P} + \text{O}_2 = \dots$; д) $\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t} \dots$; е) $\text{SiO}_2 + \text{KOH} = \dots$; ж) $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3 = \dots$; з) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaOH} = \dots$; и) $\text{Rb}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \dots$; к) $\text{HF} + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \dots$

4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и HBr ? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CaS}$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №10

1. Напишите формулы веществ: йодоводородная кислота, дихромовая кислота, серная кислота, хлорит калия, сульфид магния, хромат аммония, гидроксид рубидия, гидроксид хрома (II), оксид серы (IV), оксид марганца (IV).

2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они относятся: $\text{Sn}(\text{OH})_2$, K_2S , H_2S , PbO , SnSO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, AlN , Cs_2O , Ba_3P_2 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.

3. Напишите уравнения реакций:

а) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{O} = \dots$; б) $\text{FeO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$; в) $\text{Ca}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \dots$; г) $\text{K}_3\text{PO}_4 + \text{BaCl}_2 = \dots$; д) $\text{H}_2\text{S} + \text{NaOH} = \dots$; е) $\text{HBr} + \text{Al}_2\text{O}_3 = \dots$; ж) $\text{CO}_2 + \text{KOH} = \dots$; з) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = \dots$; и) $\text{Fe} + \text{S} = \dots$; к) $\text{Ba} + \text{H}_2\text{O} = \dots$

4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции HI и Fe(OH)₃? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $S \rightarrow H_2S \rightarrow PbS \rightarrow Pb(NO_3)_2 \rightarrow Pb(OH)_2$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №11

1. Напишите формулы веществ: сульфат аммония, хлорид хрома (III), нитрат свинца, оксид хрома (VI), оксид калия, оксид серебра (I), гидроксид алюминия, гидроксид цинка, йодоводородная кислота, сернистая кислота.

2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они относятся: H_2SiO_3 , Fe_2O_3 , $Mn(OH)_2$, KN_3 , $FeCl_2$, Na_2CO_3 , HF , $Pb(OH)_2$, AsP , Bi_2O_3 . Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.

3. Напишите уравнения реакций:

а) $Ca + H_2 = \dots$; б) $CO + O_2 = \dots$; в) $Al_2O_3 + K_2O = \dots$; г) $HI + Mg(OH)_2 = \dots$;

д) $Zn(NO_3)_2 + NaOH = \dots$; е) $CO_2 + H_2O = \dots$; ж) $Pb(NO_3)_2 + KI = \dots$; з) $P_2O_5 + Na_2O = \dots$;

и) $Cu(OH)_2 \xrightarrow{t} \dots$; к) $MnO + H_2SO_4 = \dots$

4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции H_2SO_4 и $LiOH$? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $(NH_4)_2SO_4 \rightarrow NH_4NO_3 \rightarrow N_2O \rightarrow N_2O_3 \rightarrow Ca(NO_2)_2$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №12

1. Напишите формулы веществ: хлорид алюминия, карбонат меди (II), ортофосфат натрия, оксид железа (II), оксид цезия, гидроксид лития, гидроксид меди (II), гидроксид железа (II), угольная кислота, хлорная кислота.

2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они относятся: Cu_2O , $BiCl_3$, SnF_2 , $Pb(OH)_2$, H_2S , $CaSiO_3$, FeO , CsH , HNO_2 , $Mn(OH)_2$, MgH_2 . Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.

3. Напишите уравнения реакций:

а) $H_3PO_4 + KOH = \dots$; б) $Pb(NO_3)_2 + K_2S = \dots$; в) $SO_2 + O_2 = \dots$; г) $N_2O_3 + H_2O = \dots$;

д) $S + Na = \dots$; е) $CuO + SO_2 = \dots$; ж) $AlCl_3 + NaOH = \dots$; з) $K_2O + NaOH = \dots$; и) $Li + H_2O = \dots$; к) $ZnO + KOH = \dots$

4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции HCl и $Ni(OH)_2$? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $Al \rightarrow Al_2S_3 \rightarrow Al(NO_3)_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №13

1. Напишите формулы веществ: серная кислота, азотная кислота, хлористая кислота, сульфид аммония, бромид свинца, оксид азота (V), оксид углерода (II), оксид ртути (II), гидроксид калия, гидроксид стронция.
2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они относятся: H_3PO_3 , HF , H_3BO_3 , ZnS , $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, AlPO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, NiO , SrO . Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.
3. Напишите уравнения реакций:
а) $\text{SiO}_2 + \text{CaO} = \dots$; б) $\text{Fe} + \text{HCl}_{(\text{разб.})} = \dots$; в) $\text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{S} = \dots$; г) $\text{Rb}_2\text{O} + \text{HCl} = \dots$;
д) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S} = \dots$; е) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{MgO} = \dots$; ж) $\text{Ag} + \text{S} = \dots$; з) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{K}_2\text{O} = \dots$;
и) $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \dots$; к) $\text{CO}_2 + \text{LiOH} = \dots$
4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и HBr ? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.
5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{Fe} \rightarrow \text{FeS} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №14

1. Напишите формулы веществ: фторид кальция, йодид железа (III), силикат марганца, гидроксид свинца, гидроксид хрома (III), гидроксид калия, ортоборная кислота, сероводородная кислота, оксид серы (VI), оксид марганца (IV).
2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они относятся: BaSO_3 , KClO , RbF , HNO_3 , H_2SO_4 , HClO , $\text{Ga}(\text{OH})_3$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, TiO_2 , Fe_2O_3 . Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.
3. Напишите уравнения реакций:
а) $\text{MnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$; б) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \xrightarrow{t} \dots$; в) $\text{Fe} + \text{O}_2 = \dots$; г) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = \dots$; д) $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} = \dots$;
е) $\text{AlCl}_3 + \text{LiOH} = \dots$; ж) $\text{NiSO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = \dots$; з) $\text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 = \dots$; и) $\text{KOH} + \text{ZnO} = \dots$;
к) $\text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{S} = \dots$
4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и HBr ? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.
5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{P}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaCl}_2$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №15

1. Напишите формулы веществ: нитрат железа (II), сульфид натрия, ортофосфат кальция, азотистая кислота, дихромовая кислота, оксид марганца (IV), оксид кремния, гидроксид бария, гидроксид рубидия, гидроксид цинка.
2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они

относятся: $\text{Bi}(\text{OH})_3$, $\text{Ti}(\text{OH})_2$, KOH , Al_2S_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, SrF_2 , SO_2 , Ag_2O , HClO_3 , H_2SO_4 . Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.

3. Напишите уравнения реакций:

- а) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 = \dots$; б) $\text{Ca} + \text{Cl}_2 = \dots$; в) $\text{CsCl} + \text{AgNO}_3 = \dots$; г) $\text{B}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = \dots$;
д) $\text{H}_2\text{S} + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 = \dots$; е) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \dots$; ж) $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{конц}) = \dots$; з) $\text{As}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = \dots$;
и) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \dots$; к) $\text{ZnO} + \text{KOH} = \dots$

4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и H_3PO_4 ? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{KAlO}_2$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №16

1. Напишите формулы веществ: ортоборат натрия, карбонат марганца, бромид цинка, оксид железа (III), оксид свинца (II), оксид азота (I), ортофосфорная кислота, йодоводородная кислота, гидроксид натрия, гидроксид железа (II).

2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они относятся: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, HgBr_2 , FeSiO_3 , HCl , H_2SO_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, LiOH , SO_3 , Cu_2O . Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.

3. Напишите уравнения реакций:

- а) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HF} = \dots$; б) $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$; в) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц}) = \dots$; г) $\text{AlCl}_3 + \text{KOH} = \dots$;
д) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{K}_2\text{S} = \dots$; е) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \dots$; ж) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} = \dots$; з) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \dots$;
и) $\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = \dots$; к) $\text{MgCO}_3 \xrightarrow{t} \dots$

4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и H_3PO_4 ? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №17

1. Напишите формулы веществ: гидроксид бериллия, гидроксид стронция, оксид лития, оксид никеля, оксид бора, фосфористая кислота, сероводородная кислота, силикат калия, сульфит железа (II), ортофосфат хрома (III).

2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они относятся: MnS , HgCl_2 , PbSO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, H_2SO_4 , HNO_3 , HF , CaO , Bi_2O_3 . Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.

3. Напишите уравнения реакций:

- а) $\text{KOH} + \text{HCl} = \dots$; б) $\text{Fe} + \text{HCl}(\text{конц.}) = \dots$; в) $\text{CuCl}_2 + \text{AgNO}_3 = \dots$; г) $\text{K}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 = \dots$;
д) $\text{K}_2\text{S} + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 = \dots$; е) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{AgNO}_3 = \dots$; ж) $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \dots$; з) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = \dots$;
и) $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \dots$; к) $\text{BiCl}_3 + \text{NaOH} = \dots$

4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и H_2SO_4 ? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №18

1. Напишите формулы веществ: угольная кислота, соляная кислота, фосфит лития, хромат свинца, карбонат аммония, гидроксид алюминия, гидроксид железа (II), оксид висмута (III), оксид калия, оксид фосфора (III).

2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они относятся: H_2SO_3 , HNO_3 , Cu_2O , N_2O_5 , CrO_3 , LiOH , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$, SnBr_2 , PbSiO_3 . Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.

3. Напишите уравнения реакций:

а) $\text{KBr} + \text{AgNO}_3 = \dots$; б) $\text{NO}_2 + \text{O}_2 = \dots$; в) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{NaOH} = \dots$; г) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = \dots$;
д) $\text{Rb}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \dots$; е) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} = \dots$; ж) $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) = \dots$; з) $\text{Li}_2\text{S} + \text{CuCl}_2 = \dots$;
и) $\text{HCl} + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \dots$; к) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KOH} = \dots$

4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и H_2SO_4 ? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{Ba} \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{BaO}$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №19

1. Напишите формулы веществ: гипохлорит натрия, сульфит аммония, хлорид стронция, гидроксид железа (III), гидроксид алюминия, гидроксид висмута (III), азотистая кислота, хромовая кислота, оксид титана (IV), оксид серебра (I).

2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они относятся: BaS , $\text{Ni}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Mg}(\text{ClO})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, V_2O_3 , FeO , Na_2O , H_2SO_4 , HF . Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.

3. Напишите уравнения реакций:

а) $\text{NaCl} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \dots$; б) $\text{Ca}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \dots$; в) $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} = \dots$; г) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \dots$;
д) $\text{C} + \text{O}_2 = \dots$; е) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S} = \dots$; ж) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{BaO} = \dots$; з) $\text{LiOH} + \text{ZnO} = \dots$;
и) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \dots$; к) $\text{Fe} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) = \dots$

4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции HCl и $\text{Ga}(\text{OH})_3$? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №20

1. Напишите формулы веществ: нитрат висмута (III), сульфат кобальта, сульфид никеля, гидроксид хрома (III), гидроксид олова (II), кремниевая кислота, ортофосфорная кислота, сероводородная кислота, оксид ртути (II), оксид калия.
2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они относятся: HgNO_3 , PbCO_3 , $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$, HI , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, SiO_2 , Cl_2O , $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Bi}(\text{OH})_3$, NaOH . Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.
3. Напишите уравнения реакций:
а) $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \dots$; б) $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \dots$; в) $\text{H}_2\text{S} + \text{BaCl}_2 = \dots$; г) $\text{B}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = \dots$;
д) $\text{K} + \text{S} = \dots$; е) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{NaOH} = \dots$; ж) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{O} = \dots$; з) $\text{FeBr}_2 + \text{AgNO}_3 = \dots$;
и) $\text{Li}_2\text{S} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = \dots$; к) $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{MnBr}_2 = \dots$
4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции H_2SO_4 и $\text{Ga}(\text{OH})_3$? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.
5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{Sn} \rightarrow \text{SnO} \rightarrow \text{SnCl}_2 \rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{K}_2\text{SnO}_2$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №21

1. Напишите формулы веществ: оксид хрома (III), оксид железа (II), оксид молибдена (VI), гидроксид хрома (III), гидроксид калия, гидроксид меди (II), серная кислота, фтороводородная кислота, сульфид марганца, гипохлорит калия.
2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они относятся: LiCl , BeS , TiBr_4 , H_2S , HNO_3 , V_2O_3 , Nb_2O_5 , Na_2O , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, KOH . Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.
3. Напишите уравнения реакций:
а) $\text{SnO} + \text{HCl} = \dots$; б) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg}(\text{OH})_2 = \dots$; в) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} = \dots$; г) $\text{Na} + \text{Cl}_2 = \dots$;
д) $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$; е) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = \dots$; ж) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \dots$; з) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaI} = \dots$;
и) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = \dots$; к) $\text{HNO}_2 + \text{NaOH} = \dots$
4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции H_2SO_4 и $\text{Bi}(\text{OH})_3$? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.
5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{Fe} \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeO}$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №22

1. Напишите формулы веществ: хлорат натрия, сульфат бериллия, карбонат марганца, азотная кислота, ортофосфорная кислота, хлорноватистая кислота, гидроксид меди (II), гидроксид свинца, оксид фосфора (III), оксид титана (IV).
2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они

относятся: CoCl_2 , $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$, CaSiO_3 , HI , H_2SO_4 , HClO , NaOH , $\text{Sr}(\text{OH})_2$, MgO , FeO . Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.

3. Напишите уравнения реакций:

а) $\text{MgCO}_3 \xrightarrow{t} \dots$; б) $\text{BaO} + \text{HCl} = \dots$; в) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{LiOH} = \dots$; г) $\text{HI} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \dots$;
д) $\text{CO}_2 + \text{FeO} = \dots$; е) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \dots$; ж) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \dots$; з) $\text{Fe} + \text{HCl}_{(\text{разб.})} = \dots$;
и) $\text{CaO} + \text{SiO}_2 = \dots$; к) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{KOH} = \dots$

4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции H_2SO_4 и $\text{Ni}(\text{OH})_2$? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №23

1. Напишите формулы веществ: карбонат аммония, фторид кальция, хлорат натрия, гидроксид магния, гидроксид железа (II), гидроксид лития, ортофосфорная кислота, йодоводородная кислота, оксид магния, оксид хрома (VI).

2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они относятся: CuS , MnBr_2 , NaNO_3 , H_2SiO_3 , HF , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, CaO , ZnO , $\text{Co}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$. Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.

3. Напишите уравнения реакций:

а) $\text{Cs}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \dots$; б) $\text{NiCl}_2 + \text{NaOH} = \dots$; в) $\text{B}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = \dots$; г) $\text{ZnO} + \text{KOH} = \dots$;
д) $\text{Cu} + \text{HNO}_3_{(\text{конц})} = \dots$; е) $\text{HF} + \text{Mg}(\text{OH})_2 = \dots$; ж) $\text{CoSO}_4 + \text{NaOH} = \dots$; з) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{HI} = \dots$;
и) $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} = \dots$; к) $\text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{O} = \dots$

4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции H_3PO_4 и $\text{Ni}(\text{OH})_2$? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №24

1. Напишите формулы веществ: карбонат лития, сульфид аммония, хлорид хрома (II), гидроксид галлия, гидроксид магния, ортоборная кислота, фтороводородная кислота, оксид бериллия, оксид азота (I), оксид хлора (VII).

2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они относятся: CoSO_4 , K_3PO_4 , NaCl , Rb_2O , SO_2 , NO , NaOH , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, HClO , H_2S . Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.

3. Напишите уравнения реакций:

а) $\text{F}_2 + \text{Na} = \dots$; б) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \dots$; в) $\text{MgCl}_2 + \text{AgNO}_3 = \dots$; г) $\text{CsOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$;
д) $\text{MgCO}_3 \xrightarrow{t} \dots$; е) $\text{Na}_2\text{O} + \text{Zn}(\text{OH})_2 = \dots$; ж) $\text{SO}_2 + \text{Cs}_2\text{O} = \dots$; з) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = \dots$;
и) $\text{Hg} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$; к) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaOH} = \dots$

4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции H_2SO_4 и $\text{Co}(\text{OH})_2$? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{Li} \rightarrow \text{Li}_2\text{O} \rightarrow \text{LiOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO}$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №25

1. Напишите формулы веществ: сульфид бария, дихромат калия, перхлорат калия, хлорноватистая кислота, соляная кислота, сероводородная кислота, оксид азота (II), оксид хрома (VI), гидроксид стронция, гидроксид марганца (II).

2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они относятся: SO_2 , BeO , Ga_2O_3 , H_2SO_4 , H_2CO_3 , H_3BO_3 , $\text{Ni}(\text{OH})_2$, RbOH , SrCl_2 , ZnBr_2 . Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.

3. Напишите уравнения реакций:

а) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = \dots$; б) $\text{KOH} + \text{HCl} = \dots$; в) $\text{Mg}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \dots$; г) $\text{LiCl} + \text{AgNO}_3 = \dots$;

д) $\text{Sn} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) = \dots$; е) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \dots$; ж) $\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = \dots$; з) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{KOH} = \dots$;

и) $\text{SO}_2 + \text{MnO} = \dots$; к) $\text{Ba} + \text{S} = \dots$

4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции H_2S и $\text{Ni}(\text{OH})_2$? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №26

1. Напишите формулы веществ: азотная кислота, хлорная кислота, оксид серы (VI), оксид марганца (IV), карбонат калия, сульфат кобальта, нитрат галлия (III), гидроксид лития, гидроксид железа (III), гидроксид цезия.

2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они относятся: V_2O_3 , ZnO , K_2O , $\text{Ga}(\text{OH})_3$, LiOH , K_2S , BiCl_3 , LiSO_4 , HF , HNO_2 . Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.

3. Напишите уравнения реакций:

а) $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$; б) $\text{H}_2 + \text{O}_2 = \dots$; в) $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) = \dots$; г) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{NaOH} = \dots$;

д) $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} = \dots$; е) $\text{V}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = \dots$; ж) $\text{Na}_2\text{O} + \text{V}_2\text{O}_3 = \dots$; з) $\text{BeO} + \text{Na}_2\text{O} = \dots$;

и) $\text{Ni}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \dots$; к) $\text{LiOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \dots$

4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции H_2SO_4 и $\text{Mn}(\text{OH})_2$? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{F}_2 \rightarrow \text{HF} \rightarrow \text{CaF}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №27

1. Напишите формулы веществ: оксид фосфора (III), оксид цезия, оксид железа (II), йодоводородная кислота, угольная кислота, хромовая кислота, гидроксид калия, гидроксид железа (II), нитрат кобальта, ортофосфат железа (II).
2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они относятся: GeO , K_2O , Cu_2O , H_2SO_3 , HCl , HBr , $\text{Ni}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, RbF , LiNO_2 . Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.
3. Напишите уравнения реакций:
а) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \dots$; б) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \dots$; в) $\text{K}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_5 = \dots$; г) $\text{Zn} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) = \dots$;
д) $\text{KI} + \text{AgNO}_3 = \dots$; е) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Mg}(\text{OH})_2 = \dots$; ж) $\text{CuSO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \dots$; з) $\text{BeO} + \text{K}_2\text{O} = \dots$;
и) $\text{FeO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$; к) $\text{I}_2 + \text{H}_2 = \dots$
4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции HI и $\text{Zn}(\text{OH})_2$? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.
5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO}$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №28

1. Напишите формулы веществ: оксид хрома (II), оксид бора, оксид ванадия (V), сульфат железа (II), карбонат аммония, бромид магния, гидроксид хрома (II), гидроксид бериллия, ортофосфорная кислота, сероводородная кислота.
2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они относятся: CoO , SrO , Li_2O , H_2SO_4 , HF , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, MnS , $\text{Li}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sb}(\text{OH})_2$. Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.
3. Напишите уравнения реакций:
а) $\text{RbOH} + \text{HCl} = \dots$; б) $\text{MgO} + \text{P}_2\text{O}_5 = \dots$; в) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \dots$; г) $\text{Cs}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \dots$;
д) $\text{Sn} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) = \dots$; е) $\text{P} + \text{O}_2 = \dots$; ж) $\text{SnCl}_2 + \text{AgNO}_3 = \dots$; з) $\text{SO}_2 + \text{O}_2 = \dots$;
и) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{O} = \dots$; к) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \dots$
4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции HBr и $\text{Sn}(\text{OH})_2$? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.
5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{Sn} \rightarrow \text{SnO} \rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{SnCl}_2 \rightarrow \text{AgCl}$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №29

1. Напишите формулы веществ: оксид фосфора (III), оксид рубидия, гидроксид лития, гидроксид кальция, гидроксид кобальта, хромовая кислота, сернистая кислота, перхлорат магния, сульфид цинка.
2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они

относятся: $\text{Co}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, P_2O_5 , NiO , SO_3 , HNO_3 , HBr , KClO , MgS , KMnO_4 . Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.

3. Напишите уравнения реакций:

а) $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{S} = \dots$; б) $\text{Ag} + \text{S} = \dots$; в) $\text{Na}_2\text{O} + \text{Be}(\text{OH})_2 = \dots$; г) $\text{Sb} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \dots$;

д) $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \dots$; е) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \dots$; ж) $\text{CuSO}_4 + \text{CaCl}_2 = \dots$; з) $\text{V}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{O} = \dots$; и) $\text{LiOH} + \text{H}_2\text{S} = \dots$; к) $\text{P}_2\text{O}_3 + \text{O}_2 = \dots$

4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции HBr и $\text{Sr}(\text{OH})_2$? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaCl}_2$.

Индивидуальное задание «Основные классы неорганических соединений»

ВАРИАНТ №30

1. Напишите формулы веществ: перманганат натрия, сульфит стронция, карбонат аммония, оксид серы (VI), оксид бора, оксид железа (II), гидроксид бария, гидроксид натрия, азотистая кислота, борная кислота.

2. Назовите следующие соединения по современной номенклатуре и укажите, к какому классу неорганических соединений (кислоты, соли, основания, оксиды, бинарные соединения) они относятся: V_2O_3 , CaO , Cl_2O_7 , H_2S , HBr , HNO_2 , NaF , ZnSO_3 , $\text{Mn}(\text{OH})_2$, CsOH . Напишите уравнения электролитической диссоциации этих соединений.

3. Напишите уравнения реакций:

а) $\text{Mg} + \text{S} = \dots$; б) $\text{V}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = \dots$; в) $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \dots$; г) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \dots$;

д) $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \dots$; е) $\text{MnO} + \text{SO}_2 = \dots$; ж) $\text{FeO} + \text{O}_2 = \dots$; з) $\text{Cu} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \dots$;

и) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{O} = \dots$; к) $\text{MnCO}_3 \xrightarrow{t} \dots$

4. Какие продукты могут быть получены в результате реакции HF и $\text{Ga}(\text{OH})_3$? Напишите уравнения реакций, укажите типы образующихся солей (кислая, основная, нормальная), дайте названия полученным соединениям.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnO}$.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Приведите классификацию химических соединений.
2. Что такое бинарные соединения? Какие типы бинарных соединений вы знаете? Номенклатура бинарных соединений.
3. Что такое электролит? Дайте определение электролитической диссоциации.
4. Дайте определение оксидам, приведите классификацию и номенклатуру оксидов.
5. Какие оксиды относятся к основным? Приведите их химические свойства.
6. Какие оксиды относятся к кислотным? Приведите их химические свойства.
7. Какие оксиды относятся к амфотерным. Приведите их химические свойства.
8. Что такое кислоты? Приведите их классификацию и номенклатуру.
9. Приведите химические свойства кислот.
10. Дайте определение основаниям, приведите их классификацию и номенклатуру.

11. Приведите химические свойства оснований.
12. Приведите химические свойства амфотерных оснований.
13. Что такое соли? Приведите их классификацию и номенклатуру.
14. Приведите химические свойства солей.

ТЕМА 3. СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Планетарная модель строения атома (модель Резерфорда). Квантовая (современная) модель строения атома. Волновая функция. Электронное облако. Атомная орбиталь. Энергетические уровни и подуровни. Квантовые числа. Строение многоэлектронных атомов. Правило Клечковского. Правило Гунда. Принцип Паули. Периодический закон. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Особенности строения многоэлектронных атомов. Электронные аналоги. Периодическое изменение свойств элементов. Энергия ионизации. Сродство к электрону. Электроотрицательность. Радиусы атомов и ионов.

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

В основе современной (квантовой) модели строения атома лежит *планетарная модель Резерфорда*, которая основана на следующих положениях:

- в центре атома находится положительно заряженное ядро, занимающее малую часть пространства внутри атома;
- весь положительный заряд и почти вся масса атома сосредоточены в его ядре;
- вокруг ядра вращаются отрицательно заряженные электроны, которые компенсируют положительный заряд ядра; в целом атом электронейтрален.

Т.к. определить положение электрона в атоме нельзя достаточно точно, в современной модели строения атома его движение рассматривается как волновой процесс. При этом можно лишь оценить вероятность нахождения электрона в определенный момент времени в определенной точке пространства. Движение электрона описывается с помощью уравнения Шредингера, которое связывает его энергию с пространственными координатами и *волновой функцией Ψ* , соответствующей амплитуде волнового процесса. Значение Ψ^2 определяет вероятность обнаружения частицы в определенный момент времени в определенной точке пространства. Чем выше значение Ψ^2 , тем больше вероятность, что электрон проявит здесь свое действие в каком-либо физическом процессе. Графическое отображение совокупности положений электрона в пространстве в разные моменты времени называется *электронным облаком*. В той области, где плотность размещения точек больше, там чаще обнаруживается электрон. Плотность электронного облака максимальна на определенном расстоянии от ядра. Вблизи ядра электронная плотность равна нулю. Пространство вокруг ядра, где существует наибольшая вероятность обнаружить электрон, называется *атомной орбиталью*.

Совокупность орбиталей одного размера, где находятся электроны с одинаковой энергией, называется *электронным слоем* или *энергетическим уровнем*.

Движение электрона в атоме описывается с помощью четырех *квантовых чисел*. *Главное квантовое число n* определяет энергию электрона в атоме. n может принимать положительные целочисленные значения (1, 2, 3 и т.д.). Состояние электрона, характеризующееся определенным значением главного квантового числа, принято называть энергетическим уровнем. Наименьшая энергия у электронов, находящихся на первом энергетическом уровне, около ядра, т.е. у которых n

= 1. Главное квантовое число определяет также размер электронного облака. Чем меньше значение главного квантового числа, тем меньше размер электронного облака и наоборот.

Орбитальное квантовое число l отвечает за форму электронного облака и может принимать целочисленные значения от 0 до $(n-1)$. Каждому значению l соответствует своя форма электронного облака. При $l = 0$ орбитали имеют форму сферы (*s-орбитали*), при $l = 1$ - форму объемной восьмерки (*p-орбитали*), при $l=2$ (*d-орбитали*) и $l=3$ (*f-орбитали*) - более сложную форму. В пределах одного энергетического уровня энергия электронов может меняться, т.е. уровень расщепляется на *энергетические подуровни*. Каждый энергетический подуровень объединяет орбитали определенной формы и имеет соответствующее значение l . В связи с этим говорят об *s-подуровне*, *p-подуровне*, *d-подуровне* и т.д. Электроны, находящиеся на энергетическом подуровне с определенным значением l называются соответственно *s-электроны*, *p-электроны*, *d-электроны* и т.д. В пределах одного энергетического уровня энергия подуровней повышается в следующем порядке: *s-подуровень*, *p-подуровень*, *d-подуровень*, *f-подуровень*.

За ориентацию орбиталей в пространстве отвечает **магнитное квантовое число m** . Магнитное квантовое число может принимать значения от $-l$ до $+l$, включая 0. Для каждого типа орбитали, т.е. для каждого значения l существует свой набор магнитных квантовых чисел. Для *s-орбиталей* ($l=0$) магнитное квантовое число принимает одно значение $m = 0$. Т.е. вариант ориентации *s-орбитали* в пространстве только один, т.к. она имеет сферическую симметрию. Таким образом, *s-подуровень* включает в себя одну *s-орбиталь*. Для *p-орбиталей* ($l=1$) магнитное квантовое число может принимать три значения $(+1, 0, -1)$. Т.о. *p-орбиталь* может ориентироваться в пространстве в трех направлениях и *p-подуровень* включает в себя три *p-орбитали*. Для *d-орбиталей* ($l=2$) магнитное квантовое число принимает пять значений $(-2, -1, 0, +1, +2)$. Соответственно, *d-орбитали* могут принимать 5 положений в пространстве и *d-подуровень* включает в себя пять *d-орбиталей*. Для *f-орбиталей* ($l=3$) магнитное квантовое число может принимать 7 значений $(-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3)$. Т.е. этот тип орбиталей может иметь 7 положений в пространстве и, соответственно, *f-подуровень* включает 7 орбиталей.

Спиновое квантовое число s характеризует спин электрона. **Спин** – это собственный момент импульса электрона, не связанный с его движением вокруг ядра. Спиновое квантовое число может иметь лишь два значения: $+\frac{1}{2}$ (условное обозначение \uparrow) или $-\frac{1}{2}$ (условное обозначение \downarrow). Когда два электрона имеют различные значения s , их магнитные моменты направлены противоположно и компенсируют друг друга. Такие спины называют **антипараллельными**. При одинаковых спинах обоих электронов спины называются **параллельными**.

Заполнение энергетических уровней и подуровней многоэлектронных атомов производится в соответствии с некоторыми правилами. Согласно **принципу Паули**, в атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковыми. Из этого следует, что на каждой орбитали могут находиться только два электрона с антипараллельными спинами. Таким образом, максимальное число электронов на *s-подуровне* равно 2, на *p-подуровне* – 6, на *d-подуровне* – 10, на *f-подуровне* – 14. **Правило Клечковского** определяет заполнение энергетических уровней и подуровней у многоэлектронных атомов. Заполнение происходит в порядке возрастания суммы чисел $n+l$, а при равных условиях – в порядке возрастания n . Таким образом, последовательность заполнения уровней можно представить следующим образом: $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 5d, 4f, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p$. **Правило Гунда:** в данном подуровне электроны стремятся занять энергетические состояния таким образом, чтобы их суммарный спин был максимален. После того как все орбитали данного энергетического подуровня заселены одним

электроном, далее заполнение происходит согласно принципу Паули: на каждую орбиталь заселяется второй электрон с антипараллельным спином.

Периодический закон: свойства элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов или порядкового номера элемента. Выражением периодического закона служит таблица, получившая название **периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева**. Она отражает глубокие закономерности электронного строения атомов. Таблица Менделеева состоит из 7 периодов (горизонтальных строк) и 8 групп (вертикальных столбцов). Каждый последующий элемент имеет на 1 электрон больше, чем предыдущий. Порядковый номер элемента равен заряду ядра и количеству электронов в электронной оболочке. Все элементы в периодической системе делятся на 4 семейства: *s*, *p*, *d*, *f* – элементы (в зависимости от того какой энергетический подуровень заполняется последним). *s*-, *d*-, *f*-элементы являются металлами, *p*-элементы могут проявлять как металлические, так и неметаллические свойства. Периоды в таблице Менделеева делятся на малые (1-3) и большие (4-7). Малые периоды начинаются с *s*-элементов и заканчиваются *p*-элементами. В 4-5 периодах между *s*- и *p*-элементами находятся *d*-элементы, в 6-7 периодах между *s*-элементами находятся *d*- и *f*-элементы. Заполнение энергетических уровней и подуровней в таблице происходит согласно правилу Клечковского. У некоторых элементов наблюдается «провал» электрона, когда электрон с внешнего энергетического уровня переходит на предвнешний энергетический уровень. Это обусловлено устойчивостью электронных конфигураций с полностью (s^2, p^6, d^{10}, f^{14}) или наполовину заполненными электронными оболочками (p^3, d^5, f^7). Группы в периодической системе делятся на **главные** и **побочные подгруппы**. В главных подгруппах находятся элементы, у которых последним заполняется внешний энергетический уровень (*s*- и *p*-элементы). В побочных подгруппах находятся элементы, у которых последним заполняется предвнешний энергетический уровень (*d*- и *f*-элементы). Элементы в подгруппах имеют одинаковые электронные конфигурации внешних электронных оболочек и называются **электронными аналогами**. Например, элементы главной подгруппы VII группы имеют конфигурацию внешнего энергетического уровня s^2p^5 , являются электронными аналогами и проявляют сходные химические свойства.

Так как электронное строение атомов химических элементов изменяется периодически, то периодически изменяются и свойства элементов.

Радиусы атомов в периодах слева направо уменьшаются, т.к. при одинаковом числе электронных слоев возрастает заряд ядра, а следовательно возрастает притяжение электронов к ядру. В группах сверху вниз радиусы атомов увеличиваются, т.к. возрастает число энергетических уровней. Радиусы положительно заряженных ионов меньше радиусов соответствующих атомов, а радиусы отрицательно заряженных ионов больше радиусов соответствующих атомов. Изменение размеров ионов по периодам и группам происходит аналогично изменению атомных радиусов.

Химические свойства элементов определяются способностью атома отдавать или присоединять электрон. **Восстановительные свойства** – способность атома отдавать электроны. Восстановительные свойства характерны для металлов, у которых небольшое количество электронов на внешнем энергетическом уровне. **Окислительные свойства** – способность атома принимать электроны. Количественно эта способность характеризуется энергией ионизации и сродством к электрону. Окислительные свойства больше характерны для неметаллов, у которых на внешнем энергетическом уровне находится большое количество электронов.

Энергия ионизации (потенциал ионизации) I – это энергия, которую необходимо затратить для отрыва и удаления электрона от атома, измеряется в Дж или эВ. При отрыве электрона атом превращается в положительно заряженный ион. Чем ниже значение I , тем легче

атом отдает электрон, тем выше его восстановительная способность и тем ярче выражены металлические свойства. В группах сверху вниз происходит уменьшение энергии ионизации, т.к. возрастает количество электронных слоев, увеличиваются радиусы атомов, при этом промежуточные электронные слои экранируют ядро от внешних электронов, происходит ослабление связи внешних электронов с ядром. У элементов одного периода слева направо энергии ионизации постепенно увеличиваются, т.к. увеличивается число электронов на внешнем энергетическом уровне и возрастает их притяжение к ядру. В связи с этим по периодам слева направо снижается восстановительная способность элементов и усиливаются их окислительные свойства. Таким образом, при движении по периоду слева направо ослабляются металлические свойства и нарастают неметаллические. Энергия ионизации имеет наименьшие значения у элементов, которые имеют малое количество электронов на внешнем энергетическом уровне, например у элементов главных подгрупп I и II группы, электронная конфигурация внешних электронов у которых s^1 и s^2 соответственно.

Сродство к электрону \mathcal{E} – энергия, которая выделяется при присоединении электрона к атому или молекуле (измеряется в Дж или эВ). Атомы, принимая электроны, превращаются в отрицательно заряженные ионы. В периодах слева направо сродство к электрону увеличивается, т.к. увеличивается число электронов на внешнем энергетическом уровне, возрастает притяжение электронов к ядру и окислительная способность элементов. В группах сверху вниз сродство к электрону, как правило, уменьшается, что говорит о понижении окислительной способности. Наибольшим сродством к электрону обладают элементы, у которых большое число электронов на внешнем энергетическом уровне, например элементы главной подгруппы VII группы, имеющие конфигурацию внешнего энергетического уровня s^2p^5 .

Электроотрицательность \mathcal{EO} – это способность атома стягивать на себя электронную плотность. Электроотрицательность элементов возрастает по периоду слева направо, а в группах сверху вниз уменьшается. Чем выше \mathcal{EO} , тем больше окислительная способность элемента. Самые высокие значения электроотрицательностей имеют элементы главной подгруппы VII группы, самые низкие – элементы главной подгруппы I группы.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

1. Электронная конфигурация атомов и ионов

Задача 1.

Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: а) Sc; б) I^- ; в) Ni^{2+} .

Алгоритм решения:

а) Sc.

Определим порядковый номер элемента по периодической системе Д.И. Менделеева. Sc находится в 4 периоде, в III группе и имеет порядковый номер 21. Порядковый номер показывает количество электронов у данного атома, т.е. атом Sc имеет 21 электрон. Заполнение энергетических уровней и подуровней происходит согласно правилу Клечковского, в порядке возрастания энергии подуровней. Для написания электронной конфигурации можно воспользоваться энергетическим рядом, который отображает порядок заполнения энергетических уровней и подуровней:

$1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 5d, 4f, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p$. При записи электронной конфигурации необходимо помнить, какое число электронов может включать в себя подуровень каждого типа. s -подуровень могут заселять только 2 электрона, p -подуровень – 6 электронов, d -подуровень – 10 электронов и f -подуровень – 14 электронов. С учетом вышеизложенного, электронная конфигурация атома Sc будет выглядеть следующим образом: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$. В данном случае заполнение $4s$ -подуровня происходит раньше, чем заполнение $3d$ -подуровня. В соответствии с правилом Клечковского заполнение энергетических подуровней происходит в порядке возрастания суммы квантовых чисел $(n+l)$ (где n – главное квантовое число; l – орбитальное квантовое число), а при равных условиях – в порядке возрастания n . Проведем проверку: для $3d$ -подуровня $n = 3$, $l = 2$, т.е. сумма $(n+l) = 5$; для $4s$ -подуровня $n = 4$, $l = 0$, т.е. сумма $(n+l) = 4$. Таким образом, сумма $(n+l)$ для подуровня $4s$ меньше, соответственно, заполнение этого энергетического подуровня будет происходить раньше, чем заполнение $3d$ -подуровня. Проверим общее число электронов – оно равно 21. Значит, электронная конфигурация записана верно.

б) I^- .

Сначала запишем электронную конфигурацию атома I. Элемент I находится в 5 периоде, в VII группе периодической системы, и имеет порядковый номер 53. Согласно правилу Клечковского, электронная конфигурация атома I будет выглядеть следующим образом: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$. При записи электронной конфигурации отрицательно заряженных ионов используют те же правила, что и при записи электронной конфигурации атомов. При этом количество электронов для отрицательно заряженного иона будет больше, чем у атома на число, равное величине заряда. Для иона I^- заряд равен -1, следовательно, атом I принял 1 электрон и превратился в отрицательно заряженный ион: $I + e = I^-$. Электроны заселяются при этом на внешний энергетический уровень (с наибольшим значением n), который является не полностью заполненным (для I этот уровень с $n=5$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^{5+1}$. Тогда электронная конфигурация иона I^- будет выглядеть следующим образом: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$.

в) Ni^{2+} .

Сначала запишем электронную конфигурацию атома Ni. Элемент Ni находится в 4 периоде, в VIII группе периодической системы, и имеет порядковый номер 28. Согласно правилу Клечковского, электронная конфигурация атома Ni будет выглядеть следующим образом: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$. При записи электронной конфигурации положительно заряженных ионов используют те же правила, что и при записи электронной конфигурации атомов. При этом количество электронов для положительно заряженного иона будет меньше, чем у атома на число, равное величине заряда. Для иона Ni^{2+} заряд равен +2, следовательно, атом Ni отдал 2 электрона и превратился в положительно заряженный ион: $Ni - 2e = Ni^{2+}$. В первую очередь атом отдает электроны с внешнего энергетического уровня (с наибольшим значением n), а затем уже с предвнешнего энергетического уровня (в зависимости от заряда иона). Атом никеля отдает два электрона с внешнего энергетического уровня ($n = 4$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$. Тогда электронная конфигурация иона Ni^{2+} будет выглядеть следующим образом: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^8$.

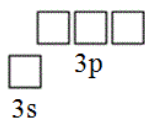
2. Положение элемента в периодической системе. Валентность. Квантовые числа.

Задача 2.1.

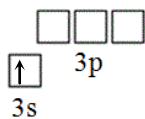
В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент Cl? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.

Алгоритм решения:

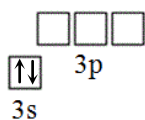
Элемент Cl находится в 3 периоде, в главной подгруппе VII группы периодической системы. Для того, чтобы определить, к какому семейству относится этот элемент, необходимо записать его электронную конфигурацию. Электронная конфигурация атома Cl согласно правилу Клечковского: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Последним у атома Cl заполняется p -подуровень, т.е. этот элемент относится к семейству p -элементов. У элементов главных подгрупп валентными электронами являются электроны внешнего энергетического уровня. Для атома Cl валентными являются электроны внешнего энергетического уровня - $3s^2 3p^5$. Максимальная валентность этого элемента равна числу валентных электронов, т.е. 7. Приведем электронно-графическое изображение валентных электронов $3s^2 3p^5$. Заполнение энергетических уровней и подуровней происходит согласно правилу Гунда и принципу Паули.



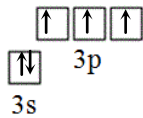
В первую очередь заполняется $3s$ – подуровень. Согласно правилу Гунда, заполнение орбиталей происходит таким образом, чтобы суммарный спин электронов был максимален. Заселяем один электрон на $3s$ -подуровень. При этом спин электрона максимален и равен $+ \frac{1}{2}$ (графическое изображение проекции спина указывается стрелочкой)



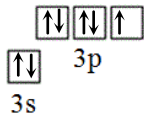
Согласно принципу Паули, на одной атомной орбитали могут находиться только два электрона, которые имеют антипараллельные спины. Таким образом, второй электрон заселяется на $3s$ -орбиталь со спином, равным $-\frac{1}{2}$.



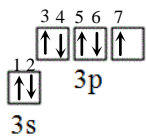
Далее заполняется $3p$ -подуровень, согласно правилу Гунда. В каждую орбиталь заселяется по одному электрону, таким образом, чтобы суммарный спин был максимален.



Таким образом, на $3p$ -подуровень заселяются три p -электрона со спином $+1/2$. Еще два p -электрона заселяются на $3p$ -подуровень согласно принципу Паули с антипараллельным спином, т.е. со спином $-1/2$.



Используя электронно-графическое изображение, опишем состояние валентных электронов с помощью квантовых чисел. Итак, у атома Cl имеется 7 валентных электронов. Пронумеруем валентные электроны.



Каждый электрон характеризуется набором четырех квантовых чисел – n, l, m, s .

Главное квантовое число n отвечает за энергию электрона, т.е. за номер энергетического уровня, на котором находится электрон. Таким образом, у всех семи электронов $n=3$.

Побочное (орбитальное) квантовое число l отвечает за форму электронного облака, т.е. указывает на подуровень, на котором находится электрон. Электроны №1,2 находятся на s -подуровне, которому соответствует значение $l = 0$, электроны №3-7 находятся на p -подуровне, которому соответствует значение $l = 1$.

Магнитное квантовое число m отвечает за ориентацию орбиталей в пространстве. Электроны №1,2 находятся на s -орбитали, которая имеет сферическую форму, поэтому проекция этой орбитали на выбранную ось всегда будет иметь одно значение $m=0$. Электроны №3-7 находятся на p -орбиталях, проекция которых на выбранную ось в пространстве может принимать 3 значения ($-1, 0, +1$). Т.е. каждый из пяти p -электронов находится на своей p -орбитали, определенным образом ориентированной в пространстве, и имеет свое значение m , которое мы можем задать произвольно. Например, электроны №3,4 имеют значение $m = -1$, электроны №5,6 – $m = 0$, электрон №7 – $m = +1$.

Спиновое квантовое число s показывает проекцию спина на выбранную ось в пространстве. Оно может быть равно $-1/2$ и $+1/2$. Электроны №1,3,5,7 имеют спиновое квантовое число, равное $+1/2$, а электроны 2,4,6 – спиновое квантовое число $-1/2$.

Занесем данные в таблицу:

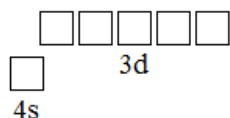
№	n	l	m	s
1	3	0	0	$+1/2$
2	3	0	0	$-1/2$
3	3	1	-1	$+1/2$
4	3	1	-1	$-1/2$
5	3	1	0	$+1/2$
6	3	1	0	$-1/2$
7	3	1	+1	$+1/2$

Задача 2.2.

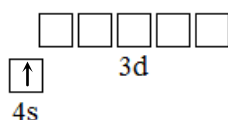
В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент Cr? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.

Алгоритм решения:

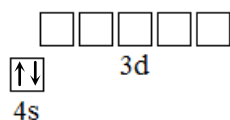
Элемент Cr находится в 4 периоде, в побочной подгруппе VI группы периодической системы. Для того, чтобы определить, к какому семейству относится этот элемент, необходимо записать его электронную конфигурацию. Электронная конфигурация атома Cr согласно правилу Клечковского должна выглядеть следующим образом: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$. Однако в данном случае происходит «провал электрона» с $4s$ -подуровня на $3d$ -подуровень, т.к. половинное заполнение подуровня $3d^5$ является более энергетически выгодным. Таким образом, электронная конфигурация атома Cr имеет вид: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$. Последним у атома Cr заполняется d -подуровень (согласно правилу Клечковского, $3d$ -подуровень будет заполняться после $4s$ -подуровня), т.е. этот элемент относится к семейству d -элементов. У элементов побочных подгрупп валентными электронами являются электроны внешнего и предвнешнего энергетического уровня. Для атома Cr валентными являются электроны внешнего энергетического уровня - $4s$ и предвнешнего энергетического уровня - $3d$. Т.е. валентные электроны атома Cr имеют электронную конфигурацию $4s^1 3d^5$. Максимальная валентность этого элемента равна числу валентных электронов, т.е. 6. Приведем электронно-графическое изображение валентных электронов. Заполнение энергетических уровней и подуровней происходит согласно правилу Гунда и принципу Паули.



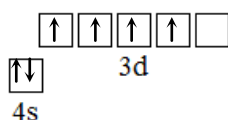
В первую очередь заполняется $4s$ – подуровень. Согласно правилу Гунда, заполнение орбиталей происходит таким образом, чтобы суммарный спин электронов был максимален. Заселяем один электрон на $4s$ -подуровень. При этом спин электрона максимален и равен $+ \frac{1}{2}$ (графическое изображение проекции спина указывается стрелочкой).



Второй электрон заселяется на $4s$ -подуровень согласно принципу Паули со спином, равным $-\frac{1}{2}$:



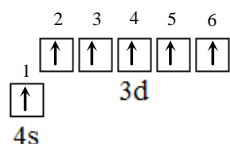
Далее заполняется $3d$ -подуровень, согласно правилу Гунда. В каждую орбиталь заселяется по одному электрону, таким образом, чтобы суммарный спин был максимален.



В данном случае для $3d$ -подуровня суммарный спин имеет максимальное значение $+2$. Далее происходит «провал электрона», характерный для некоторых элементов периодической системы, когда половинное или полное заполнение предвнешнего энергетического уровня является более выгодным энергетически. Происходит половинное заполнение d -подуровня ($3d^5$).



Используя электронно-графическое изображение, опишем состояние валентных электронов с помощью квантовых чисел. Итак, у атома Cr имеется 6 валентных электронов. Пронумеруем валентные электроны.



Каждый электрон характеризуется набором четырех квантовых чисел – n, l, m, s .

Главное квантовое число n отвечает за энергию электрона, т.е. за номер энергетического уровня, на котором находится электрон. Таким образом, у электрона №1 $n=4$, у электронов №2-6 $n=3$.

Побочное (орбитальное) квантовое число l отвечает за форму электронного облака, т.е. указывает на подуровень, на котором находится электрон. Электрон №1 находится на s -подуровне, которому соответствует значение $l = 0$, электроны №2-6 находятся на d -подуровне, которому соответствует значение $l = 2$.

Магнитное квантовое число m отвечает за ориентацию орбиталей в пространстве. Электрон №1 находится на s -орбитали, которая имеет сферическую форму, поэтому проекция этой орбитали на выбранную ось всегда будет иметь одно значение $m=0$. Электроны №2-6 находятся на d -орбиталях, проекция которых на выбранную ось в пространстве может принимать 5 значений ($-2, -1, 0, +1, +2$). Т.е. каждый из пяти d -электронов находится на своей d -орбитали, определенным образом ориентированной в пространстве, и имеет свое значение m , которое мы можем задать произвольно. Например, электрон №2 имеет значение $m = -2$, электрон №3 – $m = -1$, электрон №4 – $m = 0$, электрон №5 – $m = +1$, электрон №6 – $m = +2$.

Спиновое квантовое число s показывает проекцию спина на выбранную ось в пространстве. Она может быть равна $-\frac{1}{2}$ и $+\frac{1}{2}$. В данном для всех электронов $s = +\frac{1}{2}$.

Занесем данные в таблицу:

№	n	l	m	s
1	4	0	0	$+\frac{1}{2}$
2	3	2	-2	$+\frac{1}{2}$
3	3	2	-1	$+\frac{1}{2}$
4	3	2	0	$+\frac{1}{2}$
5	3	2	1	$+\frac{1}{2}$
6	3	2	2	$+\frac{1}{2}$

3. Окислительно-восстановительные свойства элементов

Задача 3.1

В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на $6s^2 4f^{14} 5d^5$. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.

Алгоритм решения:

Определим, в каком периоде находится этот элемент. Номер периода соответствует максимальному значению главного квантового числа n . Энергетический уровень с максимальным значением n является внешним. В данном случае внешним энергетическим уровнем является уровень с максимальным значением $n=6$. Т.е. у этого элемента заполняются 6 энергетических уровней - это элемент 6 периода. Семейство элементов определяется по типу энергетического подуровня, который заполняется у элемента последним. Поскольку последним заполняется предвнешний $5d$ -подуровень (подуровень заполнен неполностью), элемент относится к семейству d -элементов. Определим, в какой подгруппе находятся эти элементы. Элементы, у которых заполняется последним внешний энергетический уровень (s -, p -элементы) находятся в главных подгруппах, а элементы у которых последним заполняется предвнешний энергетический уровень (d -, f -элементы) находятся в побочных подгруппах. Последним заполняется предвнешний $5d$ -подуровень, значит этот элемент находится в побочной подгруппе. Максимальная валентность элементов определяется числом валентных электронов или номером группы, в которой находится элемент. Для элементов главных подгрупп валентными электронами являются электроны внешнего энергетического уровня, для элементов побочных подгрупп – электроны внешнего и предвнешнего энергетических уровней. Для данного элемента валентными являются электроны внешнего энергетического уровня - $6s^2$ и предвнешнего энергетического уровня - $5d^5$. Таким образом, этот элемент имеет всего 7 валентных электронов. То есть максимальная валентность этого элемента равна 7 и соответствует номеру группы (VII) периодической системы. Определим этот элемент. Этот элемент находится в 6 периоде, в побочной подгруппе VII группы. Этот элемент – Re. Свойства элемента можно определить исходя из его электронной конфигурации. Они обусловлены, как правило, числом электронов на внешнем энергетическом уровне. При малом количестве электронов на внешнем энергетическом уровне (1-3 электрона), элемент способен легко отдавать электроны (обладает восстановительными свойствами), превращаясь в положительно заряженные ионы и приобретая устойчивую электронную конфигурацию. При большом количестве электронов на внешнем энергетическом уровне (4-7), элемент легко приобретает электроны (обладает окислительными свойствами), превращаясь в отрицательно заряженные ионы и приобретая устойчивую электронную конфигурацию. Устойчивой конфигурацией является полное заполнение энергетических уровней и подуровней (s^2, p^6, d^{10}, f^{14}), либо половинное заполнение энергетических подуровней (p^3, d^5, f^7). Так как на внешнем энергетическом уровне у Re находится всего 2 электрона ($6s^2$), элемент обладает восстановительными свойствами и является металлом. Он может отдавать эти электроны, приобретая устойчивую конфигурацию $6s^0 4f^{14} 5d^5$. ($4f^{14}$ – полное заполнение подуровня; $5d^5$ -половинное заполнение подуровня)

Задача 3.2.

В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на $4s^24p^5$. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.

Алгоритм решения:

Для данного элемента внешним энергетическим уровнем является уровень с максимальным значением $n=4$, т.е. у него заполняются 4 энергетических уровня - это элемент 4 периода. Последним заполняется внешний $4p$ -подуровень (подуровень заполнен неполностью), значит элемент относится к семейству p -элементов. Последним заполняется внешний $4p$ -подуровень, следовательно, элемент находится в главной подгруппе. Валентными являются электроны внешнего энергетического уровня $4s^24p^5$. Таким образом, этот элемент имеет всего 7 валентных электронов, его максимальная валентность равна 7 и соответствует номеру группы (VII) периодической системы. Определим этот элемент. Он находится в 4 периоде, в главной подгруппе VII группы. Этот элемент – Br. Так как на внешнем энергетическом уровне находится 7 электронов ($4s^24p^5$), элемент обладает окислительными свойствами. Он может легко присоединять 1 электрон, приобретая устойчивую конфигурацию $4s^24p^6$ ($4s^24p^6$ - полное заполнение энергетического уровня).

4. Металлические и неметаллические свойства элементов.

Кислотно-основные свойства соединений элементов

Задача 4.1.

Какой из элементов – C или Sn будет обладать более выраженными неметаллическими свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.

Алгоритм решения:

C и Sn находятся в главной подгруппе IV группы, но в разных периодах. C – во 2 периоде, Sn - в 5 периоде. Электронные конфигурации этих элементов: C – $1s^22s^22p^2$, Sn - $1s^22s^22p^23s^23p^64s^23d^{10}4p^65s^24d^{10}5p^2$. Оба элемента являются элементами главной подгруппы, и их валентные электроны находятся на внешнем энергетическом уровне: у C - $2s^22p^2$, у Sn - $5s^25p^2$. Металлические свойства проявляются в наличии небольшого количества электронов (1-3) на внешнем энергетическом уровне. Эти электроны могут легко отрываться и становятся общими в кристаллической решетке металла. Неметаллические свойства определяются большим числом электронов (4-7) на внешнем энергетическом уровне. В таком случае атом легко присоединяет электроны, завершая внешний энергетический уровень. В данном случае у C и Sn число электронов одинаково и равно 4. Эти электроны имеют достаточно прочную связь с ядром, поэтому неметаллические свойства достаточно выражены у обоих элементов. Однако, C и Sn расположены в разных периодах, поэтому их радиусы существенно отличаются. С увеличением номера периода увеличивается и радиус атома. Т.е. атом Sn имеет намного больший радиус, чем атом C, что приводит к ослаблению связи внешних электронов с ядром. Кроме того, у атома Sn происходит заполнение предвнешнего энергетического подуровня $4d^{10}$, который экранирует внешние электроны от ядра. Отсюда можно сделать вывод, что связь электронов с ядром у атома

Sn намного слабее, чем у атома С. Поэтому у элемента С ярче выражены неметаллические свойства. Он, как неметалл, будет образовывать соединения, которые обладают кислотными свойствами, например кислотный оксид CO_2 , кислота H_2CO_3 . Sn является металлом, но может образовывать соединения, обладающие амфотерными свойствами, например оксид и гидроксид SnO и $\text{Sn}(\text{OH})_2$.

Задача 4.2.

Какой из элементов – К или V будет обладать более выраженными металлическими свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.

Алгоритм решения:

К и V находятся в 4 периоде, К – в главной подгруппе I группы, V – в побочной подгруппе V группы. Электронные конфигурации этих элементов: К – $1s^2 2s^2 2p^2 3s^2 3p^6 4s^1$, V – $1s^2 2s^2 2p^2 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$. В данном случае количество электронов на внешнем энергетическом уровне отличается. У К – 1 электрон ($4s^1$), у V – 2 электрона ($4s^2$). Ярче выраженными металлическими свойствам обладают элементы, у которых на внешнем энергетическом уровне малое число электронов. У калия число электронов на внешнем энергетическом уровне меньше, чем у ванадия, следовательно, с точки зрения электронной конфигурации, металлические свойства К будут выражены значительно ярче. Помимо этого, в периодах слева направо радиус атомов уменьшается. Т.е. радиус атома будет V меньше чем у атома К. Это способствует увеличению связи внешних электронов с ядром и ослаблению металлических свойств. Поэтому V будет обладать менее выраженными металлическими свойствами. При этом К является типичным металлом и его соединения носят основной характер, например основной оксид K_2O , основание КОН. V же образует соединения с разными свойствами – амфотерного и кислотного характера, например, амфотерный V_2O_3 и кислотный оксид VO_2 .

5. Энергия ионизации. Сродство к электрону. Электроотрицательность. Химические свойства элементов

Задача 5.1.

У какого элемента наиболее высокое значение сродства к электрону – у В или F? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

Алгоритм решения:

Элементы В и F находятся во втором периоде, В – в III группе, F – в VII группе. Их электронные конфигурации: В – $1s^2 2s^2 2p^1$, F – $1s^2 2s^2 2p^5$. Сродство к электрону – это энергия, которая выделяется при присоединении к атому свободного электрона. Чем больше выделяется энергии, тем сильнее связь электрона с ядром, и тем выгоднее присоединение электрона к данному атому. Высоким сродством к электрону обладают элементы с большим количеством электронов на внешнем энергетическом уровне, т.к. они легко завершают электронную оболочку за счет присоединения

электронов. Исходя из электронной конфигурации, можно сказать, что сродство к электрону будет больше у атома F, т.к. энергетически выгодно присоединить 1 электрон, чтобы приобрести устойчивую электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^{5+1} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6$ (конфигурация инертного газа Ne). С другой стороны, чтобы атом В приобрел подобную устойчивую электронную конфигурацию, ему необходимо заполнить 2 р-подуровень еще пятью электронами. Это энергетически невыгодно. Атом В намного легче отдает 3 электрона ($2s^2 2p^1$) с внешнего энергетического уровня, приобретая устойчивую электронную конфигурацию $1s^2$ (конфигурация инертного газа He). Таким образом, высокое сродство к электрону у атома F отвечает за его окислительные свойства, которые у В очень слабо выражены. В, напротив, обладает способностью отдавать электроны и проявляет восстановительные свойства.

Задача 5.2.

У какого элемента наиболее высокая энергия ионизации – у С или Рb? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

Алгоритм решения:

Элементы С и Рb находятся в главной подгруппе IV группы, но в разных периодах. С – во 2 периоде, Рb – в 6 периоде. Их электронные конфигурации: С - $1s^2 2s^2 2p^2$, Рb - $1s^2 2s^2 2p^2 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 5d^{10} 6p^2$. Энергия ионизации – это энергия, необходимая для отрыва электрона от атома. Чем меньше значение энергии ионизации, тем легче атом теряет электрон. Низкие значения энергии ионизации характерны для элементов, имеющих малое число электронов на внешнем энергетическом уровне. У углерода и свинца количество внешних электронов ($2s^2 2p^2$ и $6s^2 6p^2$ соответственно) равно 4. Т.к. эти элементы находятся в разных периодах, а радиусы атомов сверху вниз в группах увеличиваются, то радиус атома Рb существенно выше радиуса атома С. При этом происходит ослабление связи внешних электронов атома свинца ($6s^2 6p^2$) с ядром. За счет этого отрыв электронов у атома Рb будет происходить существенно легче, чем у атома С. В связи с этим Рb будет проявлять в большей мере металлические свойства, в то время как углерод является неметаллом.

Задача 5.3.

У какого элемента электроотрицательность выше – у К или As? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

Алгоритм решения:

Элементы К и As находятся в 4 периоде, К расположен в I группе, а As – в V группе. Их электронные конфигурации: К - $1s^2 2s^2 2p^2 3s^2 3p^6 4s^1$, As - $1s^2 2s^2 2p^2 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$. Электроотрицательность характеризует способность атома стягивать на себя электронную плотность и отражает окислительную способность элемента. В периодах слева направо электроотрицательность элементов увеличивается, т.к. возрастает число электронов на внешнем энергетическом уровне. Чем больше число электронов, тем выше электроотрицательность элемента, тем сильнее данный атом будет стягивать на себя электронную плотность и проявлять окислительные свойства. У калия на внешнем энергетическом уровне меньшее число электронов, чем у мышьяка ($4s^1$ и $4s^2 4p^3$ соответственно). Отсюда следует вывод, что электроотрицательность

As будет выше, чем у K. Т.к. на внешнем энергетическом уровне у атома мышьяка находятся пять электронов, он проявляет высокую окислительную способность и является неметаллом. Электроотрицательность K очень низкая, следовательно, он не проявляет окислительных свойств и является типичным металлом.

Задача 5.4.

Радиус какого элемента будет больше – у Cs или Tl? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

Алгоритм решения:

Элементы Cs и Tl находятся в 6 периоде. Их электронные конфигурации: Cs - $1s^2 2s^2 2p^2 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$, Tl - $1s^2 2s^2 2p^2 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^1$. В периоде слева направо атомные радиусы уменьшаются, т.к. при одинаковом числе электронных слоев происходит увеличение числа электронов на внешнем энергетическом уровне. У каждого последующего элемента электроны сильнее притягиваются к ядру, что объясняет снижение радиусов. Поэтому радиус атома Cs будет больше радиуса атома Tl. Следовательно, Cs будет ярче проявлять восстановительные свойства, т.к. из-за большого радиуса его внешний электрон ($6s^1$) слабо связан с ядром. В то время как Tl будет являться менее сильным восстановителем.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

ВАРИАНТ №1

1. Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: Na, Sn^{2+} , Cl^- .
2. В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент Sc? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.
3. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на $5s^2 4d^{10}$. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
4. Какой из элементов – Be или Ba будет обладать более выраженными металлическими свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.
5. У какого элемента наиболее высокое значение сродства к электрону – у O или F? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

ВАРИАНТ №2

1. Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: Ar, Ba²⁺, Br⁻.
2. В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент Р? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.
3. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на 4s²3d⁸. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
4. Какой из элементов – Li или C будет обладать более выраженными металлическими свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.
5. У какого элемента наиболее высокое сродство к электрону – у Br или F? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

**Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон
и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»**

ВАРИАНТ №3

1. Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: Ne, Rb⁺, F⁻.
2. В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент As? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.
3. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на 5s²4d⁵. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
4. Какой из элементов – S или Se будет обладать более выраженными неметаллическими свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.
5. У какого элемента наиболее высокая энергия ионизации – у Li или K? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

**Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон
и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»**

ВАРИАНТ №4

1. Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: Ti, Al³⁺, S²⁻.
2. В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент Zn? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.

3. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на $5s^25p^6$. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
4. Какой из элементов – Cd или Te будет обладать более выраженными неметаллическими свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.
5. У какого элемента наиболее высокая энергия ионизации – у Mg или Ba? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

**Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон
и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»**

ВАРИАНТ №5

1. Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: Zn, Ge^{2+} , F^- .
2. В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент Sr? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.
3. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на $5s^14d^5$. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
4. Какой из элементов – В или С будет обладать более выраженными неметаллическими свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.
5. У какого элемента энергия ионизации ниже – у Be или Ca? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

**Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон
и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»**

ВАРИАНТ №6

1. Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: Se, Be^{2+} , O^{2-} .
2. В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент Si? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.
3. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на $5s^14d^{10}$. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
4. Какой из элементов – As или Br будет обладать более выраженными неметаллическими свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.

5. У какого элемента сродство к электрону выше – у Р или Cl? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

ВАРИАНТ №7

1. Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: Ba, K^+ , F^- .
2. В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент Cd? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.
3. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на $4s^24p^2$. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
4. Какой из элементов – In или Sb будет обладать более выраженными металлическими свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.
5. У какого элемента электроотрицательность выше – у Si или Cl? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

ВАРИАНТ №8

1. Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: Cs, Cu^+ , Br^- .
2. В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент Mn? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.
3. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на $5s^25p^3$. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
4. Какой из элементов – Ge или Br будет обладать более выраженными окислительными свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.
5. У какого элемента электроотрицательность ниже – у Р или S? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон

и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

ВАРИАНТ №9

1. Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: In, Co^{2+} , O^{2-} .
2. В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент Fe? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.
3. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на $5s^1$. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
4. Какой из элементов – Se или Te будет обладать более выраженными окислительными свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.
5. У какого элемента электроотрицательность ниже – у C или Ge? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

**Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон
и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»**

ВАРИАНТ №10

1. Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: Sb, Zn^{2+} , Cl.
2. В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент Ni? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.
3. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на $6s^2$. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
4. Какой из элементов – Ga или Se будет обладать более выраженными окислительными свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.
5. У какого элемента электроотрицательность ниже – у Ca или Ba? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

**Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон
и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»**

ВАРИАНТ №11

1. Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: Rb, Sc^{3+} , O^{2-} .
2. В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент Ti? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.

3. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на $6s^25d^1$. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
4. Какой из элементов – Ge или As будет обладать более выраженными неметаллическими свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.
5. У какого элемента электроотрицательность ниже – у В или F? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

**Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон
и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»
ВАРИАНТ №12**

1. Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: N, Sr^{2+} , Vg^- .
2. В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент V? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.
3. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на $5s^25p^5$. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
4. Какой из элементов – S или Te будет обладать более выраженными неметаллическими свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.
5. У какого элемента сродство к электрону ниже – у Al или Cl? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

**Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон
и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»
ВАРИАНТ №13**

1. Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: In, Va^{2+} , Cl.
2. В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент Sb? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.
3. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на $6s^25d^{10}$. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
4. Какой из элементов – Mg или Cl будет обладать более выраженными неметаллическими свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.

5. У какого элемента радиус атома больше – у Li или Cs? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

ВАРИАНТ №14

1. Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: Mo, Cd^{2+} , O^{2-}
2. В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент Li? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.
3. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на $6s^26p^3$. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
4. Какой из элементов – Si или Sn будет обладать более выраженными металлическими свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.
5. У какого элемента энергия ионизации ниже – у Cu или As? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

ВАРИАНТ №15

1. Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: V, Cr^{3+} , F^-
2. В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент K? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.
3. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на $4s^24p^4$. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
4. Какой из элементов – Ag или In будет обладать более выраженными металлическими свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.
5. У какого элемента энергия ионизации выше – у Be или Sr? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

ВАРИАНТ №16

1. Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: Hg, Na⁺, S²⁻
2. В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент Ga? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.
3. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на 5s². Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
4. Какой из элементов – Cs или Ba будет обладать более выраженными металлическими свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.
5. У какого элемента сродство к электрону ниже – у В или In? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

**Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон
и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»**

ВАРИАНТ №17

1. Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: Al, Mg²⁺, Br⁻
2. В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент Se? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.
3. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на 6s²4f¹⁴5d³. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
4. Какой из элементов – Sn или I будет обладать более выраженными неметаллическими свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.
5. У какого элемента радиус атома больше – у Sc или Ni? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

**Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон
и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»**

ВАРИАНТ №18

1. Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: Bi, Zr²⁺, S²⁻
2. В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент S? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.

3. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на $3s^23p^3$. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
4. Какой из элементов – Sb или N будет обладать более выраженными неметаллическими свойствами ? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.
5. У какого элемента радиус атома меньше – у Al или S? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

ВАРИАНТ №19

1. Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: Nb, Ca^{2+} , O^{2-}
2. В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент Cs? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.
3. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на $6s^15d^{10}$. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
4. Какой из элементов – Sb или Sn будет обладать более выраженными металлическими свойствами ? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.
5. У какого элемента электроотрицательность больше – у Ge или Br? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

ВАРИАНТ №20

1. Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: Ag, Ga^{3+} , Cl
2. В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент Co? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.
3. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на $4s^23d^{10}$. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
4. Какой из элементов – Ge или Pb будет обладать более выраженными металлическими свойствами ? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.

5. У какого элемента электроотрицательность больше – у К или Вг? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

ВАРИАНТ №21

1. Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: Sn, Li⁺, O²⁻
2. В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент W? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.
3. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на 2s²2p⁴. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
4. Какой из элементов – F или At будет обладать более выраженными неметаллическими свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.
5. У какого элемента электроотрицательность больше – у O или Te? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

ВАРИАНТ №22

1. Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: Ru, V²⁺, S²⁻
2. В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент N? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.
3. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на 6s²4f¹⁴5d⁷. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
4. Какой из элементов – Ga или Вг будет обладать более выраженными неметаллическими свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.
5. У какого элемента сродство к электрону больше – у Sb или I? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон

и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

ВАРИАНТ №23

1. Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: Si, Tl^+ , F^-
2. В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент Sn? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.
3. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на $6s^26p^4$. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
4. Какой из элементов – Cu или Ge будет обладать более выраженными металлическими свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.
5. У какого элемента выше энергия ионизации – у Ag или Sn? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

**Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон
и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»**

ВАРИАНТ №24

1. Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: Cu, Hg^{2+} , S^{2-}
2. В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент Te? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.
3. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на $5s^24d^1$. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
4. Какой из элементов – Al или Tl будет обладать более выраженными металлическими свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.
5. У какого элемента выше энергия ионизации – у Ga или Br? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

**Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон
и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»**

ВАРИАНТ №25

1. Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: Rn, Sb^{3+} , Cl^-
2. В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент F? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.

3. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на $2s^2 2p^6$. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
4. Какой из элементов – As или Bi будет обладать более выраженными металлическими свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.
5. У какого элемента ниже энергия ионизации – у Mg или Cl? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

**Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон
и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»
ВАРИАНТ №26**

1. Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: Ta, Fe^{2+} , O^{2-}
2. В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент Zr? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.
3. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на $6s^2 6p^5$. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
4. Какой из элементов – Cd или Sb будет обладать более выраженными металлическими свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.
5. У какого элемента больше атомный радиус – у C или Pb? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

**Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон
и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»
ВАРИАНТ №27**

1. Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: Kr, In^{3+} , Br^-
2. В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент Ge? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.
3. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на $5d^1 6s^2$. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
4. Какой из элементов – B или N будет обладать более выраженными неметаллическими свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными

или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.

- У какого элемента выше сродство к электрону – у Tl или At? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

ВАРИАНТ №28

- Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: Xe, Mn^{2+} , O^{2-}
- В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент O? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.
- В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на $7s^2$. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
- Какой из элементов – Cu или Vg будет обладать более выраженными неметаллическими свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.
- У какого элемента радиус атома больше – у Na или Al? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

ВАРИАНТ №29

- Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: Rh, Ti^{2+} , S^{2-}
- В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент Pb? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.
- В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на $6s^2 4f^{14} 5d^4$. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
- Какой из элементов – Ag или I будет обладать более выраженными неметаллическими свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.
- У какого элемента радиус атома больше – у Ba или Ra? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

Индивидуальное задание «Строение атома. Периодический закон

и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

ВАРИАНТ №30

1. Напишите электронные конфигурации следующих атомов и ионов: Tl, Au⁺, Cl⁻
2. В какой группе, подгруппе и периоде находится элемент Rb? К какому семейству он относится? Укажите, какие электроны у этого элемента являются валентными. Какова максимальная валентность этого элемента? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов, опишите их состояние квантовыми числами.
3. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, если его электронная конфигурация заканчивается на 4s²3d⁷. Назовите этот элемент. Какими свойствами обладает этот элемент – окислительными или восстановительными? Объясните почему.
4. Какой из элементов – Ba или Ca будет обладать более выраженными металлическими свойствами? Какими свойствами будут обладать соединения этих элементов – кислотными или основными? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе.
5. У какого элемента радиус атома больше – у Cl или I? Объясните с точки зрения электронной конфигурации и положения элементов в периодической системе. Как это влияет на их химические свойства?

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. На чем основана современная модель строения атома?
2. Что такое электронное облако?
3. Как распределяется электронная плотность вокруг ядра?
4. Что такое атомная орбиталь?
5. Что такое энергетический уровень (электронный слой)?
6. Что такое квантовые числа? Для чего они используются?
7. Как обозначается главное квантовое число? Дайте его характеристику.
8. Как обозначается побочное (орбитальное) квантовое число. Дайте его характеристику. Какую форму могут иметь атомные орбитали?
9. Как обозначается магнитное квантовое число? Дайте его характеристику.
10. Как обозначается спиновое квантовое число? Дайте его характеристику.
11. Сколько орбиталей включают в себя энергетические подуровни разных типов?
12. Сформулируйте принцип Паули. Сколько электронов может находиться на одной атомной орбитали?
13. Сформулируйте правило Клечковского. Какие особенности наблюдаются при заполнении энергетических уровней и подуровней?
14. Сформулируйте правило Гунда. Как происходит заселение электронами энергетических подуровней?
15. Сформулируйте периодический закон.
16. Сколько периодов и групп включает в себя таблица Менделеева?
17. Как происходит заполнение энергетических уровней и подуровней в таблице Менделеева?
18. Какие особенности наблюдаются при заполнении больших периодов в таблице Менделеева?
19. Что такое «провал электрона»?
20. Какие электронные конфигурации являются устойчивыми?

21. Что такое электронные аналоги?
22. Как изменяются радиусы атомов и ионов по периодам и группам? Как это влияет на химические свойства элементов?
23. Что такое энергия ионизации? Как она изменяется по периодам и группам? Как влияет на химические свойства элементов?
24. Что такое сродство к электрону? Как оно изменяется по периодам и группам? Как влияет на химические свойства элементов?
25. Что такое электроотрицательность? Как она изменяется по периодам и группам? Как влияет на химические свойства элементов?

ТЕМА 4. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Химическая связь. Природа химической связи. Молекулярная орбиталь. Характеристики химической связи: валентный угол, длина связи, энергия связи, прочность связи. Виды химической связи. Ковалентная связь. Направленность и насыщенность ковалентной связи. Обменный механизм образования ковалентной связи. Полярность ковалентной связи. Эффективные заряды атомов. Электрический момент диполя. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Метод валентных связей. Основное и возбужденное состояние атома. Гибридизация атомных орбиталей. Пространственная структура и геометрия молекул. Типы связей: σ , π , δ . Кристаллическая структура вещества. Типы кристаллических решеток и их свойства. Ионная связь. Металлическая связь.

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Физические и химические свойства вещества определяются строением его молекул и характером химических связей в этих молекулах. По современным представлениям химическая связь обусловлена электростатическими силами, то есть силами взаимодействия электрических зарядов, носителями которых являются электроны и ядра атомов.

Химическая связь – это взаимодействие атомов, обусловленное перекрытием электронных облаков связывающихся частиц, которое сопровождается уменьшением полной энергии системы. В области перекрывания электронных облаков электронная плотность максимальна. Например, в случае образования молекулы H_2 происходит перекрывание $1s$ -орбиталей атомов водорода (рис.1). При этом образуется **молекулярная орбиталь**, где каждый электрон вращается в поле других электронов и ядер.

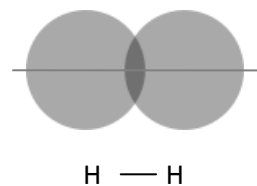


Рис.1

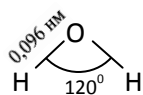


Рис.2

Валентный угол – угол между воображаемыми линиями, проходящими через ядра атомов (рис. 2). **Длина связи** – это межъядерное расстояние между химически связанными атомами. **Энергия связи** – это количество энергии, выделяющейся при образовании химической связи. Этот параметр характеризует прочность связи и

выражается в кДж/моль. Чем меньше длина связи, тем больше степень перекрывания атомных орбиталей, следовательно, больше энергия связи и тем прочнее связь.

К основным видам связи относятся ковалентная, ионная и металлическая связь.

Ковалентная связь – это химическая связь, осуществляемая за счет обобществленных электронов. Особенности ковалентной связи являются направленность и насыщенность. **Направленность** обусловлена тем, что атомные орбитали являются пространственно ориентированными. Поэтому их перекрывание возможно лишь в определенном направлении. **Насыщенность** обусловлена тем, что в образовании ковалентной связи участвуют электроны только внешних и предвнешних энергетических уровней, то есть ограниченное число электронов.

Образование ковалентной связи возможно по **обменному** и **донорно-акцепторному механизмам**. Ковалентная связь по обменному механизму возникает за счет образования одной или нескольких общих электронных пар. Например, ковалентная связь в молекуле Cl_2 осуществляется за счет образования одной общей электронной пары. При этом каждый атом хлора поставляет для образования связи один неспаренный электрон (рис.3).

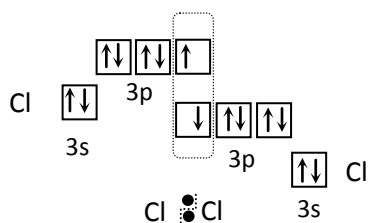


Рис.3

Ковалентную связь образуют преимущественно атомы элементов, являющихся неметаллами. Атомы с одинаковой электроотрицательностью образуют молекулы, где электронная плотность распределена равномерно. Такой тип связи называется **ковалентной неполярной** и характерен для простых веществ, например, O_2 , Br_2 , Cl_2 и т.д. Атомы с разной электроотрицательностью образуют **ковалентную полярную связь**, например, HCl , HBr , H_2O и т.д. Электронная плотность в

этом случае смещается в сторону наиболее электроотрицательного атома. В результате атомы приобретают частичные заряды, которые называют **эффективными**. Более электроотрицательный атом приобретает частичный отрицательный заряд δ^- , менее электроотрицательный атом приобретает эффективный положительный заряд δ^+ . Образуется **диполь** - электрически нейтральная система с двумя одинаковыми по величине положительным и отрицательным зарядами, находящимися на определенном расстоянии. Мерой полярности диполя служит **электрический момент диполя** μ , измеряемый в Кл·м. Чем больше разность электроотрицательностей, тем больше электрический момент диполя и тем полярнее молекула.

При образовании связи по **донорно-акцепторному механизму** происходит перекрывание

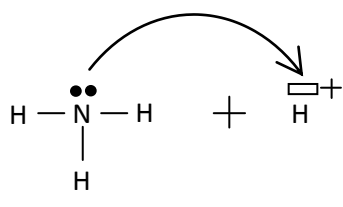


Рис.4

свободной (вакантной) атомной орбитали одного атома (**акцептора**) с электронной парой другого атома (**донора**). Например, при образовании иона аммония происходит перекрывание свободной орбитали иона водорода и электронной пары атома азота (рис.4).

Одним из методов описания распределения электронов в молекулах с ковалентной связью является **метод валентных связей (ВС)**. Согласно методу ВС, **валентность** – это способность атома присоединять или замещать определенное число других атомов с образованием химических связей. Валентность определяется числом неспаренных электронов в **основном** или **возбужденном** состоянии атома. В возбужденном состоянии атома происходит разъединение пары или нескольких пар электронов и их переход на свободные орбитали в пределах одного энергетического уровня.

Например, валентные электроны атома бериллия в основном состоянии имеют электронную конфигурацию $2s^2$. Рассмотрим их электронно-графическое изображение (рис.5а). Таким образом, в основном состоянии атом бериллия не имеет неспаренных электронов, и, согласно теории ВС, его валентность равна нулю. На втором энергетическом уровне атома бериллия есть свободные $2p$ -орбитали, поэтому он может переходить в возбужденное состояние (Be^*), приобретая электронную конфигурацию $2s^1 2p^1$. Электроны $2s$ -подуровня распариваются и один из них переходит на свободную $2p$ -орбиталь (рис.5б). Таким образом, в возбужденном состоянии атом бериллия имеет два неспаренных электрона, следовательно, его валентность равна 2, что соответствует номеру группы в периодической системе (II).

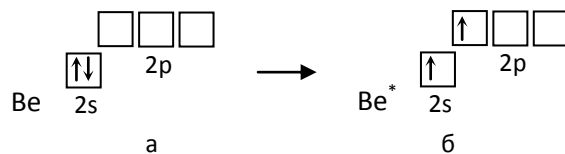


Рис.5

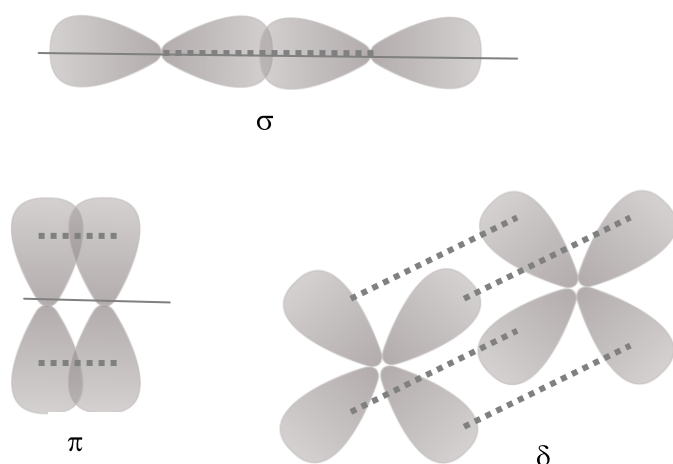


Рис.6

Кратность связи – это число связей, которые образуются между атомами. Связь, образующаяся путем перекрывания атомных орбиталей двух электронов, называется **одинарной**. В зависимости от способа перекрывания орбиталей образуются разные типы одинарных связей. **σ-связь** – это связь, образованная при перекрывании атомных орбиталей по линии, соединяющей ядра взаимодействующих атомов. Ее могут образовывать орбитали любого типа. **π-связь** – связь, образующаяся перекрыванием атомных орбиталей по обе

стороны линии, соединяющей ядра атомов. Ее могут образовывать только *p*- и *d* – орбитали. **δ-связь** – связь, образованная при перекрывании *d*-орбиталей, расположенных в параллельных плоскостях (рис.6). Химическая связь между атомами в молекулах может образовываться за счет наложения разных типов одинарных связей. Если кратность связи равна 2, то такая связь называется **двойной**. Например, в молекуле CO происходит перекрывание *2p*-орбиталей неспаренных электронов атома кислорода и *2p*-орбиталей неспаренных электронов атома углерода. За счет наложения одной σ- и одной π- связей образуется двойная связь. Если кратность связи равна 3, то такая связь называется **тройной**. Тройная связь возникает в молекуле N₂, где происходит образование одной σ и двух π-связей. При этом перекрываются *2p*-орбитали неспаренных электронов атомов азота (рис.7).

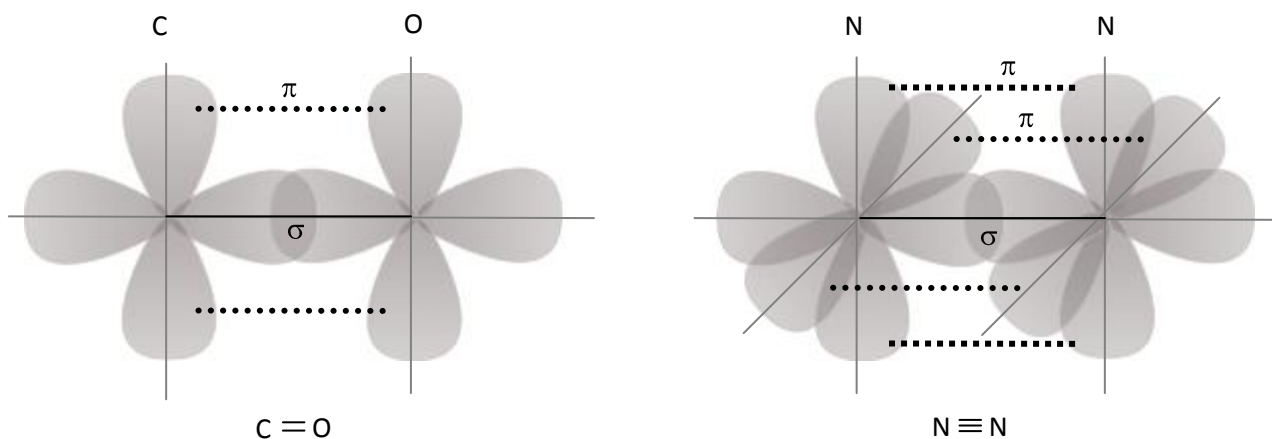


Рис.7

Так как ковалентная связь обладает направленностью, молекулы разных веществ имеют определенную геометрическую структуру. Направление перекрывания орбиталей в пространстве определяется их формой, а также типом гибридизации. **Гибридизация** – это выравнивание орбиталей по форме и энергии. В зависимости от того, какие типы орбиталей и в каком количестве участвуют в этом процессе, выделяют несколько типов гибридизации. Например, в случае **sp – гибридизации** участвуют одна *s*- и одна *p*-орбитали. Образуются две гибридные *sp*-орбитали, одинаковые по форме и энергии, расположенные относительно друг друга под углом 180°. Форма

молекул, где центральный атом имеет такой тип гибридизации, будет линейной, например, молекулы CaCl_2 , BeF_2 , SnCl_2 , BeF_2 (рис.8а). В процессе sp^2 -гибридизации участвуют одна s - и две p -орбитали, в результате образуются три гибридные sp^2 -орбитали, которые расположены в пространстве относительно друг к другу под углом 120° . Молекулы, в которых центральный атом гибридизован по типу sp^2 будут иметь форму плоского треугольника, например, AlCl_3 , BH_3 , BCl_3 , AlF_3 (рис.8б). В процессе sp^3 -гибридизации участвуют одна s - и три p -орбитали, в результате чего образуются четыре sp^3 -гибридные орбитали, расположенные в пространстве в форме тетраэдра. Такую форму имеют молекулы CH_4 , CCl_4 , SiH_4 (рис. 8в).

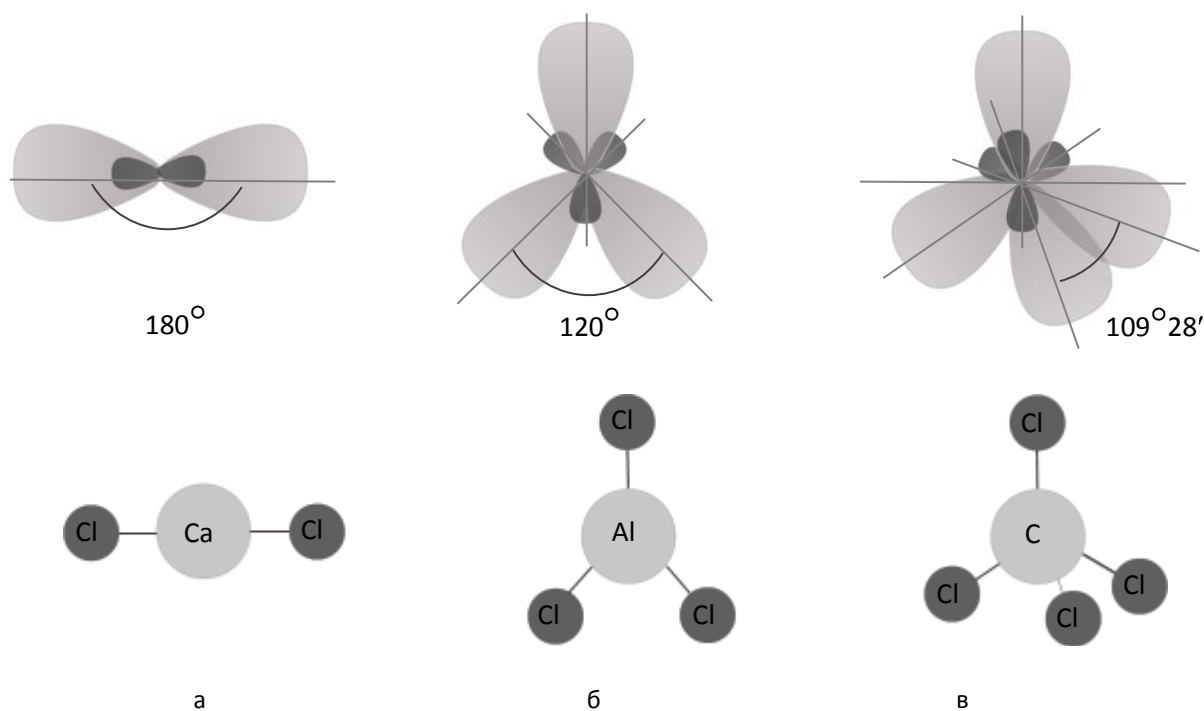


Рис.8

Многие вещества имеют кристаллическую структуру, которая характеризуется упорядоченным расположением частиц. Ее изображают в виде решетки, где в узлах находятся те или иные частицы, соединяемые воображаемыми линиями. Это так называемые **кристаллические решетки** (рис.9). Они бывают разных типов и имеют свои характеристики. **Энергия кристаллической решетки** – это энергия, необходимая для разрушения 1 моля кристалла и удаления частиц за пределы их взаимодействия. Она зависит от типа взаимодействия между составляющими ее частицами и измеряется в кДж/моль. **Координационное число** кристаллической решетки - число частиц, непосредственно окружающих данную частицу в кристалле. Чем больше координационное число, тем плотнее упаковка кристалла, то есть тем большую долю объема в кристалле занимают частицы вещества.

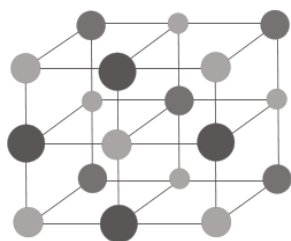


Рис.9

Для веществ с ковалентным типом связи характерны атомные и молекулярные кристаллические решетки. **Молекулярные кристаллические решетки** образуют вещества с ковалентной неполярной и ковалентной полярной связью (Cl_2 , I_2 , CCl_4 , CO_2 , S_8). В узлах этих решеток находятся молекулы, которые связаны между собой слабыми межмолекулярными взаимодействиями. Так как энергия молекулярных кристаллических решеток мала, они обладают малой твердостью, низкой температурой плавления,

значительной летучестью. Такие вещества являются диэлектриками, то есть не проводят электрический ток. Вещества с ковалентной связью могут также образовывать **атомные кристаллические решетки**, в узлах которых находятся атомы вещества. Такие решетки характерны для соединений с ковалентной неполярной связью (алмаз, графит, кремний, германий, олово и т.д.) и веществ с ковалентной полярной связью (фосфиды, сульфиды, селениды, карбид кремния, некоторые оксиды). Энергия атомных кристаллических решеток достаточно высока, так как атомы в узлах кристаллической решетки связаны между собой прочными ковалентными связями. Поэтому вещества с атомной кристаллической решеткой тугоплавкие, нелетучие и обладают большой твердостью. Как правило, они не проводят ток, но могут обладать и полупроводниковыми свойствами за счет нелокализованных электронов в их кристаллической структуре.

Ионная связь образована за счет электростатического взаимодействия отрицательно и положительно заряженных ионов в химическом соединении. Она возникает в случае большой разности электроотрицательностей атомов. К типичным соединениям с ионной связью относятся соли, гидроксиды, оксиды металлов. При образовании ионной связи пара электронов смещается от атома с меньшей электроотрицательностью к атому с большей электроотрицательностью. Атом, который теряет свой электрон, превращается в положительно заряженный ион, а атом, к которому

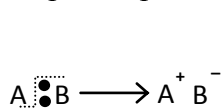


Рис.10

смещается общая электронная пара, превращается в отрицательно заряженный ион (рис.10). При этом полного перехода электронной пары к тому или иному атому не происходит, в связи с этим, можно говорить лишь о степени ионности связи. Мерой ионности связи служит разность электроотрицательностей образующих ее атомов. Для соединений, у которых разность

электроотрицательностей больше 2,5, характер связи считается ионным. Ионная связь не обладает направленностью, так как электрическое поле иона имеет сферическую симметрию. Каждый ион может взаимодействовать с другими ионами за счет своего электростатического поля, благодаря чему ионная связь также не обладает насыщенностью. Соединения с ионным типом связи образуют **ионные кристаллические решетки**, в узлах которых находятся положительно и отрицательно заряженные ионы. Например, в узлах кристаллической решетки KF находятся ионы K^+ и F^- , в узлах кристаллической решетки Na_2SO_4 находятся ионы Na^+ и SO_4^{2-} , в узлах кристаллической решетки Na_2O - ионы Na^+ и O^{2-} . Электростатическое взаимодействие между положительно и отрицательно заряженными ионами достаточно сильное, поэтому ионные кристаллические решетки обладают большой энергией. В связи с этим у них высокие температуры плавления и высокая твердость. Однако большинство ионных соединений являются хрупкими веществами. При механическом воздействии происходят сдвиги в кристаллической решетке, при которых одноименнозаряженные ионы сближаются. Возникают силы отталкивания, которые ослабляют ионную связь и придают веществу хрупкость. В твердом состоянии ионные кристаллы не проводят электрический ток, то есть являются диэлектриками, поскольку в ионной кристаллической решетке все заряды являются компенсированными. Однако растворы и расплавы этих веществ обладают высокой электропроводностью, так как при этом происходит диссоциация на ионы.

Металлическая связь характерна для металлов и их сплавов. Они являются твердыми веществами и обладают **металлической кристаллической решеткой**. В узлах металлической кристаллической решетки находятся атомы металла, которые отдают валентные электроны, превращаясь в положительно заряженные ионы. Валентные электроны свободно перемещаются по доступным орбиталям всех соседних атомов, обеспечивая связь между ними. Образуется

«электронный газ», который распределен по всему объему металла. Так как электроны не связаны с определенным ионом, то уже под влиянием небольшой разности потенциалов они начинают перемещаться в определенном направлении, то есть возникает электрический ток. Поэтому металлы и их сплавы являются хорошими проводниками. Высокая теплопроводность также связана с присутствием свободных электронов, которые находясь в непрерывном движении, обмениваются с ионами энергией. Металлы обладают высокой плотностью по причине плотной упаковки атомов металла в кристаллической решетке. Группы атомов в кристаллических решетках металлов довольно легко сдвигаются относительно другой, что объясняет свойство пластичности. Металлическая связь очень прочная, поэтому большинство металлов является твердыми, тугоплавкими веществами, хотя их температура плавления и твердость изменяются в широких пределах.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

1. Валентность. Степень окисления. Структурные формулы веществ. Типы химической связи.

Задача 1.

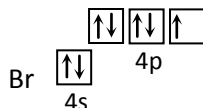
Определите валентность и степень окисления каждого элемента в следующих соединениях: а) Br₂; б) PH₃; в) SO₃; г) HNO₃; д) Ca(OH)₂; е) Cr₂(SO₄)₃. Изобразите структурные формулы и укажите тип химической связи для этих веществ.

Алгоритм решения:

а) Br₂ (бром) – простое вещество, образованное атомами неметалла – брома. Связь между атомами неметаллов образуется по ковалентному типу. Так как молекула брома состоит из атомов, имеющих одинаковую электроотрицательность, смещения электронной плотности к какому-либо атому не происходит. Таким образом, тип связи в этом соединении - ковалентная неполярная, а степень окисления каждого атома брома равна нулю:



Валентность элементов в простых соединениях определяется числом неспаренных электронов взаимодействующих атомов. Br – это элемент 4 периода, главной подгруппы VII группы. Его полная электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$. Так как это элемент главной подгруппы, его валентными электронами являются электроны внешнего энергетического уровня ($4s^2 4p^5$).



На внешнем энергетическом уровне у атома брома всего один неспаренный $4p$ -электрон. Для завершения электронной оболочки и приобретения устойчивой электронной конфигурации $4s^2 4p^6$ ему не хватает одного электрона. Таким образом, атом брома может предоставлять свой неспаренный $4p$ -электрон другому атому брома для образования общей электронной пары, проявляя валентность, равную 1:



Изобразим структурную формулу Br₂, учитывая, что каждый атом брома образует одну связь с другим атомом:



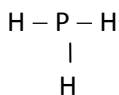
б) PH₃ (фосфин) - бинарное соединение класса гидридов. Оно образовано атомами неметаллов – водорода и фосфора, следовательно, характер связи в этом соединении будет ковалентным. Так как электроотрицательности фосфора и водорода незначительно отличаются (<2,5), смещение электронной плотности в этой молекуле будет происходить к более электроотрицательному элементу – водороду. Таким образом, связь будет ковалентной полярной. Степень окисления водорода в гидридах неметаллов равна +1. Определим степень окисления фосфора, приняв ее за x, и учитывая, что сумма степеней окисления, умноженных на стехиометрические коэффициенты в соединении равна нулю:

$$\begin{array}{l} x + 1 \\ \text{PH}_3 \\ x \cdot 1 + (+1) \cdot 3 = 0 \\ x = -3 \\ -3 + 1 \\ \text{PH}_3 \end{array}$$

Валентность элементов в бинарных соединениях численно равна степеням окисления этих элементов:



Изобразим структурную формулу фосфина, учитывая, что фосфор образует три связи с другими атомами, а каждый атом водорода – по одной связи.



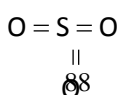
в) SO₃ (оксид серы (VI)) - это соединение является оксидом и образовано атомами неметаллов – кислорода и серы, следовательно, тип связи будет ковалентным. Так как электроотрицательности кислорода и серы отличаются незначительно (<<2,5), то будет происходить частичное смещение электронной плотности к более электроотрицательному атому – кислороду. Связь является ковалентной полярной. Степень окисления кислорода в оксидах равна -2. Определим степень окисления серы, приняв ее за x, и учитывая, что сумма степеней окисления, умноженных на стехиометрические коэффициенты в соединении равна нулю:

$$\begin{array}{l} x - 2 \\ \text{SO}_3 \\ x \cdot 1 + (-2) \cdot 3 = 0 \\ x = +6 \\ +6 - 2 \\ \text{SO}_3 \end{array}$$

Валентность элементов в оксидах численно равна степеням окисления элементов:



Изобразим структурную формулу оксида серы (VI), учитывая, что атом серы образует 6 связей с другими атомами, а каждый атом кислорода образует по 2 связи:



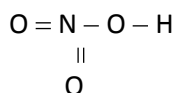
г) HNO_3 (азотная кислота) - относится к классу кислородсодержащих кислот. Эта молекула образована атомами неметаллов, электроотрицательности которых незначительно отличаются (<2,5), соответственно все связи в этом соединении будут ковалентные полярные. Водород в кислотах имеет степень окисления +1, а кислород в кислотных остатках имеет степень окисления -2. Вычислим степень окисления азота, приняв ее за x , и учитывая, что сумма степеней окисления, умноженных на стехиометрические коэффициенты, в соединении равна нулю:

$$\begin{array}{c} +1 \quad x \quad -2 \\ \text{HNO}_3 \\ (+1) \cdot 1 + x \cdot 1 + (-2) \cdot 3 = 0 \\ x = +5 \\ +1 \quad +5 \quad -2 \\ \text{HNO}_3 \end{array}$$

Валентности элементов в кислотах численно равны степеням окисления:



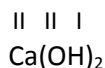
Нарисуем структурную формулу азотной кислоты с учетом, что центральным атомом в кислотах является неметалл, образующий кислоту, в данном случае это азот. Кроме того, водород в кислородсодержащих кислотах всегда образует связь с кислородом:



д) Ca(OH)_2 (гидроксид кальция) относится к классу оснований. Основания являются ионными соединениями, где атомы металла связаны с гидроксогруппой (ОН) ионной связью. Степень окисления кислорода в основаниях равна -2, а водорода +1. Вычислим степень окисления кальция, приняв ее за x , и учитывая, что сумма степеней окисления, умноженных на стехиометрические коэффициенты в соединении равна нулю:

$$\begin{array}{c} x \quad -2 \quad +1 \\ \text{Ca(OH)}_2 \\ x \cdot 1 + ((-2) \cdot 1 + (+1) \cdot 1) \cdot 2 = 0 \\ x = +2 \\ +2 \quad -2 \quad +1 \\ \text{Ca(OH)}_2 \end{array}$$

Валентность элементов в основаниях численно равна степеням окисления:



Нарисуем структурную формулу гидроксида кальция, учитывая, что кислород и кальций образуют с другими элементами по две связи, а атомы водорода – по одной. Необходимо помнить, что в основаниях атомы металла соединяются с гидроксильной группой через кислород:



е) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ (сульфат хрома (III)) относится к классу солей. Это сульфат – соль кислородсодержащей кислоты H_2SO_4 . Сульфат хрома является ионным соединением, которое

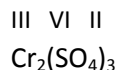
состоит из катионов металла и анионов кислотного остатка, связанных ионной связью. Определим степени окисления элементов в этом соединении. Используя таблицу растворимости, определим заряд кислотного остатка SO_4 . Он равен -2 , следовательно, сумма степеней окисления элементов, входящих в состав кислотного остатка с учетом стехиометрических коэффициентов также должна быть равна -2 . Степень окисления кислорода в кислотных остатках кислородсодержащих кислот равна -2 . Определим степень окисления серы, приняв ее за x :

$$\begin{array}{c} (\text{SO}_4)^{2-} \\ x - 2 \\ \text{SO}_4 \\ x \cdot 1 + (-2) \cdot 4 = -2 \\ x = +6 \\ +6 - 2 \\ \text{SO}_4 \end{array}$$

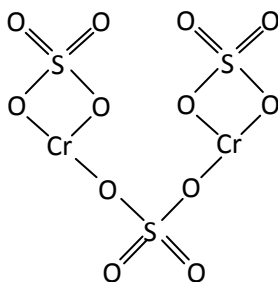
Определим степень окисления хрома, приняв ее за y и учитывая, что сумма степеней окисления элементов, умноженных на их стехиометрические коэффициенты, равна нулю:

$$\begin{array}{c} y + 6 - 2 \\ \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \\ y \cdot 2 + [(+6) \cdot 1 + (-2) \cdot 4] \cdot 3 = 0 \\ y = +3 \\ +3 + 6 - 2 \\ \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \end{array}$$

Валентности элементов в солях численно равны их степеням окисления:



Изобразим структурную формулу сульфата хрома (III), учитывая, что сера образует 6 связей с другими атомами, каждый атом кислорода – по 2 связи и каждый атом хрома – по 3 связи. Следует помнить, что центральным атомом в солях кислородсодержащих кислот является неметалл, образующий кислотный остаток, в данном случае это сера. Атомы металла при этом образуют связь с кислотным остатком через кислород.



2. Типы кристаллических решеток. Физические свойства веществ

Задача 2.

Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: а) Ni; б) NO; в) Cl_2 ; г) C (алмаз); д) NaF. Какова прочность связей в этих соединениях и энергия их кристаллических

решеток? Какими физическими свойствами (температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?

Алгоритм решения:

а) Ni

Никель является металлом. Большинство металлов имеет металлическую кристаллическую решетку, образованную за счет металлической связи. В узлах кристаллической решетки никеля находятся атомы, которые отдают валентные электроны, превращаясь в положительно заряженные ионы. Связь между ними обеспечивают свободные электроны. Энергия металлической кристаллической решетки достаточно высокая, так как металлическая связь обладает высокой прочностью. Этим обусловлена большая температура плавления никеля (1455 °С). Благодаря высокой прочности связей в кристаллической решетке, никель обладает высокой твердостью и прочностью. К физическим свойствам никеля также относится пластичность. Она обусловлена тем, что в его кристаллической решетке электроны не связаны с конкретными ионами, и отдельные слои достаточно легко смещаются друг относительно друга. Как и большинство металлов, никель является проводником, так как свободные электроны в его кристаллической решетке могут создавать направленное движение при приложении разности потенциалов. За высокую теплопроводность никеля также отвечают свободные электроны, которые при непрерывном движении могут передавать энергию от одного иона к другому.

б) NO

Оксид азота (II) является оксидом неметалла. Так как электроотрицательности кислорода и азота отличаются незначительно, связь в этом соединении имеет ковалентный полярный тип и является достаточно прочной. Вещества с таким типом связи в твердом агрегатном состоянии имеют молекулярную кристаллическую решетку. В узлах кристаллической решетки находятся молекулы оксида азота, между которыми действуют слабые межмолекулярные взаимодействия. Поэтому энергия кристаллической решетки будет низкой. В связи с этим температура плавления оксида азота (II) также является низкой (-163,6 °С). Это вещество не обладает прочностью, для него характерна летучесть. При комнатной температуре оксид азота (II) представляет собой газ (температура кипения -151,5 °С). В твердом состоянии данное соединение проявляет свойства диэлектрика, так как в его кристаллической решетке отсутствуют носители зарядов.

в) Cl₂

Хлор относится к простым веществам молекулярного строения, образованных атомами неметалла хлора. Электроотрицательность атомов в этом соединении одинакова, поэтому характер связи - ковалентный неполярный. Прочность ковалентной неполярной связи достаточно высокая. В твердом состоянии хлор образует молекулярную кристаллическую решетку, где в узлах находятся молекулы хлора, между которыми действуют слабые межмолекулярные взаимодействия. Энергия такой кристаллической решетки мала, поэтому температура плавления хлора низкая (-101 °С). Это нетвердое, летучее вещество, при комнатной температуре находится в газообразном агрегатном состоянии (температура кипения -34,1 °С). В твердом состоянии кристаллы хлора будут проявлять свойства диэлектрика, так как в кристаллической решетке нет заряженных частиц, способных создавать электрический ток.

г) С (алмаз)

Алмаз является простым веществом, состоящим из атомов неметалла - углерода. Кристаллическая решетка у такого типа соединений относится к атомному типу. В узлах решетки находятся атомы углерода, которые соединены прочными ковалентными связями. Поэтому энергия

кристаллической решетки будет достаточно высока. Соответственно, температура плавления алмаза будет также достаточно высокой (~3500 °C). Алмаз не проводит электрический ток, так как все электроны в его кристаллической структуре являются локализованными.

д) NaF

Фторид натрия относится к классу солей. Это ионное соединение, в узлах кристаллической решетки которого находятся ионы Na^+ и F^- . Ионы прочно связаны между собой силами электростатического взаимодействия, поэтому энергия кристаллической решетки фторида натрия достаточно высока. В связи с этим он обладает высокой твердостью и высокой температурой плавления (996 °C). Однако, как и большинство ионных соединений, является хрупким, так как при механическом воздействии происходят сдвиги в кристаллической решетке. При этом возникает отталкивание между одноименнозаряженными ионами, что ведет к ослаблению ионных связей. В твердом состоянии является диэлектриком, поскольку все заряды в ионной кристаллической решетке скомпенсированы. Так как ионные соединения в растворах и расплавах диссоциируют на ионы, раствор и расплав фторида натрия будут проводить электрический ток.

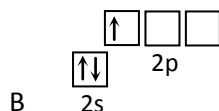
3. Основное и возбужденное состояния атомов

Задача 3.

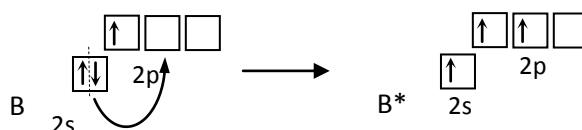
Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов следующих атомов во всех возможных состояниях (основное, возбужденное): а) В; б) О; в) Ni; г) Os. Какую валентность могут проявлять элементы в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность элементов.

Алгоритм решения:

а) Элемент В находится во 2 периоде, в главной подгруппе III группы. Электронная конфигурация атома бора в основном состоянии $1s^2 2s^2 2p^1$. Так как бор является элементом главной подгруппы, его максимальная валентность равна числу электронов на внешнем энергетическом уровне ($2s^2 2p^1$) и соответствует номеру группы - III. Согласно теории валентных связей, валентность элементов определяется числом неспаренных электронов в атоме. В основном состоянии на внешнем энергетическом уровне атома бора находятся один неспаренный $2p$ -электрон, следовательно, его валентность равна 1:



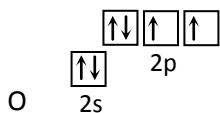
Однако для соединений бора эта валентность не характерна. На втором энергетическом уровне атома бора имеются свободные $2p$ -орбитали, поэтому он может переходить в возбужденное состояние (B^*). Электроны с $2s$ -орбитали распариваются и один из них переходит на свободную $2p$ -орбиталь:



В возбужденном состоянии на внешнем энергетическом уровне у атома бора есть три неспаренных электрона. Таким образом, он может проявлять валентность, равную 3. Например, такую валентность бор имеет в соединениях BCl_3 , H_3BO_3 , B_2O_3 .

б) О

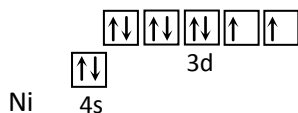
Элемент О находится во 2 периоде, в главной подгруппе VI группы. Электронная конфигурация атома кислорода в основном состоянии $1s^2 2s^2 2p^4$. Так как кислород - элемент главной подгруппы, его максимальная валентность равна числу электронов на внешнем энергетическом уровне ($2s^2 2p^4$) и соответствует номеру группы - VI:



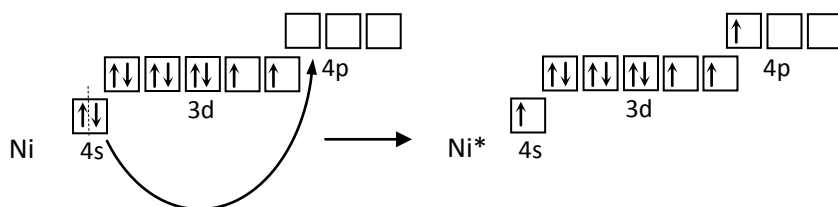
На внешнем энергетическом уровне атома кислорода находятся два неспаренных электрона. Таким образом, его валентность в основном состоянии равна 2. Такую валентность кислород имеет практически во всех своих соединениях, например CO_2 , CuO , H_2SO_4 . Атом кислорода не имеет свободных орбиталей на втором энергетическом уровне (так как второй энергетический уровень расщепляется только на два подуровня – $2s$ - и $2p$ -), поэтому не может переходить в возбужденное состояние. Следовательно, согласно теории валентных связей максимальная валентность кислорода не соответствует номеру группы и равна 2.

в) Ni

Элемент Ni находится в 4 периоде, в побочной подгруппе VIII группы. Электронная конфигурация атома никеля в основном состоянии $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$. Никель является элементом побочной подгруппы, поэтому его валентность определяется числом электронов на внешнем ($4s^2$) и предвнешнем ($3d^8$) энергетических уровнях. В данном случае число валентных электронов не совпадает с номером группы, в соответствии с которым максимальная валентность никеля должна быть равна 8. Однако для никеля такая валентность не характерна. Приведем электронно-графическое изображение валентных электронов атома никеля в основном состоянии:



Атом никеля не имеет на внешнем $4s$ -подуровне неспаренных электронов. Электроны предвнешнего $3d$ -подуровня при этом экранированы, то есть не могут принимать участия в образовании связей. Следовательно, валентность никеля в основном состоянии равна нулю. Атом никеля может переходить в возбужденное состояние (Ni^*), так как на четвертом энергетическом уровне есть свободные $4p$ -орбитали. При этом электроны на $4s$ -подуровне распариваются и один из них переходит на свободную $4p$ -орбиталь:

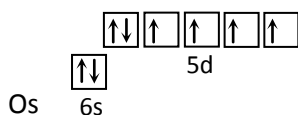


В первую очередь в образовании связи участвуют электроны внешнего энергетического уровня. В возбужденном состоянии атом никеля имеет два неспаренных электрона на внешнем энергетическом уровне ($4s^1 4p^1$), поэтому для большинства соединений никеля характерной будет являться валентность 2. Например, такую валентность никель проявляет в соединениях NiCl_2 ,

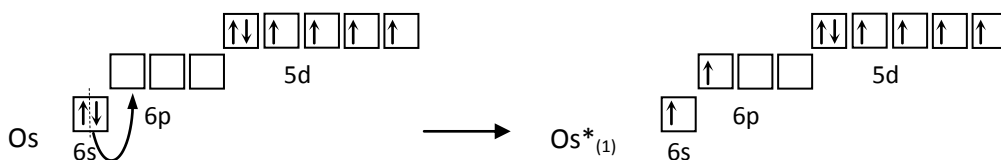
$\text{Ni}(\text{OH})_2$, NiSO_4 . В образовании химических связей могут также принимать участие неспаренные электроны предвнешнего $3d$ -подуровня. Так как третий энергетический уровень расщепляется только на три подуровня ($3s$, $3p$, $3d$) и на нем нет свободных орбиталей, то распаривание электронов $3d$ -подуровня не происходит. Таким образом, атом никеля образует одно возбужденное состояние, где 2 неспаренных электрона на внешнем энергетическом уровне, и 2 неспаренных электрона на предвнешнем энергетическом уровне, следовательно, он может проявлять валентность от 2 до 4. Валентность 4 никель проявляет, например, в соединениях типа Cs_2NiF_6 .

г) Os

Элемент Os находится в 6 периоде, в побочной подгруппе VIII группы. Электронная конфигурация атома осмия в основном состоянии $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^6$. Осмий является элементом побочной подгруппы, поэтому его валентность определяется числом электронов на внешнем ($6s^2$) и предвнешнем ($5d^6$) энергетических уровнях. Число валентных электронов совпадает с номером группы, то есть максимальная валентность этого элемента равна 8. Такую валентность осмий может проявлять в некоторых соединениях. Атом осмия не имеет на внешнем $6s$ -подуровне неспаренных электронов, следовательно, валентность осмия в основном состоянии будет равна 0:

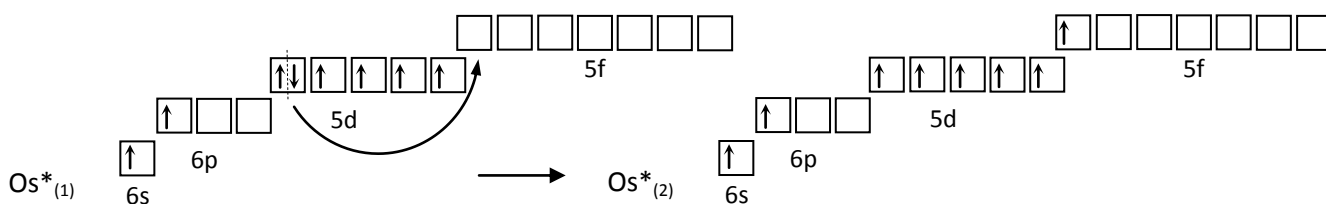


Так как атом осмия имеет свободный $6p$ -подуровень, он может переходить в возбужденное состояние ($\text{Os}_{(1)}^*$). При этом электроны $6s$ -подуровня распариваются и один из них переходит на свободную орбиталь $6p$ -подуровня:



Так как в возбужденном состоянии на внешнем энергетическом уровне атома осмия находятся два неспаренных электрона ($6s^1 6p^1$), его валентность будет равна 2. Однако соединения с такой валентностью для осмия не характерны. Учитывая, что неспаренные электроны предвнешнего $5d$ -подуровня также могут принимать участие в образовании связей, в возбужденном состоянии осмий может проявлять валентность от 2 до 6. Осмий образует соединения, где проявляет валентность равную 4 и 6, например, OsO_2 и OsF_6 .

Возбужденное состояние ($\text{Os}_{(2)}^*$) может также образовываться за счет распаривания электронов предвнешнего $5d$ -подуровня и перехода одного из них на свободный $5f$ -подуровень:



Во втором возбужденном состоянии осмий может проявлять валентность от 2 до 8. Валентность 8 осмий проявляет в таких соединениях как, например, OsO_4 .

4. Геометрия молекул. Гибридизация атомных орбиталей. Типы химических связей

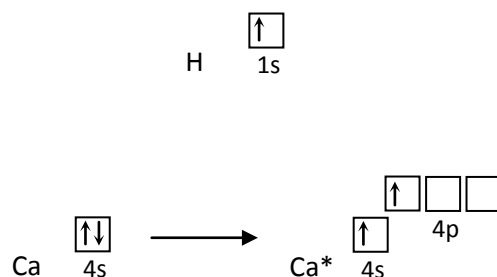
Задача 4.

Какую геометрию имеют молекулы: а) CaH_2 ; б) GaF_3 ; в) CBr_4 ; г) CH_2F_2 ; д) O_2 ? Приведите электронно-графические изображения валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Каков тип гибридизации центрального атома? Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).

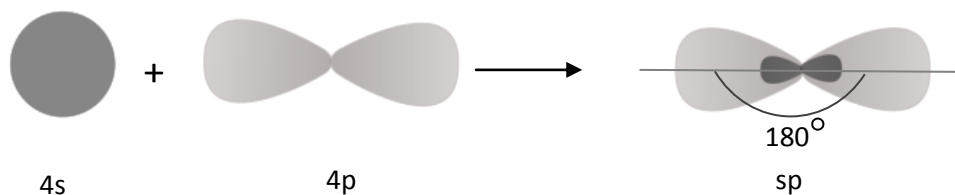
Алгоритм решения:

а) Валентность водорода в соединении CaH_2 равна 1, валентность кальция равна 2.

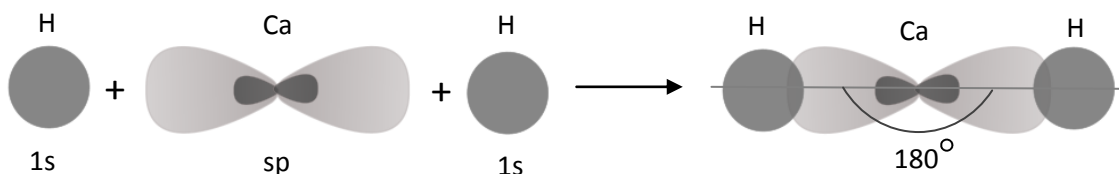
Электронные конфигурации этих элементов: Ca - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$, H - $1s^1$. Так как они являются элементами главных подгрупп, их валентные электроны – это электроны внешнего энергетического уровня: у Ca - $4s^2$, у H - $1s^1$. В основном состоянии атом водорода имеет один неспаренный электрон, таким образом, его валентность равна 1. У атома Ca в основном состоянии нет неспаренных электронов, то есть его валентность равна 0. Так как его



валентность в соединении CaH_2 равна 2. Он может переходить в возбужденное состояние (Ca^*), при этом электроны с $4s$ -подуровня распариваются и один из них переходит на свободную $4p$ -орбиталь. Таким образом, в возбужденном состоянии кальций имеет два неспаренных электрона и его валентность равна 2. Процессу образования химической связи предшествует процесс гибридизации, то есть выравнивание атомных орбиталей по форме и энергии. В процессе sp -гибридизации участвуют занятые электронами $4s$ - и $4p$ -орбитали атома кальция. В результате образуются две sp -гибридные орбитали, которые расположены в пространстве под углом 180° .



$1s$ -орбитали атомов водорода имеют форму сферы. Каждая из них перекрывается с гибридной орбиталью атома кальция по линии, соединяющей ядра атомов. В результате перекрывания образуется две σ -связи Ca-H. Форма такой молекулы будет линейной.



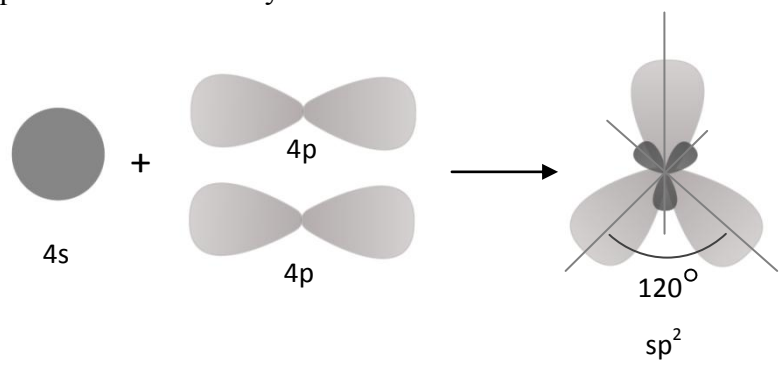
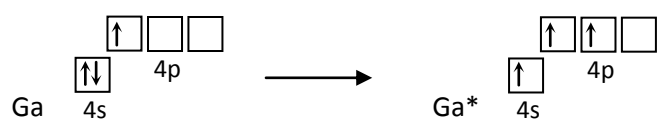
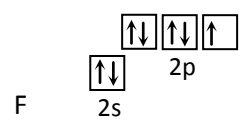
б) GaF₃

Валентность галлия в соединении GaF₃ равна 3, валентность фтора равна 1.

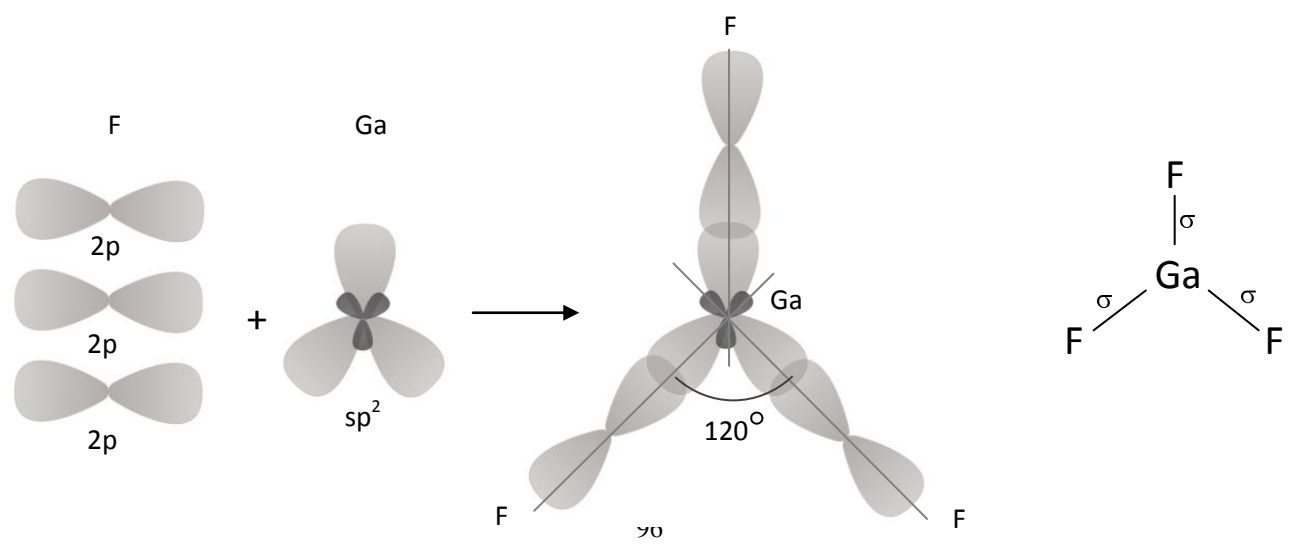
Электронные конфигурации этих элементов: Ga - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$; F - $1s^2 2s^2 2p^5$.

Оба элемента являются элементами главных подгрупп, следовательно, их валентные электроны – электроны внешнего энергетического уровня: у Ga - $4s^2 4p^1$, у F - $2s^2 2p^5$. Атом фтора имеет один неспаренный электрон на 2p-подуровне и может проявлять валентность, равную 1. В основном состоянии атом галлия имеет один неспаренный электрон. Согласно теории валентных связей, его валентность равна 1. В соединении GaF₃ галлий имеет валентность 3, следовательно, для образования химических связей он должен перейти в возбужденное состояние (Ga*).

Так у атома галлия есть свободные орбитали в пределах четвертого энергетического уровня, электроны с 4s-подуровня распариваются и один из них переходит на незанятую орбиталь 4p-подуровня. Далее происходит процесс гибридизации атома галлия, где участвуют одна 4s-орбиталь и две 4p-орбитали. В результате образуются три sp²-гибридные орбитали, расположенные по углом 120°.

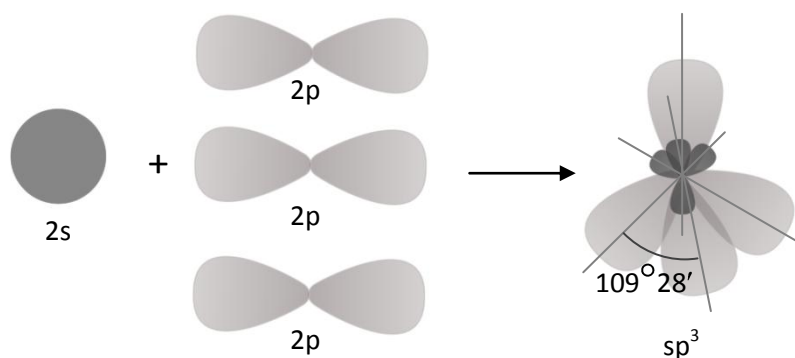
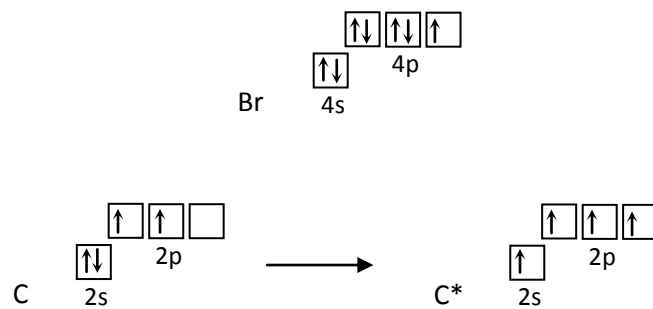


Негибридные 2p-орбитали атомов фтора перекрываются с sp²-гибридными орбиталями атома галлия по линии, соединяющей ядра атомов. В результате образуется три σ-связи Ga-F. Геометрия молекулы фторида галлия – плоский треугольник. В центре треугольника находится атом галлия, а в вершинах треугольника – атомы фтора.

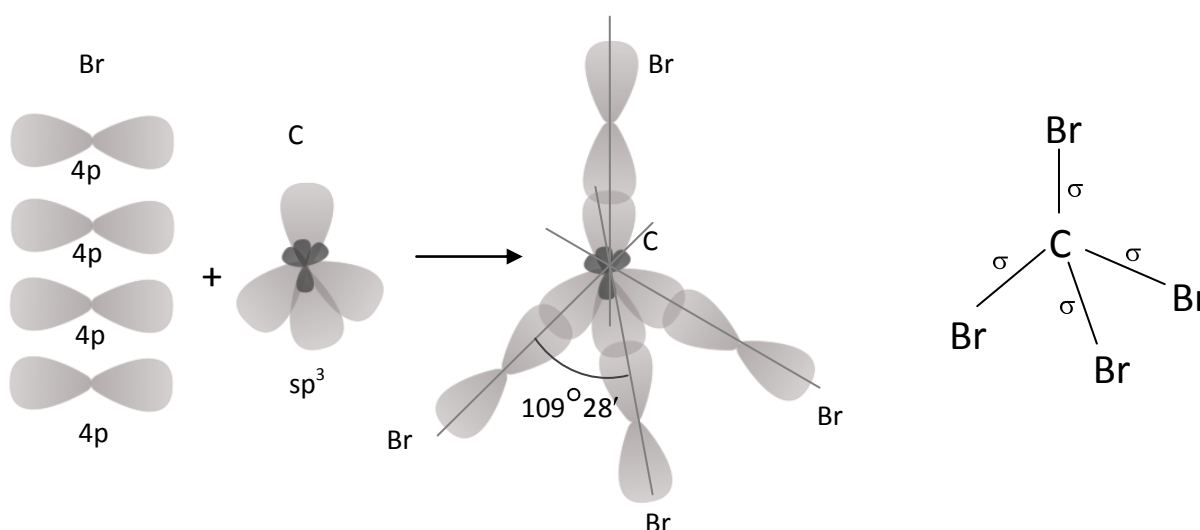


в) CBr_4

Валентность углерода в соединении CBr_4 равна 4, валентность брома равна 1. Электронные конфигурации этих элементов: C - $1s^2 2s^2 2p^2$; Br - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$. Так как углерод и бром являются элементами главных подгрупп, их валентные электроны – электроны внешнего энергетического уровня: у C - $2s^2 2p^2$, у Br - $4s^2 4p^5$. В основном состоянии атом брома имеет один неспаренный $4p$ -электрон. Следовательно, он может проявлять валентность, равную 1. Углерод в основном состоянии имеет два неспаренных электрона, то есть может проявлять валентность равную 2. Так как у атома углерода в пределах второго энергетического уровня есть свободная $2p$ -орбиталь, он может переходить в возбужденное состояние (C^*). Электроны с $2s$ -подуровня распариваются и один из них переходит на незанятую $2p$ -орбиталь. В возбужденном состоянии углерод имеет 4 неспаренных электрона, то есть его валентность равна 4. Далее происходит процесс sp^3 -гибридизации атома углерода, в котором участвует одна $2s$ -орбиталь и три $2p$ -орбитали. Образуется четыре гибридных sp^3 -орбитали, расположенных в пространстве под углом $109^\circ 28'$.

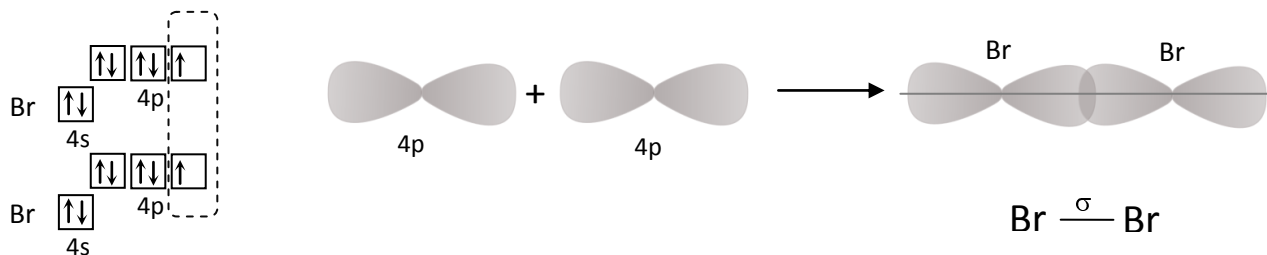


У атомов брома в образовании связи участвует неспаренный $4p$ -электрон. Негибридные орбитали атомов брома перекрываются с sp^3 -гибридными орбиталями атома углерода по линиям, соединяющим ядра атомов. Образуется четыре σ -связи. Форма такой молекулы будет тетраэдрической. В центре тетраэдра находится атом углерода, а в вершинах тетраэдра – атомы брома.



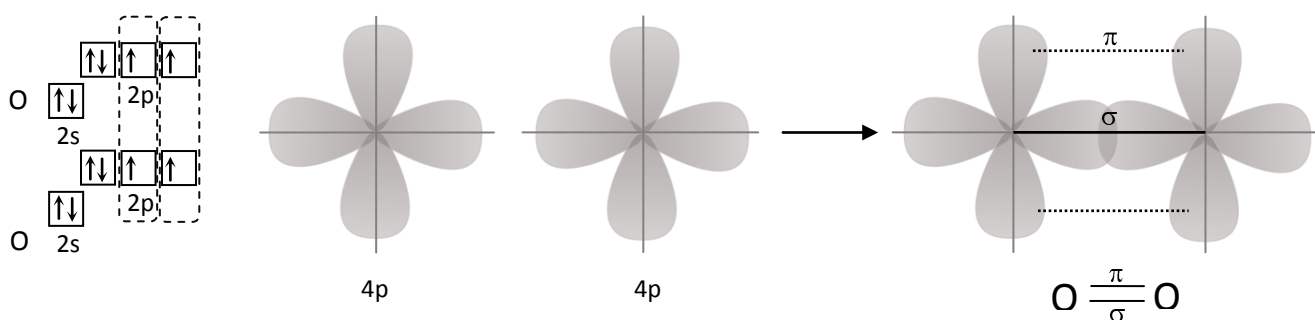
г) Br₂

Электронная конфигурация Br - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$. Валентными электронами у атома брома являются электроны внешнего энергетического уровня - $4s^2 4p^5$. У каждого атома брома есть один неспаренный $4p$ -электрон. Следовательно, валентность брома в этом соединении равна 1. Связь возникает за счет перекрывания негибридных орбиталей $4p$ -электронов по линии, соединяющей ядра атомов. Таким образом, образуется одна σ -связь. Форма такой молекулы будет линейной.



д) O₂

Электронная конфигурация O - $1s^2 2s^2 2p^4$. Валентными электронами у атома кислорода являются электроны внешнего энергетического уровня - $2s^2 2p^4$. У каждого атома кислорода есть два неспаренных $2p$ -электрона. При перекрывании орбиталей этих электронов образуются две общие электронные пары. Так как $2p$ -орбитали расположены друг относительно друга под углом 90° , то перекрывание по линии, соединяющей ядра атомов кислорода (σ -связь) возможно только для одной пары орбиталей. Вторая связь (π -связь) будет образовываться за счет перекрывания второй пары орбиталей над и под плоскостью, соединяющей ядра атомов. Таким образом, в молекуле кислорода между атомами образуется двойная связь, которая состоит из одной σ и одной π -связи. Форма молекулы будет линейная.



5. Смещение электронной плотности. Ионность связи

Задача 5.

Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: P₂S₅, Na₂S, Al₂S₃, CaS, SiS₂. Укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

Алгоритм решения:

Степень ионности связи определяется по разности электроотрицательностей элементов, образующих данную связь. Для расчета воспользуемся таблицей электроотрицательностей.

$$\Delta\text{ЭО (P-S)} = \text{ЭО(P)} - \text{ЭО(S)} = |2,19-2,58| = 0,39$$

$$\Delta\text{ЭО (Na-S)} = \text{ЭО(Na)} - \text{ЭО(S)} = |0,93-2,58| = 1,65$$

$$\Delta\text{ЭО (Al-S)} = \text{ЭО(Al)} - \text{ЭО(S)} = |1,61-2,58| = 0,97$$

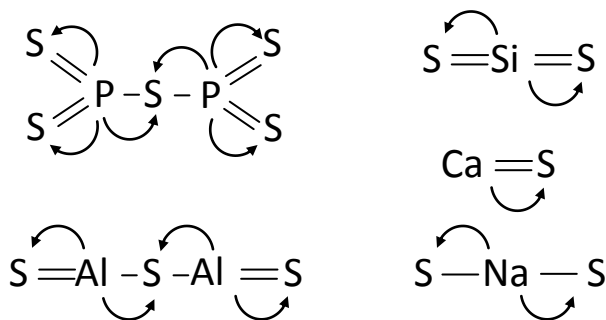
$$\Delta\text{ЭО (Ca-S)} = \text{ЭО(Ca)} - \text{ЭО(S)} = |1,00-2,58| = 1,58$$

$$\Delta\text{ЭО (Si-S)} = \text{ЭО(Si)} - \text{ЭО(S)} = |1,90-2,58| = 0,68$$

Чем больше разность электроотрицательностей, тем больше степень ионности связи. Расположим соединения в порядке возрастания степени ионности связи:



Смещение электронной плотности происходит в сторону более электроотрицательного элемента. Во всех перечисленных соединениях электронная плотность будет смещаться к атому серы, так как он имеет наибольшее значение электроотрицательности.



ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №1

1. Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: H₂O, KCl, Na₂SO₄, Cl₂, HClO. Укажите тип химической связи для каждого соединения.
2. Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: I₂, CO₂, CsF, CaCl₂, Li. Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?
3. Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома N во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять азот в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность азота.
4. Какую геометрию имеет молекула BBr₃? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Каков тип гибридизации атома бора? Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрытие атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).
5. Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: HCl, HI, HBr, HF. Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №2

1. Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: FeSO_4 , CoCl_2 , SO_2 , Br_2 , HF . Укажите тип химической связи для каждого соединения.
2. Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: Cu , BaCl_2 , C (графит), I_2 , NiSO_4 . Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?
3. Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома Te во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять теллур в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность теллура.
4. Какую геометрию имеет молекула H_2O ? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Каков тип гибридизации атома кислорода? Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).
5. Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: $\text{BeF}_2, \text{BF}_3, \text{CF}_4, \text{NF}_3$. Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №3

1. Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, KCl , P_2O_5 , CaO , F_2 . Укажите тип химической связи для каждого соединения.
2. Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: TiO_2 , CuO , O_2 , Ca , Na_2S . Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?
3. Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома Si во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять кремний в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность кремния.
4. Какую геометрию имеет молекула PH_3 ? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Каков тип гибридизации атома фосфора? Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).
5. Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te . Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №4

1. Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: Fe_2O_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, N_2 , HBr , CO . Укажите тип химической связи для каждого соединения.

2. Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: Cl_2 , Na_2SO_4 , KCl , CO_2 , Fe . Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?
3. Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома Se во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять селен в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность селена.
4. Какую геометрию имеет молекула Cl_2 ? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).
5. Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: CF_4 , NF_3 , OF_2 , F_2 . Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №5

1. Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, SO_2 , PbI_2 , Br_2 , CsCl . Укажите тип химической связи для каждого соединения.
2. Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: Cu , RbF , MnSO_4 , H_2O , V . Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?
3. Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома I во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять йод в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность йода.
4. Какую геометрию имеет молекула NH_3 ? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Каков тип гибридизации атома азота? Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).
5. Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: NaF , NaCl , NaBr , NaI . Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №6

1. Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: H_2 , MnS , N_2O , CaSO_4 , AgCl . Укажите тип химической связи для каждого соединения.
2. Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: Ba , KOH , Br_2 , KF , BaO . Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?

3. Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома Al во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять алюминий в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность алюминия.
4. Какую геометрию имеет молекула CF₄? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Каков тип гибридизации атома углерода? Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).
5. Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: H₂O, Li₂O, Na₂O, K₂O. Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №7

1. Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: Al₂O₃, N₂O₃, H₃AsO₄, I₂, KNO₃. Укажите тип химической связи для каждого соединения.
2. Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: BaS, Al, CO₂, C (алмаз), HI. Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?
3. Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома Cl во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять хлор в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность хлора.
4. Какую геометрию имеет молекула BeBr₂? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Каков тип гибридизации атома бериллия? Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).
5. Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: BeO, MgO, CaO, SrO. Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №8

1. Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: SiO₂, K₃PO₄, N₂O, Cl₂, CdS. Укажите тип химической связи для каждого соединения.
2. Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: Mg, ZnCl₂, N₂, H₂O, Na₂S. Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?

- Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома Sc во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять скандий в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность скандия.
- Какую геометрию имеет молекула H_2S ? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Каков тип гибридизации атома серы? Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).
- Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: CO_2 , SiO_2 , GeO_2 , SnO_2 . Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №9

- Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: $Ni(OH)_2$, O_2 , ZnO , HNO_3 , K_2SO_4 . Укажите тип химической связи для каждого соединения.
- Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: $MgCl_2$, Bi , F_2 , $CaCO_3$, $NiSO_4$. Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?
- Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома S во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять сера в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность серы.
- Какую геометрию имеет молекула SiH_4 ? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Каков тип гибридизации атома кремния? Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).
- Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: BeO , NO_2 , B_2O_3 , CO_2 . Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №10

- Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: H_3PO_4 , $NiCl_2$, $Ga(OH)_3$, P_2O_5 , Cl_2 . Укажите тип химической связи для каждого соединения.
- Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: C(алмаз), $Mg_3(PO_4)_2$, PbS , Mg , HCl . Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?
- Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома F во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять фтор в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность фтора.

4. Какую геометрию имеет молекула BCl_3 ? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Каков тип гибридизации атома бора? Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).
5. Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: BH_3 , CH_4 , NH_3 , H_2O . Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №11

1. Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: N_2 , Cs_2O , PbS , Na_2O , P_2O_3 . Укажите тип химической связи для каждого соединения.
2. Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: Na_2S , HI , Co , KNO_2 , S_8 . Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?
3. Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома Ti во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять титан в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность титана.
4. Какую геометрию имеет молекула H_2Se ? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Каков тип гибридизации атома селена? Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).
5. Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: NaCl , MgCl_2 , AlCl_3 , SiCl_4 . Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №12

1. Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: AgCl , Na_2O , H_2O , H_2CO_3 , O_2 . Укажите тип химической связи для каждого соединения.
2. Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: MnSO_4 , K , CO_2 , HCl , KCl . Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?
3. Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома Ge во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять германий в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность германий.
4. Какую геометрию имеет молекула CO_2 ? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Каков тип гибридизации атома углерода? Нарисуйте

пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).

- Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: $B_2O_3, Al_2O_3, Ga_2O_3, In_2O_3$. Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №13

- Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: $H_3BO_3, K_2S, Br_2, HF, N_2O_5$. Укажите тип химической связи для каждого соединения.
- Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: $Rb, MgF_2, CO_2, BaI_2, AgCl$. Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?
- Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома As во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять мышьяк в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность мышьяка.
- Какую геометрию имеет молекула SiF_4 ? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Каков тип гибридизации атома кремния? Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).
- Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: $Al_2O_3, SiO_2, P_2O_5, SO_2$. Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №14

- Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: $SrO, CaSO_4, HClO_3, I_2, NO_2$. Укажите тип химической связи для каждого соединения.
- Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: $Pb, Cu(NO_3)_2, K_2O, Cl_2, H_2O$. Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?
- Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома Sn во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять олово в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность олова.
- Какую геометрию имеет молекула OF_2 ? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Каков тип гибридизации атома кислорода? Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).

5. Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: SiH_4 , PH_3 , H_2S , HCl . Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №15

1. Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: Cu_2O , KMnO_4 , N_2 , P_2O_3 , SO_2 . Укажите тип химической связи для каждого соединения.
2. Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: Zn , BaSO_4 , I_2 , $\text{Co}(\text{OH})_2$, C (графит). Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?
3. Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома V во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять ванадий в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность ванадия.
4. Какую геометрию имеет молекула PCl_3 ? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Каков тип гибридизации атома фосфора? Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π , σ).
5. Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: LiCl , NaCl , KCl , RbCl . Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №16

1. Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: ZnBr_2 , PH_3 , NiCl_2 , O_2 , H_2SO_3 . Укажите тип химической связи для каждого соединения.
2. Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: AlF_3 , ZnO , Li , N_2 , Se . Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?
3. Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома Cd во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять кадмий в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность кадмия.
4. Какую геометрию имеет молекула AsH_3 ? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Каков тип гибридизации атома мышьяка? Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π , σ).
5. Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: BeF_2 , MgF_2 , CaF_2 , BaF_2 . Нарисуйте их

структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №17

1. Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: Cl_2O , Br_2 , HNO_3 , Al_2O_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Укажите тип химической связи для каждого соединения.
2. Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: MgO , I_2 , H_2O , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Sr . Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?
3. Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома Mg во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять магний в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность магния.
4. Какую геометрию имеет молекула SbH_3 ? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Каков тип гибридизации атома сурьмы? Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).
5. Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: Rb_2S , K_2S , Na_2S , Li_2S . Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №18

1. Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: $\text{Fe}(\text{OH})_2$, Cu_2S , As_2O_5 , I_2 , H_2S . Укажите тип химической связи для каждого соединения.
2. Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: K , CO_2 , MnCl_2 , C (алмаз), K_3PO_4 . Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?
3. Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома Zr во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять цирконий в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность циркония.
4. Какую геометрию имеет молекула BeI_2 ? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Каков тип гибридизации атома бериллия? Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).
5. Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: MnCl_2 , FeCl_2 , NiCl_2 , MgCl_2 . Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №19

1. Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: CO_2 , H_3PO_4 , V_2O_3 , N_2 , ZnCl_2 . Укажите тип химической связи для каждого соединения.
2. Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: MgO , I_2 , H_2O , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Sr . Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?
3. Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома Mn во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять марганец в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность марганца.
4. Какую геометрию имеет молекула SbCl_3 ? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Каков тип гибридизации атома сурьмы? Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).
5. Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: $\text{Ta}_2\text{O}_5, \text{Nb}_2\text{O}_5, \text{As}_2\text{O}_5, \text{P}_2\text{O}_5$. Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №20

1. Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: SO_2 , KClO_3 , Cl_2 , $\text{Be}(\text{OH})_2$, ZnSO_4 . Укажите тип химической связи для каждого соединения.
2. Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: Si , Al , HBr , CaO , BaCrO_4 . Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?
3. Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома Bi во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять висмут в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность висмута.
4. Какую геометрию имеет молекула CH_3F ? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Каков тип гибридизации атома углерода? Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).
5. Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: $\text{OF}_2, \text{TeF}_2, \text{SeF}_2, \text{SF}_2$. Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №21

1. Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: PCl_3 , V_2O_3 , O_2 , KNO_2 , BaS . Укажите тип химической связи для каждого соединения.
2. Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: Br_2 , Rb , HCl , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, LiBr . Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?
3. Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома In во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять индий в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность индия.
4. Какую геометрию имеет молекула H_2Te ? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Каков тип гибридизации атома теллура? Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).
5. Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: LiF , NaCl , KBr , RbI . Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №22

1. Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: H_2SO_3 , BaF_2 , Br_2 , N_2O_3 , K_2S . Укажите тип химической связи для каждого соединения.
2. Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: C (графит), Ni , F_2 , K_2O , AgCl . Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?
3. Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома Ga во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять галлий в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность галлия.
4. Какую геометрию имеет молекула AlCl_3 ? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Каков тип гибридизации атома алюминия? Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).
5. Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: BaI_2 , CaBr_2 , MgCl_2 , BeF_2 . Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №23

1. Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: AgNO_3 , BeCl_2 , Li_2S , Br_2 , HI . Укажите тип химической связи для каждого соединения.

2. Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: $Mg(NO_3)_2$, $BaCl_2$, K , F_2 , C (графит). Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?
3. Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома Sr во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять стронций в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность стронция.
4. Какую геометрию имеет молекула CH_3Cl ? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Каков тип гибридизации атома углерода? Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).
5. Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: $SnI_4, GeBr_4, TiBr_4, SiCl_4$. Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №24

1. Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: N_2O_5 , Rb_2O , O_2 , $Pb(NO_3)_2$, H_2SO_3 . Укажите тип химической связи для каждого соединения.
2. Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: Mg , $NaBr$, H_2O , S_8 , Cl_2 . Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?
3. Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома Pb во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять свинец в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность свинца.
4. Какую геометрию имеет молекула $SbBr_3$? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Каков тип гибридизации атома сурьмы? Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).
5. Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: $PbO_2, SnO_2, ZrO_2, TiO_2$. Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №25

1. Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: Al_2O_3 , As_2O_3 , Cl_2 , H_2S , $CuSO_4$. Укажите тип химической связи для каждого соединения.
2. Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: NaF , $CoSO_4$, Si , Pb , N_2 . Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?

3. Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома Р во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять фосфор в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность фосфора.
4. Какую геометрию имеет молекула AlF_3 ? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Каков тип гибридизации атома алюминия? Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).
5. Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: $NaCl, CuCl, AgCl, AuCl$. Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №26

1. Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: $SiO_2, H_3PO_4, CO_2, F_2, MgCl_2$. Укажите тип химической связи для каждого соединения.
2. Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: $AlCl_3, P_4, CrCl_3, Zn, H_2O$. Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?
3. Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома Вг во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять бром в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность брома.
4. Какую геометрию имеет молекула I_2 ? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).
5. Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: $SnCl_4, SbCl_3, TeCl_2, InCl_3$. Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №27

1. Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: $Ga(NO_3)_3, K_3PO_4, SO_3, HI, Cl_2$. Укажите тип химической связи для каждого соединения.
2. Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: $Ag, Li(NO_3)_3, CO_2, Au, CaCO_3$. Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?
3. Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома Y во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять иттрий в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность иттрия.

4. Какую геометрию имеет молекула HI ? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).
5. Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: $\text{RbCl}, \text{SrCl}_2, \text{InCl}_3, \text{SnCl}_2$. Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №28

1. Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: $\text{Na}_2\text{SiO}_3, \text{N}_2\text{O}, \text{CuCl}_2, \text{F}_2, \text{H}_2\text{O}$. Укажите тип химической связи для каждого соединения.
2. Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: $\text{Na}, \text{Cs}_2\text{O}, \text{C}$ (алмаз), $\text{Co}(\text{NO}_3)_2, \text{I}_2$. Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?
3. Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома Cr во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять хром в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность хрома.
4. Какую геометрию имеет молекула CH_2Cl_2 ? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Каков тип гибридизации атома углерода? Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).
5. Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: $\text{CF}_4, \text{GeBr}_4, \text{SnI}_4, \text{SiCl}_4$. Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №29

1. Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: $\text{H}_2\text{CO}_3, \text{Li}_3\text{PO}_4, \text{O}_2, \text{MnCl}_2, \text{ZnO}$. Укажите тип химической связи для каждого соединения.
2. Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: $\text{P}, \text{KOH}, \text{Mg}, \text{CaS}, \text{Cl}_2$. Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?
3. Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома Mo во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять молибден в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность молибден.
4. Какую геометрию имеет молекула SiCl_4 ? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Каков тип гибридизации атома кремния? Нарисуйте

пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).

5. Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: $\text{AlCl}_3, \text{GaBr}_3, \text{BF}_3, \text{InI}_3$. Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

Индивидуальное задание «Химическая связь»

ВАРИАНТ №30

1. Изобразите структурные формулы следующих соединений и укажите валентность и степень окисления каждого элемента в этих веществах: $\text{BaSO}_4, \text{CaF}_2, \text{H}_3\text{AsO}_3, \text{N}_2, \text{HCl}$. Укажите тип химической связи для каждого соединения.
2. Определите тип кристаллической решетки для следующих соединений: $\text{Mg}(\text{OH})_2, \text{Ba}, \text{CO}_2, \text{Si}, \text{Na}_2\text{S}$. Какими физическими свойствами (прочность связи, температура плавления, механические свойства, электропроводность) обладают данные соединения и почему?
3. Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома Tl во всех возможных состояниях (основное, возбужденное). Какую валентность может проявлять таллий в этих состояниях? Приведите примеры соединений, укажите валентность таллия.
4. Какую геометрию имеет молекула MgBr_2 ? Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов взаимодействующих атомов, укажите, какие из них участвуют в образовании химических связей. Каков тип гибридизации атома магния? Нарисуйте пространственную структуру этой молекулы, покажите перекрывание атомных орбиталей, укажите типы связей (π, σ).
5. Используя значения относительной электроотрицательности, расположите следующие соединения в порядке возрастания ионности связи: $\text{NH}_3, \text{PH}_3, \text{AsH}_3, \text{SbH}_3$. Нарисуйте их структурные формулы и укажите, к какому атому смещается электронная плотность в этих соединениях.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Дайте определение понятия «химическая связь».
2. Какими силами обусловлена химическая связь? За счет чего она осуществляется?
3. Почему при образовании связи спины взаимодействующих электронов должны быть антипараллельны?
4. Что такое молекулярная орбиталь? Как она образуется?
5. Дайте определения понятиям «длина связи», «валентный угол», «энергия связи».
6. Как связаны между собой прочность, энергия и длина связи?
7. Дайте определение ковалентной связи. За счет чего она образуется?
8. Чем обусловлены направленность и насыщенность ковалентной связи?
9. Как образуется ковалентная связь по обменному механизму?
10. Что такое полярность связи? Как образуется ковалентная полярная и ковалентная неполярная связь?
11. Что такое эффективный заряд?
12. Что такое электрический момент диполя?

13. Как образуется химическая связь по донорно-акцепторному механизму?
14. Перечислите основные положения метода валентных связей.
15. Что такое основное и возбужденное состояние атома?
16. Как объясняется валентность элементов согласно методу валентных связей?
17. Дайте определение σ , π и δ -связям. Какими типами орбиталей они образуются?
18. Что такое кратность связи? Сравните прочность кратных связей.
19. Чем определяется геометрия молекул?
20. Что такое гибридизация? Каков ее механизм?
21. Как происходит sp -, sp^2 , sp^3 – гибридизация? Какую геометрию имеют молекулы с таким типом гибридизации у центрального атома?
22. Что из себя представляет кристаллическая решетка?
23. Дайте определения понятиям «энергия кристаллической решетки», «координационное число».
24. Что из себя представляет молекулярная кристаллическая решетка? Какие вещества могут образовывать молекулярные кристаллические решетки?
25. Что из себя представляет атомная кристаллическая решетка? Какие вещества могут образовывать атомные кристаллические решетки?
26. Как образуется ионная связь?
27. Что из себя представляет ионная кристаллическая решетка? Какие вещества могут образовывать ионные кристаллические решетки?
28. Как образуется металлическая связь? Что из себя представляет металлическая кристаллическая решетка? Какие вещества могут образовывать металлические кристаллические решетки?
29. Сравните энергию связи, температуры плавления, механические свойства, электропроводность разных типов кристаллических решеток. Почему они обладают теми или иными свойствами?

Тема 5. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ. ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

Химическая термодинамика. Понятие химической системы. Типы химических систем: открытые, закрытые, изолированные. Равновесное состояние системы. Типы термодинамических процессов: обратимые, необратимые, самопроизвольные, равновесные. Первый закон термодинамики. Понятие энтальпии. Экзотермические и эндотермические реакции. Тепловой эффект реакции. Стандартные условия. Закон Гесса, следствие из закона Гесса. Стандартные энтальпии (теплоты) образования веществ. Термохимические уравнения и их особенности. Понятие энтропии. Второй и третий закон термодинамики. Самопроизвольные процессы. Энтальпийный и энтропийный факторы химических реакций. Энергия Гиббса.

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Химическая термодинамика изучает возможность самопроизвольного протекания реакций, определяет энергетические эффекты протекания химических процессов, и условия протекания реакций.

Химическая система – это совокупность находящихся во взаимодействии веществ или частиц, реально или мысленно отделенная от окружающей среды. *Открытая система* – это система, которая обменивается с окружающей средой веществом и энергией. *Закрытая система* – это система, которая обменивается с окружающей средой энергией, но не может обмениваться веществом. *Изолированная система* – система, которая не обменивается с окружающей средой ни веществом, ни энергией.

Равновесное состояние системы – это такое состояние, когда все термодинамические параметры одинаковы во всех точках системы и не изменяются самопроизвольно во времени.

Равновесный процесс – процесс, при котором система проходит последовательный ряд равновесных состояний.

Необратимый процесс – процесс, проведение которого связано с передачей системой окружающей среде (или наоборот) энергии в форме тепла, работы и т.д.

Обратимый процесс – равновесный процесс, который можно провести в прямом и обратном направлении так, что во внешней среде не происходит изменений в форме тепла или работы.

Самопроизвольный процесс – процесс, который может осуществляться в системе без воздействия со стороны окружающей среды.

I закон термодинамики: теплота, подведенная к системе, расходуется на приращение внутренней энергии и на работу системы над окружающей средой:

$$Q = \Delta U + A$$

где Q – теплота, ΔU - изменение внутренней энергии, A - работа.

Энтальпия H (кДж/моль) - это термодинамическая функция, характеризующая теплосодержание системы при постоянном давлении.

Если в результате реакции энтальпия химической системы понижается ($\Delta H_{\text{реакции}} < 0$), то происходит выделение тепла и такая реакция называется *экзотермической*. Если в результате

реакции энтальпия системы повышается ($\Delta H_{\text{реакции}} > 0$), то происходит поглощение тепла и такая реакция называется *эндотермической*.

Тепловой эффект реакции $\Delta H_{\text{реакции}}$ (кДж) – количество тепла, выделяющееся или поглощающееся в процессе химической реакции. При постоянном давлении тепловой эффект реакции равен изменению энтальпии системы.

Как правило, в термодинамических расчетах используются величины, определенные при **стандартных условиях** (температура 298 К, давление 10^5 Па).

Согласно **закону Гесса**, тепловой эффект химической реакции не зависит от пути ее протекания, а зависит только от начального и конечного состояния веществ. Состояние веществ определяется их природой и агрегатным состоянием.

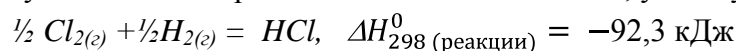
Расчет теплового эффекта реакции производится по **следствию из закона Гесса**: тепловой эффект реакции равен разности сумм стандартных энтальпий образования продуктов реакции и стандартных энтальпий образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции:

$$\Delta H_{298}^0 (\text{реакции}) = i \quad \Delta H_{298}^0 (\text{продукт.}) - i \quad \Delta H_{298}^0 (\text{исх.})$$

где i – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции, а ΔH_{298}^0 – стандартные энтальпии (стандартные теплоты) образования веществ.

Стандартная энтальпия (стандартная теплота) образования вещества ΔH_{298}^0 (кДж/моль) – это тепловой эффект реакции образования 1 моля вещества из простых веществ при стандартных условиях. Эти величины определены для многих веществ и являются справочными данными.

Термохимическое уравнение – уравнение, в котором указывается тепловой эффект реакции $\Delta H_{298}^0 (\text{реакции})$. При этом для удобства могут использоваться дробные стехиометрические коэффициенты, а также указываются агрегатные состояния веществ, участвующих в реакции.



Энтропия S (Дж/моль·К) – термодинамическая функция, являющаяся мерой беспорядка в системе. Она зависит от природы вещества, его агрегатного состояния, температуры, давления и т.д.

Изменение энтропии в процессе химической реакции равно разности сумм стандартных энтропий продуктов реакции и исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции:

$$\Delta S_{298}^0 (\text{реакции}) = i \quad S_{298}^0 (\text{прод.}) - i \quad S_{298}^0 (\text{исх.})$$

где i – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции, а S_{298}^0 – стандартные энтропии образования веществ. **Стандартная энтропия вещества** S_{298}^0 (Дж/моль·К) определена для многих соединений и является справочной величиной.

Самопроизвольный процесс – процесс, который может осуществляться в системе без воздействия со стороны окружающей среды.

Движущей силой реакции является уменьшение энергии системы в процессе реакции, то есть, как правило, самопроизвольно идут экзотермические процессы, где $\Delta H_{298}^0 (\text{реакции}) < 0$. Однако и эндотермические реакции могут идти самопроизвольно, так как движущей силой реакции является также увеличение меры беспорядка системы.

Согласно **2 закону термодинамики**, в изолированных системах самопроизвольно идут только те процессы, которые сопровождаются ростом энтропии, когда $\Delta S_{298}^0 (\text{реакции}) > 0$.

3 закон термодинамики гласит о том, что в идеальном кристалле при температуре, близкой к абсолютному нулю, энтропия стремится к нулю. Однако, в реальных химических системах энтропия всегда больше нуля из-за наличия постоянного движения и дефектов в кристаллических структурах.

Таким образом, энтальпийный и энтропийный факторы определяют самопроизвольность процесса. Критерием самопроизвольного протекания химической реакции при данных условиях является изменение **энергии Гиббса** ΔG_{298}^0 (кДж/моль), которое рассчитывается по формуле:

$$\Delta G_{298(\text{реакции})}^0 = \Delta H_{298(\text{реакции})}^0 - T \Delta S_{298(\text{реакции})}^0$$

где $\Delta H_{298(\text{реакции})}^0$ - изменение энтальпии в процессе реакции или тепловой эффект реакции; $\Delta S_{298(\text{реакции})}^0$ - изменение энтропии в процессе реакции.

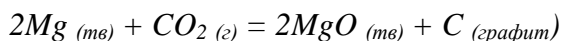
Если $\Delta G_{298(\text{реакции})}^0 < 0$, то химическая реакция протекает при данных условиях самопроизвольно в прямом направлении, то есть в сторону образования продуктов реакции. Наиболее вероятно протекание реакции при той температуре, при которой будет более отрицательное значение $\Delta G_{298(\text{реакции})}^0$. Если же $\Delta G_{298(\text{реакции})}^0 > 0$, то реакция самопроизвольно в прямом направлении протекать не будет, но возможно ее протекание в обратном направлении. При $\Delta G_{298(\text{реакции})}^0 = 0$ система будет находиться в состоянии химического равновесия, возможно протекание и прямой, и обратной реакции.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

1. Тепловой эффект. Следствие из закона Гесса

Задача 1.

Вычислите тепловой эффект реакции, запишите термохимическое уравнение реакции.



Определите, сколько теплоты выделится при сгорании 1 кг магния по этой реакции.

Алгоритм решения:

1. Тепловой эффект реакции $\Delta H_{298(\text{реакции})}^0$ определяем согласно следствию из закона Гесса.

$$\Delta H_{298(\text{реакции})}^0 = i \Delta H_{298(\text{прод.})}^0 - i \Delta H_{298(\text{исх.})}^0$$

Записываем выражение для расчета теплового эффекта реакции $\Delta H_{298(\text{реакции})}^0$ с учетом стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции. Умножаем стандартные энтальпии образования веществ на коэффициенты, которые стоят перед ними в уравнении реакции:

$$\Delta H_{298(\text{реакции})}^0 = 2\Delta H_{298}^0(MgO_{(тв)}) + \Delta H_{298}^0(C_{(графит)}) - 2\Delta H_{298}^0(Mg_{(тв)}) + \Delta H_{298}^0(CO_{2(г)})$$

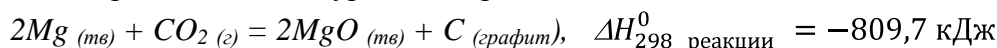
Для расчета необходимы справочные данные по стандартным энтальпиям образования веществ, участвующих в реакции. Используя таблицу термодинамических величин (приложение 3), определяем:

$$\Delta H_{298}^0(CO_{2(г)}) = -393,5 \text{ кДж/моль}; \Delta H_{298}^0(MgO_{(тв)}) = -601,6 \text{ кДж/моль}$$

Для простых веществ (Mg, C) стандартные энтальпии образования ΔH_{298}^0 как правило, равны нулю: $\Delta H_{298}^0(Mg)_{тв} = 0 \text{ кДж/моль}; \Delta H_{298}^0(C)_{графит} = 0 \text{ кДж/моль}$

$$\Delta H_{298}^0(\text{реакции}) = 2 \cdot -601,6 + 0 - (2 \cdot 0 + -393,5) = -809,7 \text{ кДж}$$

2. Запишем термохимическое уравнение реакции:



Так как $\Delta H^0 < 0$, эта реакция является экзотермической, при ее протекании происходит выделение тепла.

3. Для того чтобы определить количество тепла Q , выделяемое при сгорании 1 кг Mg в этой реакции, переведем массу магния в количество вещества.

$$n = \frac{m(Mg)}{M(Mg)} = \frac{1000 \text{ г}}{24 \text{ г/моль}} = 41,66 \text{ моль}$$

Согласно уравнению реакции при сгорании 2 молей Mg выделяется 809,7 кДж тепла. Составляем пропорцию:

$$\begin{array}{rcl} 2 \text{ моль Mg} & - & 809,7 \text{ кДж} \\ 41,66 \text{ моль Mg} & - & x \text{ кДж} \\ x & = & \frac{41,66 \cdot 809,7}{2} = 16866 \text{ кДж} \end{array}$$

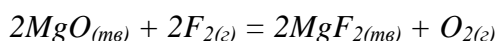
Таким образом, количество теплоты Q , выделившееся в результате сгорания 1 кг Mg составляет 16866 кДж.

Ответ: $\Delta H_{298}^0(\text{реакции}) = -809,7 \text{ кДж}; Q = 16866 \text{ кДж}$

2. Энтропия. Энергия Гиббса. Самопроизвольность протекания процесса

Задача 2.

Рассчитав значение изменения энергии Гиббса, установите, в каком направлении может протекать реакция при 25 °С.



Алгоритм решения:

Для того, чтобы определить направление процесса, необходимо вычислить изменение энергии Гиббса в процессе реакции $\Delta G_{298}^0(\text{реакции})$ по уравнению:

$$\Delta G_{298}^0(\text{реакции}) = \Delta H_{298}^0(\text{реакции}) - T\Delta S_{298}^0(\text{реакции})$$

1. Определим $\Delta H_{298}^0(\text{реакции})$ согласно следствию из закона Гесса:

$$\Delta H_{298}^0(\text{реакции}) = i \Delta H_{298}^0(\text{прод.}) - i \Delta H_{298}^0(\text{исх.})$$

Используя таблицу термодинамических величин (приложение 3), определяем:

$$\Delta_f H_{298}^0(MgO_{(тв)}) = -601,6 \text{ кДж/моль}; \Delta_f H_{298}^0(F_{2(г)}) = 0 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta_f H_{298}^0(MgF_{2(тв)}) = -1124,2 \text{ кДж/моль}; \Delta_f H_{298}^0(O_{2(г)}) = 0 \text{ кДж/моль}$$

Рассчитаем тепловой эффект реакции:

$$\begin{aligned} \Delta H_{298}^0(\text{реакции}) &= 2\Delta H_{298}^0(MgF_{2(тв)}) + \Delta H_{298}^0(O_{2(г)}) - 2\Delta H_{298}^0(MgO_{(тв)}) + 2\Delta H_{298}^0(F_{2(г)}) \\ \Delta H_{298}^0(\text{реакции}) &= 2 \cdot -1124,2 + 0 - 2 \cdot -601,6 + 0 = -1045,2 \text{ кДж} \end{aligned}$$

2. Определяем $\Delta S_{298}^0(\text{реакции})$, также используя следствие из закона Гесса:

$$\Delta S_{298}^0(\text{реакции}) = \sum_i S_{298}^0(\text{прод.}) - \sum_i S_{298}^0(\text{исх.})$$

Используя таблицу термодинамических величин, определим стандартные энтропии веществ, учитывая, что энтропия вещества всегда больше нуля:

$$S_{298}^0 \text{ MgO}_{(\text{ТВ})} = 27 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}; S_{298}^0 (\text{F}_{2(\text{ТВ})}) = 202,8 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К};$$

$$S_{298}^0 \text{ MgF}_{2(\text{ТВ})} = 57,2 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}; S_{298}^0 \text{ O}_{2(\text{Г})} = 205,2 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}.$$

Рассчитаем изменение энтропии реакции, учитывая стехиометрические коэффициенты. Умножим стандартные энтропии веществ на коэффициенты, которые стоят перед ними в уравнении реакции:

$$\Delta S_{298}^0(\text{реакции}) = 2S_{298}^0 \text{ MgF}_{2(\text{ТВ})} + S_{298}^0 \text{ O}_{2(\text{Г})} - 2S_{298}^0 \text{ MgO}_{(\text{ТВ})} + 2S_{298}^0 (\text{F}_{2(\text{Г})})$$

$$\Delta S_{298}^0(\text{реакции}) = 2 \cdot 57,2 + 205,2 - (2 \cdot 27 + 2 \cdot 202,8) = -140 \text{ Дж/К}$$

3. Находим изменение энергии Гиббса по уравнению

$$\Delta G_{298}^0(\text{реакции}) = \Delta H_{298}^0(\text{реакции}) - T\Delta S_{298}^0(\text{реакции})$$

Температуру необходимо перевести в К: $T = 273 + 25 = 298 \text{ К}$

При расчете необходимо учесть, что величины $\Delta H_{298}^0(\text{реакции})$ и $\Delta S_{298}^0(\text{реакции})$ имеют разные единицы измерения.

$$\Delta G_{298}^0(\text{реакции}) = -1045200 - 298 \cdot -140 = -1003480 \text{ Дж} = -1003,5 \text{ кДж}$$

Так как полученное значение $\Delta G_{298}^0(\text{реакции}) < 0$, реакция при данной температуре протекает в прямом направлении.

Ответ: реакция может протекать в прямом направлении.

3. Условия протекания химической реакции

Задача 3.

При какой температуре реакция



пойдет: а) в прямом направлении; б) в обратном направлении; в) в прямом и обратном направлениях одновременно?

Алгоритм решения:

а) Реакция пойдет в прямом направлении при условии, что $\Delta G_{298}^0(\text{реакции}) < 0$.

1. Определим $\Delta H_{298}^0(\text{реакции})$ согласно следствию из закона Гесса:

$$\Delta H_{298}^0(\text{реакции}) = \sum_i \Delta_f H_{298}^0(\text{прод.}) - \sum_i \Delta_f H_{298}^0(\text{исх.})$$

В данном случае все стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции равны 1, поэтому при расчете их можно не учитывать:

$$\Delta H_{298}^0(\text{реакции}) = \Delta H_{298}^0 \text{ CaO}_{(\text{ТВ})} + \Delta H_{298}^0 \text{ CO}_{2(\text{Г})} - \Delta H_{298}^0 \text{ CaCO}_{3(\text{ТВ})}$$

Используя таблицу термодинамических величин, определяем стандартные энтальпии образования веществ:

$$\Delta_f H_{298}^0 (\text{CaCO}_{3(\text{ТВ})}) = -1207 \text{ кДж/моль}; \Delta_f H_{298}^0 (\text{CaO}_{(\text{ТВ})}) = -634,9 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta_f H_{298}^0 (\text{CO}_{2(\text{Г})}) = -393,5 \text{ кДж/моль}.$$

Рассчитаем тепловой эффект реакции:

$$\Delta H_{298}^0(\text{реакции}) = -634,9 + (-393,5) - (-1207) = 178,6 \text{ кДж}$$

2. Определяем $\Delta S_{298}^0(\text{реакции})$ согласно следствию из закона Гесса:

$$\Delta S_{298}^0(\text{реакции}) = \sum_i S_{298}^0(\text{прод.}) - \sum_i S_{298}^0(\text{исх.})$$

$$\Delta S_{298}^0(\text{реакции}) = S_{298}^0(\text{CaO}_{(\text{тв})}) + S_{298}^0(\text{CO}_{2(\text{г})}) - S_{298}^0(\text{CaCO}_{3(\text{тв})})$$

По приложению 3 определяем стандартные энтропии веществ:

$$S_{298}^0(\text{CaCO}_{3(\text{тв})}) = 88 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}; S_{298}^0(\text{CaO}_{(\text{тв})}) = 38,1 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}; S_{298}^0(\text{CO}_{2(\text{г})}) = 213,8 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}$$

Рассчитаем изменение энтропии в процессе реакции:

$$\Delta S_{298}^0(\text{реакции}) = 38,1 + 213,8 - 88 = 163,9 \text{ Дж/К}$$

Реакция пойдет в прямом направлении при условии, что $\Delta G_{298}^0(\text{реакции}) < 0$. Исходя из выражения для расчета $\Delta G_{298}^0(\text{реакции})$

$$\Delta G_{298}^0(\text{реакции}) = \Delta H_{298}^0(\text{реакции}) - T\Delta S_{298}^0(\text{реакции})$$

составим неравенство:

$$\Delta H_{298}^0(\text{реакции}) - T\Delta S_{298}^0(\text{реакции}) < 0$$

Подставим найденные значения и решим неравенство, учитывая, что $\Delta S_{298}^0(\text{реакции})$ и $\Delta H_{298}^0(\text{реакции})$ имеют разную размерность:

$$178,6 \cdot 10^3 - T \cdot 163,9 < 0$$

$$T \cdot 163,9 - 178,6 \cdot 10^3 > 0$$

$$T \cdot 163,9 > 178,6 \cdot 10^3$$

$$T > \frac{178,6 \cdot 10^3}{163,9}$$

$$T > 1089,68 \text{ К}$$

Реакция будет идти в прямом направлении при температуре выше 1089,68 К, то есть при достаточно высоких температурах.

б) Реакция пойдет в обратном направлении при условии, что $\Delta G_{\text{реакции}}^0 > 0$.

$$\Delta H_{298}^0(\text{реакции}) - T\Delta S_{298}^0(\text{реакции}) > 0$$

$$178,6 \cdot 10^3 - T \cdot 163,9 > 0$$

$$T \cdot 163,9 - 178,6 \cdot 10^3 < 0$$

$$T \cdot 163,9 < 178,6 \cdot 10^3$$

$$T < \frac{178,6 \cdot 10^3}{163,9}$$

$$T < 1089,68 \text{ К}$$

Реакция будет идти в обратном направлении при температуре ниже 1089,68 К, то есть при относительно низких температурах.

в) Реакция будет находиться в равновесии, то есть будет идти одновременно и в прямом, и в обратном направлении при условии, что $\Delta G_{\text{реакции}}^0 = 0$.

$$\Delta H_{298}^0(\text{реакции}) - T\Delta S_{298}^0(\text{реакции}) = 0$$

$$178,6 \cdot 10^3 - T \cdot 163,9 = 0$$

$$T \cdot 163,9 - 178,6 \cdot 10^3 = 0$$

$$T \cdot 163,9 = 178,6 \cdot 10^3$$

$$T = \frac{178,6 \cdot 10^3}{163,9}$$

$$T = 1089,68 \text{ K}$$

Реакция будет идти и в прямом, и в обратном направлении при температуре 1089,68 К.

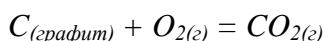
Ответ: а) $T > 1089,68 \text{ K}$; б) $T < 1089,68 \text{ K}$; в) $T = 1089,68 \text{ K}$.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

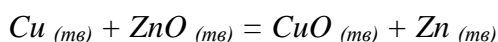
Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»

ВАРИАНТ №1

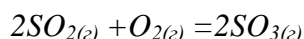
1. Рассчитайте тепловой эффект реакции образования оксида углерода (IV), запишите термохимическое уравнение реакции.



2. Сколько углерода и сколько кислорода (в граммах) вступило в реакцию, при которой выделилось 39,35 кДж теплоты?
3. Рассчитав изменение энергии Гиббса, установите, возможно ли самопроизвольное протекание реакции при 27 °С.



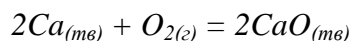
4. Покажите расчетом, при каких температурах реакция будет протекать в обратном направлении.



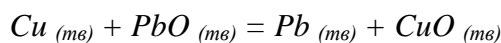
Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»

ВАРИАНТ №2

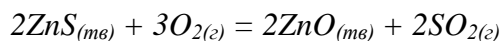
1. Рассчитайте тепловой эффект реакции образования оксида кальция, запишите термохимическое уравнение реакции. Сколько теплоты выделится при сгорании 200 граммов кальция?



2. Рассчитав значение изменения энергии Гиббса, установите, в каком направлении может протекать реакция при 25 °С:



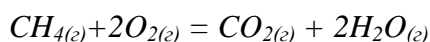
3. Покажите расчетом, при каких температурах возможно протекание реакции в прямом направлении.



Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»

ВАРИАНТ №3

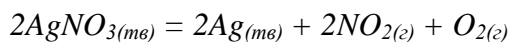
1. Рассчитайте тепловой эффект реакции горения метана, запишите термохимическое уравнение реакции. Сколько тепла выделится или поглотится при сгорании 11 г метана?



2. Рассчитав изменение энергии Гиббса, установите, при какой температуре наиболее вероятно протекание данной реакции - при 100 °С или при 1000 °С?

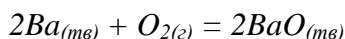


3. Покажите расчетом, при какой температуре реакция будет протекать и в прямом, и в обратном направлении одновременно.

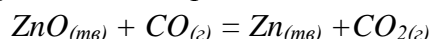


**Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»
ВАРИАНТ №4**

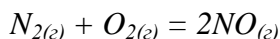
1. Рассчитайте тепловой эффект реакции, запишите термохимическое уравнение реакции. Сколько бария и кислорода в граммах вступило в реакцию, если в ходе неё выделилось 2740 кДж теплоты?



2. Рассчитав изменение энергии Гиббса, установите, при какой температуре наиболее вероятно протекание данной реакции – при 25 °С или при 100 °С?

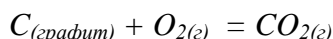


3. Покажите расчетом, при каких температурах возможно протекание реакции в прямом направлении.

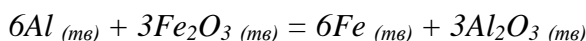


**Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»
ВАРИАНТ №5**

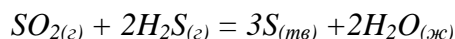
1. Рассчитайте тепловой эффект реакции образования углекислого газа, запишите термохимическое уравнение реакции. Сколько граммов CO₂ образовалось, если в результате реакции выделилось 327,9 кДж теплоты?



2. Рассчитав изменение энергии Гиббса, установите, в каком направлении может протекать реакция при 25 °С.

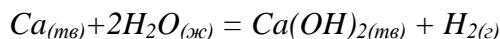


3. Покажите расчетом, при каких температурах возможно протекание реакции в прямом направлении.

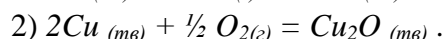
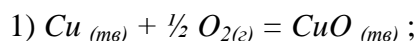


**Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»
ВАРИАНТ №6**

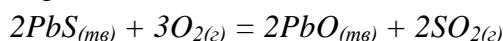
1. Рассчитайте тепловой эффект реакции взаимодействия кальция с водой, запишите термохимическое уравнение реакции. Сколько теплоты выделяется или поглощается при получении 100 литров водорода (н.у.) ?



2. Рассчитав изменение энергии Гиббса, установите, какая из двух реакций окисления меди более вероятна при 300 °С :



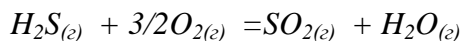
3. Покажите расчетом, при какой температуре реакция будет протекать и в прямом, и в обратном направлении одновременно.



Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»

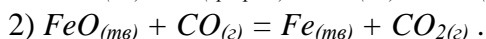
ВАРИАНТ №7

1. Рассчитайте тепловой эффект реакции горения сероводорода, запишите термохимическое уравнение реакции.

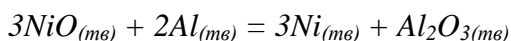


Сколько тепла выделяется при сгорании 1 м³ сероводорода (н.у.)?

2. Рассчитав значение энергии Гиббса, установите, какая из реакций наиболее вероятна при стандартной температуре.



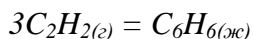
3. Покажите расчетом, при каких температурах возможно протекании реакции в прямом направлении.



Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»

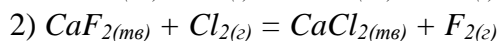
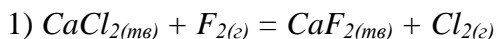
ВАРИАНТ №8

1. Рассчитайте тепловой эффект реакции образования бензола, запишите термохимическое уравнение реакции.

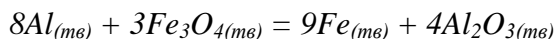


Сколько тепла выделится при образовании 1 кг бензола?

2. Рассчитав изменение энергии Гиббса, установите, какая из двух реакций более вероятна при 27 °С.



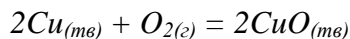
3. Покажите расчетом, при какой температуре реакция будет протекать и в прямом, и в обратном направлении одновременно.



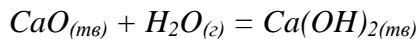
Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»

ВАРИАНТ №9

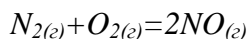
1. Рассчитайте тепловой эффект реакции образования оксида меди (II), запишите термохимическое уравнение реакции. Вычислите массу меди, которая прореагировала, если в результате реакции выделилось 12,8 кДж тепла.



2. Рассчитав изменение энергии Гиббса, установите, возможно ли самопроизвольное протекание реакции при температуре 25 °С?



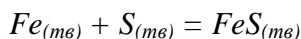
3. Покажите расчетом, при каких температурах эта реакция будет идти в обратном направлении.



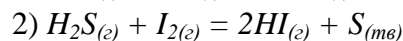
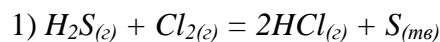
Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»

ВАРИАНТ №10

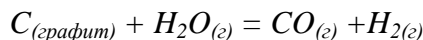
1. Рассчитайте тепловой эффект реакции образования сульфида железа (II), запишите термохимическое уравнение реакции. Сколько железа в граммах вступило в реакцию, в ходе которой выделилось 3,77 кДж?



2. Рассчитав изменение энергии Гиббса, установите, какая из двух реакций более вероятна при стандартной температуре.

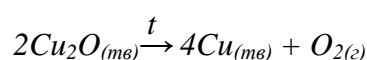


3. Покажите расчетом, при какой температуре реакция будет протекать и в прямом, и в обратном направлении одновременно.

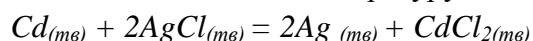


**Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»
ВАРИАНТ №11**

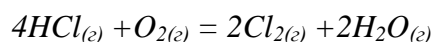
1. Рассчитайте тепловой эффект реакции разложения оксида меди (I), запишите термохимическое уравнение реакции. Определить массу оксида меди (I), участвовавшего в реакции, если на разложение было затрачено 17 кДж тепла.



2. Рассчитав изменение энергии Гиббса, установите, возможно ли самопроизвольное протекание реакции при температуре 25⁰С и если повысить температуру до 300⁰С.

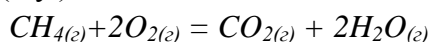


3. Покажите расчетом, при каких температурах возможно протекание реакции в прямом направлении.



**Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»
ВАРИАНТ №12**

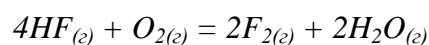
1. Определить тепловой эффект реакции горения метана и вычислить, сколько тепла выделяется при сжигании 100 литров CH₄ (н.у.).



2. Рассчитав изменение энергии Гиббса, установите, возможно ли самопроизвольное протекание реакции при температуре 100⁰С?

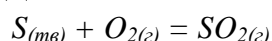


3. Покажите расчетом, при каких температурах возможно протекание реакции в прямом направлении.



**Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»
ВАРИАНТ №13**

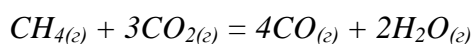
1. Рассчитайте тепловой эффект реакции образования оксида серы (IV), запишите термохимическое уравнение реакции. Вычислите массу прореагировавшей серы, если в результате реакции выделилось 92,8 кДж теплоты.



2. Рассчитав изменение энергии Гиббса, установите, возможно ли самопроизвольное протекание реакции при 35⁰С.



3. Покажите расчетом, при каких температурах реакция будет протекать в обратном направлении.



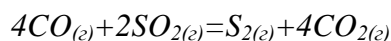
Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»

ВАРИАНТ №14

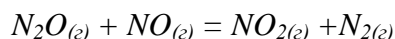
1. Рассчитайте тепловой эффект реакции разложения карбоната кальция, запишите термохимическое уравнение реакции. Определите, сколько теплоты потребуется для получения 100 м³ углекислого газа (н.у.).



2. Рассчитав изменение энергии Гиббса, установите, возможно ли самопроизвольное протекание реакции при 100 °С?



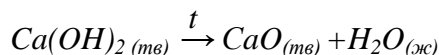
3. Покажите расчетом, при каких температурах возможно протекании реакции в прямом направлении.



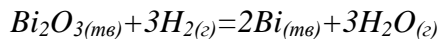
Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»

ВАРИАНТ №15

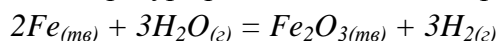
1. Рассчитайте тепловой эффект реакции разложения гидроксида кальция. запишите термохимическое уравнение реакции. Определите, сколько тепла выделяется или поглощается при получении 1 кг жидкой воды по этой реакции.



2. Рассчитав изменение энергии Гиббса, установите, возможно ли самопроизвольное протекание реакции при 20 °С.



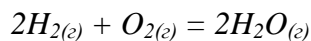
3. Покажите расчетом, при какой температуре реакция пойдет в обратном направлении.



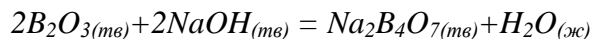
Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»

ВАРИАНТ №16

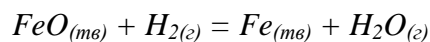
1. Рассчитайте тепловой эффект реакции образования воды, запишите термохимическое уравнение реакции. Определить объем водорода и кислорода, которые прореагировали (н.у.), если в результате реакции выделилось 28,6 кДж теплоты.



2. Рассчитав изменение энергии Гиббса, установите, возможно ли самопроизвольное протекание реакции при 30 °С?



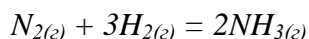
3. Покажите расчетом, при какой температуре реакция будет протекать и в прямом, и в обратном направлении одновременно.



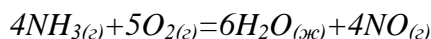
Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»

ВАРИАНТ №17

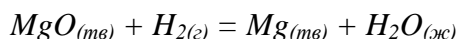
1. Вычислите тепловой эффект реакции образования аммиака. Сколько теплоты выделится, если при реакции израсходовалось 112 литров азота (н.у.)?



2. Рассчитав изменение энергии Гиббса, установите, возможно ли самопроизвольное протекание реакции при стандартных условиях?

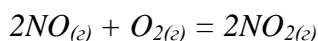


3. Покажите расчетом, при каких температурах реакция будет протекать в обратном направлении.

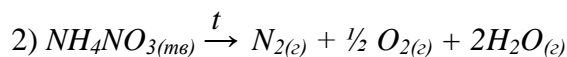
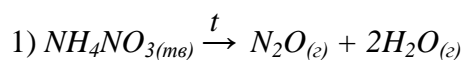


**Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»
ВАРИАНТ №18**

1. Рассчитайте тепловой эффект реакции окисления оксида азота (II), запишите термохимическое уравнение реакции. Определите, сколько тепла выделяется или поглощается при окислении 560 литров NO (н.у.).

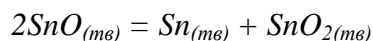


2. Рассчитав изменение энергии Гиббса, установите, по какой реакции более вероятно разложение нитрата аммония при стандартной температуре.



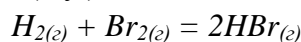
Какой процесс более вероятен при 27 °С?

3. Покажите расчетом, при какой температуре реакция будет протекать и в прямом, и в обратном направлении одновременно.

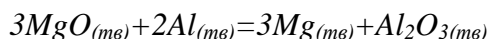


**Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»
ВАРИАНТ №19**

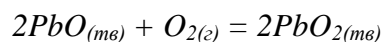
1. Рассчитайте тепловой эффект реакции образования бромоводорода, запишите термохимическое уравнение реакции. Сколько тепла выделится при взаимодействии 560 литров водорода с 500 литрами брома (н.у.) ?



2. Рассчитав изменение энергии Гиббса, установите, можно ли применять металлический алюминий для восстановления магния из его оксида при стандартных условиях.

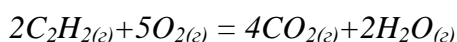


3. Покажите расчетом, при каких температурах реакция будет протекать в обратном направлении.

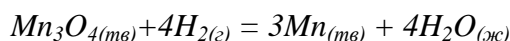


**Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»
ВАРИАНТ №20**

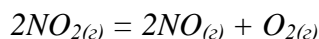
1. Рассчитайте тепловой эффект реакции горения ацетилена, запишите термохимическое уравнение реакции. Определите количество теплоты, которое выделится при сгорании 1 м³ ацетилена (н.у.).



2. Рассчитав значение изменения энергии Гиббса, установите, в каком направлении может протекать реакция при 25 °С?



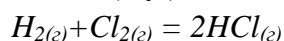
3. Покажите расчетом, при каких температурах возможно протекании реакции в прямом направлении.



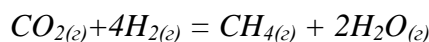
Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»

ВАРИАНТ №21

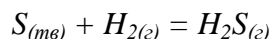
1. Рассчитайте тепловой эффект реакции образования хлороводорода, запишите термохимическое уравнение реакции. Сколько тепла выделится в результате реакции, если объем прореагировавшего хлора равен 1 л (н.у.)?



2. Рассчитав значение изменения энергии Гиббса, установите, в каком направлении может протекать реакция при 120 °С.



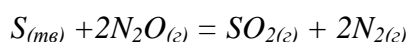
3. Покажите расчетом, при какой температуре реакция будет протекать и в прямом, и в обратном направлении одновременно.



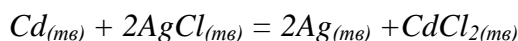
Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»

ВАРИАНТ №22

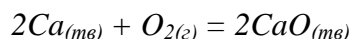
1. Рассчитайте тепловой эффект реакции сгорания серы в оксиде азота (I), запишите термохимическое уравнение реакции. Какое количество тепла выделится при сгорании 1 г серы?



2. Рассчитав значение изменения энергии Гиббса, установите, в каком направлении может протекать реакция при 25 °С.



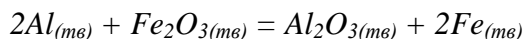
3. Покажите расчетом, при каких температурах реакция будет протекать в обратном направлении.



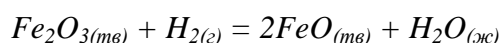
Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»

ВАРИАНТ №23

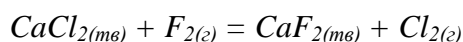
1. Рассчитайте тепловой эффект реакции восстановления железа из его оксида, запишите термохимическое уравнение реакции. Сколько тепла выделится при восстановлении 80 г Fe₂O₃?



2. Рассчитав изменение энергии Гиббса, установите, возможно ли самопроизвольное протекание реакции при 25 °С?



3. Покажите расчетом, при каких температурах возможно протекании реакции в прямом направлении.



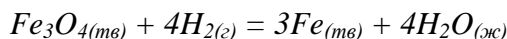
Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»

ВАРИАНТ №24

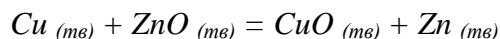
1. Рассчитайте тепловой эффект реакции разложения карбоната бария, запишите термохимическое уравнение реакции. Сколько тепла поглотилось при разложении соли, если образовалось 200 л углекислого газа (н.у.)?



2. Рассчитав изменение энергии Гиббса, установите, возможно ли самопроизвольное протекание реакции при 125 °С?

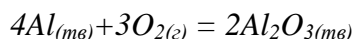


3. Покажите расчетом, при какой температуре реакция будет протекать и в прямом, и в обратном направлении одновременно.

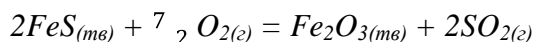


**Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»
ВАРИАНТ №25**

1. Рассчитайте тепловой эффект реакции образования оксида алюминия, запишите термохимическое уравнение реакции. Какая масса алюминия и какой объем кислорода (н.у.) вступили в реакцию, если в результате реакции выделилось 838 кДж тепла?



2. Рассчитав значение изменения энергии Гиббса, установите, в каком направлении может протекать реакция при 200 °С.

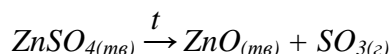


3. Покажите расчетом, при каких температурах возможно протекание реакции в прямом направлении.

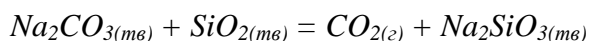


**Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»
ВАРИАНТ №26**

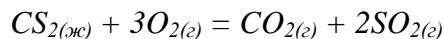
1. Рассчитайте тепловой эффект реакции разложения сульфата цинка, запишите термохимическое уравнение реакции. Определите, сколько тепла потребуется для получения 15 г оксида цинка.



2. Рассчитав изменение энергии Гиббса, установите, возможно ли самопроизвольное протекание реакции при 100 °С?

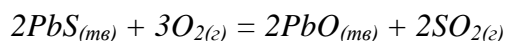


3. Покажите расчетом, при каких температурах реакция будет протекать в обратном направлении.

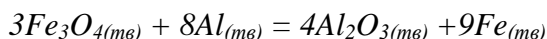


**Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»
ВАРИАНТ №27**

1. Рассчитайте тепловой эффект реакции взаимодействия сульфида свинца с кислородом, запишите термохимическое уравнение реакции. Определите, сколько тепла выделится или поглотится при реакции 4 л кислорода (н.у.)



2. Рассчитав значение изменения энергии Гиббса, установите, в каком направлении может протекать реакция при 300 °С.

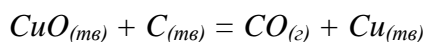


3. Покажите расчетом, при каких температурах реакция будет протекать в обратном направлении.

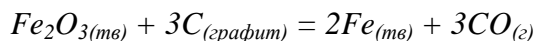


**Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»
ВАРИАНТ №28**

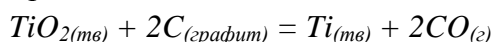
1. Рассчитайте тепловой эффект реакции восстановления меди из ее оксида, запишите термохимическое уравнение реакции. Сколько тепла поглотится при реакции, если масса оксида меди составляет 12,7 г?



2. Рассчитав значение изменения энергии Гиббса, установите, в каком направлении может протекать реакция при 25 °С.

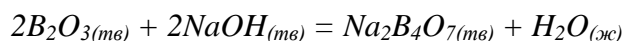


3. Покажите расчетом, при какой температуре реакция будет протекать и в прямом, и в обратном направлении одновременно.

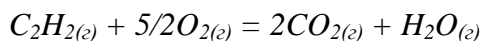


**Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»
ВАРИАНТ №29**

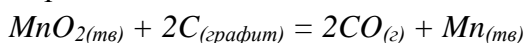
1. Рассчитайте тепловой эффект реакции образования тетрабората натрия, запишите термохимическое уравнение реакции. Сколько тепла выделится или поглотится в результате образования 2 г Na₂B₄O₇?



2. Рассчитав изменение энергии Гиббса, установите, при какой температуре наиболее вероятно протекание данной реакции – при 50 °С или 100 °С.

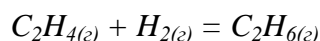


3. Покажите расчетом, при какой температуре реакция будет протекать и в прямом, и в обратном направлении одновременно.

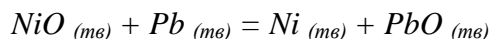


**Индивидуальное задание «Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика»
ВАРИАНТ №30**

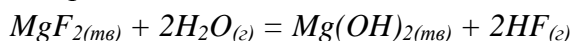
1. Рассчитайте тепловой эффект реакции гидрирования этилена, запишите термохимическое уравнение реакции. Рассчитайте, сколько тепла выделится или поглотится в результате образования 2 кг этана?



2. Рассчитав значение изменения энергии Гиббса, установите, в каком направлении может протекать реакция при 25 °С.



3. Покажите расчетом, при какой температуре реакция будет протекать и в прямом, и в обратном направлении одновременно.



КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Что изучает химическая термодинамика?
2. Дайте определение понятию «химическая система».
3. Перечислите типы химических систем, дайте их характеристику.
4. Какие типы термодинамических процессов могут протекать в химических системах? Дайте их характеристику.
5. Какие параметры влияют на термодинамическое состояние системы?
6. Сформулируйте 1 закон термодинамики. Дайте определение понятиям «теплота», «работа», «внутренняя энергия».
7. Какие виды работ чаще всего совершаются в химических системах?
8. Дайте определение энтальпии. В чем она измеряется?
9. Что такое тепловой эффект реакции? Дайте определение экзо- и эндотермической реакции.
10. Что такое термохимическое уравнение? Перечислите особенности записи термохимических уравнений.
11. Сформулируйте закон Гесса и следствие из закона Гесса.
12. Что такое стандартная энтальпия образования вещества?
13. Что такое энтропия? В чем она измеряется?
14. Сформулируйте 2 и 3 законы термодинамики.
15. Как рассчитывается изменение энтропии в процессе химической реакции?
16. Дайте определение энергии Гиббса. Для чего используется эта величина?
17. Какими факторами определяется самопроизвольность протекания реакции?

Тема 6. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Химическая кинетика. Гомогенные и гетерогенные реакции. Скорость химической реакции. Закон действующих масс для скорости химической реакции. Константа скорости реакции. Кинетическое уравнение реакции. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации химической реакции. Влияние катализатора на скорость химической реакции. Катализ. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия. Смещение химического равновесия при изменении концентрации, давления, температуры. Принцип Ле-Шателье.

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Химическая кинетика – раздел химии, который изучает скорость химических реакций и их механизм.

Гомогенные реакции протекают в однородной среде, то есть равномерно во всем объеме, заполненном реагентами. *Гетерогенные реакции* протекают в неоднородной среде, между веществами, которые находятся в разных фазах, при этом реакция идет на границе раздела фаз.

Скорость химической реакции – это число элементарных актов реакции, происходящих в единицу времени в единице реакционного пространства. Элементарный акт реакции – это столкновение частиц, приводящее к химическому взаимодействию.

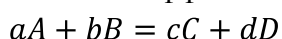
Скорость реакции характеризуется изменением количества какого-либо из исходных реагентов или конечных продуктов реакции в единицу времени в единице реакционного пространства. Для гомогенных реакций скорость реакции выражается как:

$$v = \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \mp \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

где C_1 - начальная концентрация вещества; C_2 - конечная концентрация вещества; t_1 - начальный момент времени; t_2 – конечный момент времени. Если скорость реакции оценивается по изменению концентрации исходных реагентов, выражение берется со знаком «-», если по изменению концентрации продуктов реакции – со знаком «+».

Скорость химических реакций зависит от природы реагирующих веществ, от их агрегатного состояния, температуры, концентрации реагентов, от наличия катализатора, а также от степени дисперсности (измельченности) вещества или внешнего воздействия (механическая энергия, энергия излучения и т.д.).

Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов выражается *законом действующих масс (ЗДМ)*: скорость реакции прямопропорциональна произведению концентраций реагентов, взятых в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции. Для реакции



скорость химической реакции будет выражаться как:

$$v = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b$$

где C_A - это начальная концентрация вещества A ; C_B - начальная концентрация вещества B ; a и b – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции; k – коэффициент пропорциональности, называемый константой скорости реакции. *Константа скорости реакции* – это скорость реакции при концентрациях всех реагентов, равных 1 моль/л. Она зависит от температуры, природы

реагирующих веществ, от наличия катализатора, но не зависит от концентрации исходных реагентов. Уравнение такого вида называется **кинетическим уравнением реакции**. В кинетическом уравнении записываются только концентрации газообразных веществ или веществ, находящихся в растворе, то есть тех веществ, концентрация которых может изменяться в процессе химической реакции. Концентрации твердых веществ считаются постоянными, и равными 1, соответственно, они не учитываются при записи закона действующих масс.

Если в реакции участвуют газообразные вещества, то закон действующих масс можно записать через давления газов в смеси:

$$v = k \cdot P_A^a \cdot P_B^b$$

При повышении температуры скорость реакции возрастает, так как увеличивается кинетическая энергия движения частиц и число элементарных актов. Зависимость скорости реакции от температуры приближенно можно оценить с помощью **правила Вант-Гоффа**: при увеличении температуры на каждые десять градусов скорость реакции возрастает в 2-4 раза:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

где γ - это температурный коэффициент скорости реакции; v_2 - скорость реакции при температуре T_2 ; v_1 - скорость реакции при температуре T_1 . **Температурный коэффициент скорости реакции** γ показывает во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры на 10 градусов. Он может принимать значения от 2 до 4.

Более точно влияние температуры на скорость химической реакции описывается **уравнением Аррениуса**:

$$k = A e^{-E_a/RT}$$

где k - константа скорости реакции, A - предэкспоненциальный множитель (включает в себя фактор столкновения и фактор ориентации частиц), T - температура, R - универсальная газовая постоянная, E_a - энергия активации реакции.

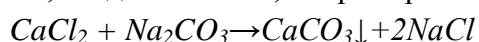
Для того, чтобы при столкновении частиц произошло химическое взаимодействие, они должны обладать достаточным запасом энергии, то есть преодолеть некоторый энергетический барьер, характерный для данной реакции. Однако не все частицы обладают таким запасом энергии, поэтому для протекания некоторых реакций требуется дополнительная энергия.

Энергия активации E_a (кДж/моль) - это избыточная энергия, которой должны обладать частицы для эффективного соударения, приводящего к химической реакции. Она зависит от природы реагирующих веществ. Чем больше энергия активации, тем меньше скорость реакции.

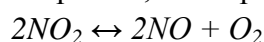
При повышении температуры число частиц, достигших энергетического барьера реакции, увеличивается, следовательно, возрастает скорость химической реакции. Повысить скорость реакции можно также путем снижения энергии активации. Для этого используются катализаторы.

Катализатор - это вещество, ускоряющее химическую реакцию, но не влияющее на состав конечных продуктов. Явление ускорения реакции под действием катализаторов называется **катализом**. При добавлении катализатора изменяется путь протекания реакции, образуются промежуточные соединения с низкой энергией активации, что приводит к увеличению скорости реакции.

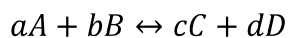
Необратимые реакции идут только в прямом направлении и сопровождаются образованием малодиссоциирующего соединения, осадка или газа, например:



Обратимые реакции могут протекать и в прямом, и в обратном направлении:



Химическое равновесие – это состояние системы, когда скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции. Отношение произведений равновесных концентраций продуктов реакции к произведению равновесных концентраций исходных реагентов, взятых в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам, является при данной температуре величиной постоянной и называется **константой равновесия** K_C . Например, для обратимого процесса



константа равновесия будет иметь следующий вид:

$$K_C = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

где K_C – константа равновесия, $[A], [B], [C], [D]$ – равновесные концентрации реагентов, то есть концентрации веществ в системе в момент равновесия; a, b, c, d – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции.

Константа равновесия может быть также записана через давление газов в смеси, если реагенты находятся в газообразном состоянии. В таком случае она обозначается K_p :

$$K_p = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

Аналогично, как и при записи ЗДМ, в выражении константы равновесия учитываются только концентрации газообразных веществ или веществ, находящихся в растворе. Твердые вещества при записи константы равновесия не учитываются.

Смещение химического равновесия может происходить в результате изменения каких-либо условий – температуры, давления, концентрации одного из реагентов. При смещении равновесия скорости прямой и обратной реакции перестают быть равными. В зависимости от условий скорость прямой реакции может быть больше скорости обратной реакции (равновесие смещается вправо), либо наоборот – скорость обратной реакции может быть больше скорости прямой реакции (равновесие смещается влево).

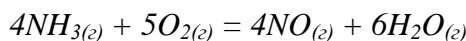
Сдвиг химического равновесия происходит **согласно принципу Ле-Шателье**: если на систему, находящуюся в равновесии, оказывать какое-либо воздействие, то равновесие будет смещаться в том направлении, чтобы уменьшить это воздействие. При повышении температуры происходит смещение равновесия в сторону той реакции, которая идет с поглощением тепла (в сторону эндотермической реакции); при понижении – в сторону той реакции, которая идет с выделением тепла (в сторону экзотермической реакции). При повышении давления равновесие смещается в сторону той реакции, в результате которой давление понижается (где образуется наименьшее число молей газообразных веществ); при понижении давления – в сторону той реакции, в результате которой давление повышается (в сторону реакции, где образуется наибольшее число молей газообразных веществ). В случае, если число моль газов до и после реакции остается постоянным, давление не будет влиять на смещение равновесия. Повышение концентрации одного из реагентов приводит к смещению равновесия в сторону той реакции, где расходуется данный реагент; отвод какого-либо вещества из реакционной системы приводит к смещению равновесия в сторону той реакции, где данное вещество будет образовываться.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

1. Закон действующих масс. Зависимость скорости реакции от концентраций реагентов

Задача 1.1.

Напишите кинетическое уравнение реакции:



Как изменится скорость реакции, если: а) увеличить концентрацию кислорода в 3 раза; б) уменьшить концентрацию аммиака в 4 раза; в) в системе увеличить давление в 2 раза?

Алгоритм решения:

Кинетическое уравнение реакции записывается с помощью закона действующих масс. Перед NH_3 в уравнении реакции стоит стехиометрический коэффициент 4, а перед O_2 – коэффициент 5. Следовательно, в выражении ЗДМ необходимо возвести концентрации NH_3 и O_2 в степени 4 и 5 соответственно:

$$v = k \cdot C_{NH_3}^4 \cdot C_{O_2}^5$$

а) При увеличении концентрации кислорода в 3 раза кинетическое уравнение реакции будет выглядеть следующим образом:

$$v_1 = k \cdot C_{NH_3}^4 \cdot (3C_{O_2})^5 = 3^5 \cdot k \cdot C_{NH_3}^4 \cdot C_{O_2}^5 = 243 k \cdot C_{NH_3}^4 \cdot C_{O_2}^5$$

Тогда

$$\frac{v_1}{v} = \frac{243 k \cdot C_{NH_3}^4 \cdot C_{O_2}^5}{k \cdot C_{NH_3}^4 \cdot C_{O_2}^5} = 243$$

Скорость реакции увеличится в 243 раза.

б) Если уменьшить концентрацию аммиака в 4 раза, кинетическое уравнение будет иметь вид:

$$v_1 = k \cdot \left(\frac{1}{4} C_{NH_3}\right)^4 \cdot C_{O_2}^5 = \left(\frac{1}{4}\right)^4 k \cdot C_{NH_3}^4 \cdot C_{O_2}^5$$

Тогда

$$\frac{v_1}{v} = \frac{\frac{1}{256} k \cdot C_{NH_3}^4 \cdot C_{O_2}^5}{k \cdot C_{NH_3}^4 \cdot C_{O_2}^5} = \frac{1}{256}$$

Скорость реакции уменьшится в 256 раз.

в) Так как концентрация газообразного вещества связана с его давлением, то ЗДМ для данной реакции можно также записать в следующем виде:

$$v = k \cdot P_{NH_3}^4 \cdot P_{O_2}^5$$

Если в системе увеличить давление в 2 раза, то увеличивается давление всех компонентов реакционной смеси, то есть возрастает давление и аммиака, и кислорода в 2 раза. Тогда скорость реакции будет соответственно равна:

$$v_1 = k \cdot (2P_{NH_3})^4 \cdot (2P_{O_2})^5 = k \cdot 2^4 \cdot P_{NH_3}^4 \cdot 2^5 \cdot P_{O_2}^5 = 2^9 k \cdot P_{NH_3}^4 \cdot P_{O_2}^5$$

Тогда

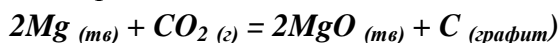
$$\frac{v_1}{v} = \frac{2^9 k \cdot P_{NH_3}^4 \cdot P_{O_2}^5}{k \cdot P_{NH_3}^4 \cdot P_{O_2}^5} = 2^9 = 512$$

Скорость реакции увеличится в 512 раз.

Ответ: а) увеличится в 243 раза; б) уменьшится в 256 раз; в) увеличится в 512 раз.

Задача 1.2.

Напишите кинетическое уравнение реакции:



Как изменится скорость реакции, если: а) увеличить концентрацию оксида углерода (IV) в 5 раз; б) уменьшить концентрацию оксида углерода (IV) в 3 раза; в) в системе увеличить давление в 3 раза?

Алгоритм решения:

Так как Mg является твердым веществом, его концентрация постоянна и равна 1, поэтому в выражении ЗДМ она не учитывается. Стехиометрический коэффициент перед CO_2 в уравнении реакции равен 1, поэтому возводим его концентрацию в степень 1. Кинетическое уравнение реакции будет иметь вид:

$$v = k \cdot C_{CO_2}^1$$

а) При увеличении концентрации оксида углерода (IV) в 5 раз кинетическое уравнение реакции будет иметь вид:

$$v_1 = k \cdot (5C_{CO_2})^1 = 5k \cdot C_{CO_2}^1$$

Тогда

$$\frac{v_1}{v} = \frac{5k \cdot C_{CO_2}^1}{k \cdot C_{CO_2}^1} = 5$$

Скорость реакции увеличится в 5 раз.

б) Если уменьшить концентрацию оксида углерода (IV) в 3 раза, то кинетическое уравнение имеет вид:

$$v_1 = k \cdot \left(\frac{1}{3}C_{CO_2}\right)^1 = \frac{1}{3}k \cdot C_{CO_2}^1$$

Тогда

$$\frac{v_1}{v} = \frac{\frac{1}{3}k \cdot C_{CO_2}^1}{k \cdot C_{CO_2}^1} = \frac{1}{3}$$

Скорость реакции уменьшится в 3 раза.

в) Так как в системе присутствуют газообразные вещества, ЗДМ можно записать в следующем виде:

$$v = k \cdot P_{CO_2}^1$$

Если в системе увеличить давление в 3 раза, то скорость будет соответственно равна:

$$v_1 = k \cdot (3P_{CO_2})^1 = 3k \cdot P_{CO_2}^1$$

Тогда

$$\frac{v_1}{v} = \frac{3k \cdot P_{CO_2}^1}{k \cdot P_{CO_2}^1} = 3$$

Скорость реакции увеличится в 3 раза.

Ответ: а) увеличится в 5 раз; б) уменьшится в 3 раза; в) увеличится в 3 раза.

2. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа

Задача 2.1.

Во сколько раз возрастет скорость химической реакции при повышении температуры от 30 до 75⁰С, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2,7? За какое время закончится реакция при 75⁰С, если при 30⁰С она протекает за 2 минуты?

Алгоритм решения:

Согласно правилу Вант-Гоффа, соотношение скоростей реакции при конечной и начальной температурах равно:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

Рассчитаем соотношение скоростей:

$$\frac{v_2}{v_1} = 2,7^{\frac{75 - 30}{10}} = 2,7^{4,5} = 87,32$$

Время протекания реакции обратнопропорционально ее скорости. Чем больше скорость реакции, тем меньше времени потребуется для ее протекания.

Отсюда:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{t_1}{t_2}$$

где t_1 и t_2 – время протекания реакции при температуре T_1 и T_2 соответственно.

Выразим отсюда t_2 :

$$t_2 = \frac{v_1 t_1}{v_2} = \frac{t_1}{\frac{v_2}{v_1}}$$

Для удобства расчетов переведем время в секунды: $t_1 = 2 \text{ мин} = 2 \cdot 60 \text{ с} = 120 \text{ с}$

Рассчитаем t_2 :

$$t_2 = \frac{120}{87,32} = 1,374$$

Ответ: увеличится в 87,32 раза; 1,374 с.

Задача 2.2.

Найдите температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры на 20⁰С скорость реакции возросла в 9 раз. На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 10 раз?

Алгоритм решения:

Температурный коэффициент скорости реакции γ можно выразить из соотношения Вант-Гоффа:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

Скорость реакции возросла в 9 раз, значит соотношение скоростей при температурах T_1 и T_2 будет равно 9:

$$\frac{v_2}{v_1} = 9$$

Изменение температуры $\Delta T = T_2 - T_1 = 20$ °С. Подставим данные в уравнение Вант-Гоффа:

$$9 = \gamma^{\frac{20}{10}} = \gamma^2$$

Отсюда находим температурный коэффициент:

$$\gamma = \sqrt{9} = 3$$

Найдем изменение температуры $\Delta T = T_3 - T_1$, при котором скорость реакции увеличится в 10 раз, то есть соотношение скоростей реакции при температурах T_1 и T_3 будет равно:

$$\frac{v_3}{v_1} = 10$$

Зная температурный коэффициент скорости реакции, подставим данные в уравнение Вант-Гоффа:

$$10 = 3^{\frac{T_3 - T_1}{10}} = 3^{\frac{\Delta T}{10}}$$

Прологарифмируем полученное выражение:

$$\lg 10 = \frac{\Delta T}{10} \lg 3$$

$$\Delta T = \frac{\lg 10 \cdot 10}{\lg 3} = \frac{\lg 10 \cdot 10}{\lg 3} = \frac{1 \cdot 10}{0,477} \approx 21$$

Ответ: $\gamma = 3$; $\Delta T = 21$ °С.

3. Уравнение Аррениуса. Изменение скорости реакции в присутствии катализатора

Задача 3.1.

Во сколько раз изменится скорость реакции при увеличении температуры от 30 до 45 °С, если энергия активации равна 100 кДж/моль? За какое время будет протекать реакция при 45 °С, если при 30 °С она протекает за 5 минут?

Алгоритм решения:

Согласно уравнению Аррениуса:

$$K = A e^{-E_a/RT}$$

При повышении температуры увеличивается константа скорости, и, соответственно, увеличивается скорость реакции. Константа скорости прямопропорциональна скорости реакции, поэтому мы можем использовать её при дальнейших расчетах.

$$v \sim K$$

Запишем уравнение Аррениуса при конечной и начальной температурах, учитывая, что энергия активации E_a и предэкспоненциальный множитель A - постоянные величины для данной химической реакции.

При начальной температуре:

$$v_1 \sim K_1 \\ K_1 = Ae^{-E_a/RT_1}$$

При конечной температуре:

$$v_2 \sim K_2 \\ K_2 = Ae^{-E_a/RT_2}$$

Запишем соотношение констант скоростей при конечной и начальной температурах:

$$\frac{K_2}{K_1} = \frac{Ae^{-E_a/RT_2}}{Ae^{-E_a/RT_1}}$$

Преобразуем выражение:

$$\frac{K_2}{K_1} = \frac{Ae^{-E_a/RT_2}}{Ae^{-E_a/RT_1}} = \frac{e^{-E_a/RT_2}}{e^{-E_a/RT_1}} = e^{\frac{-E_a}{RT_2} - \left(\frac{-E_a}{RT_1}\right)} = e^{E_a\left(\frac{1}{RT_1} - \frac{1}{RT_2}\right)} = e^{\frac{E_a}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)} = e^{\frac{E_a}{R}\left(\frac{T_2 - T_1}{T_1 T_2}\right)}$$

Прологарифмируем полученное выражение:

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{T_2 - T_1}{T_1 T_2}\right)$$

Подставим данные, учитывая размерность энергии активации. Для расчета ее необходимо перевести в Дж: $E_a = 100 \text{ кДж} = 100 \cdot 10^3 \text{ Дж}$.

Температуру необходимо перевести в К: $T_1 = 273 + 30 = 303 \text{ К}$, $T_2 = 273 + 45 = 318 \text{ К}$

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{100 \cdot 10^3}{8,31} \frac{318 - 303}{318 \cdot 303} = 1,87 \\ \frac{K_2}{K_1} = e^{1,87} = 6,488$$

Так как соотношение констант скоростей равно соотношению скоростей реакции, то

$$\frac{K_2}{K_1} = \frac{v_2}{v_1} = 6,488$$

Время протекания реакции обратнопропорционально ее скорости, отсюда:

$$\frac{K_2}{K_1} = \frac{v_2}{v_1} = \frac{t_1}{t_2}$$

Выразим отсюда t_2 :

$$t_2 = \frac{K_1 t_1}{K_2} = \frac{t_1}{\frac{K_2}{K_1}} \\ t_2 = \frac{K_1 t_1}{K_2} = \frac{t_1}{\frac{K_2}{K_1}}$$

Переведем время в секунды: $t_1 = 5 \text{ мин} = 5 \cdot 60 \text{ с} = 300 \text{ с}$.

Находим t_2 :

$$t_2 = \frac{300}{6,488} = 46,23$$

Ответ: скорость реакции возрастет в 6,488 раз; время протекания реакции 46,23 с.

Задача 3.2.

Энергия активации реакции в отсутствие катализатора равна 92 кДж/моль, а в присутствии катализатора равна 42 кДж/моль. Во сколько раз возрастет скорость реакции в присутствии катализатора, если реакция протекает при температуре 120 °С?

Алгоритм решения:

В присутствии катализатора путь химической реакции изменяется, что приводит к снижению энергии активации. Запишем уравнение Аррениуса для химической реакции в присутствии катализатора и в его отсутствие, учитывая, что температура постоянна.

Без катализатора:

$$K_1 = Ae^{-E_{a1}/RT}$$

В присутствии катализатора:

$$K_2 = Ae^{-E_{a2}/RT}$$

Запишем соотношение констант скоростей:

$$\frac{K_2}{K_1} = \frac{Ae^{-E_{a2}/RT}}{Ae^{-E_{a1}/RT}}$$

Преобразуем выражение:

$$\frac{K_2}{K_1} = \frac{Ae^{-E_{a2}/RT}}{Ae^{-E_{a1}/RT}} = \frac{e^{-E_{a2}/RT}}{e^{-E_{a1}/RT}} = e^{(-E_{a2}/RT) - (-E_{a1}/RT)} = e^{\frac{1}{RT}(E_{a1} - E_{a2})}$$

Для расчета необходимо перевести температуру в К: $T = 120 + 273 = 393$ К.

Энергию активации необходимо перевести в Дж: $E_{a1} = 92$ кДж = $92 \cdot 10^3$ Дж; $E_{a2} = 42$ кДж = $42 \cdot 10^3$ Дж

$$\frac{K_2}{K_1} = e^{\frac{1}{RT}(E_{a1} - E_{a2})} = 2,71^{\frac{1}{8,31 \cdot 393} (92 \cdot 10^3 - 42 \cdot 10^3)} = 2,71^{15,3} = 4,2^7$$

Ответ: увеличится в $4,2^7$ раз.

Задача 3.3.

Вычислите энергию активации реакции, если константа скорости реакции при температуре 200 К равна $4 \cdot 10^2$, а при температуре 400 К равна $1 \cdot 10^5$. Чему равна константа скорости при температуре 700 К?

Алгоритм решения:

Запишем соотношения констант скоростей при температурах 200 и 400 К:

$$\frac{K_2}{K_1} = \frac{Ae^{-E_a/RT_2}}{Ae^{-E_a/RT_1}}$$

Преобразуем выражение и выразим из него энергию активации:

$$\frac{K_2}{K_1} = \frac{Ae^{-E_a/RT_2}}{Ae^{-E_a/RT_1}} = \frac{e^{-E_a/RT_2}}{e^{-E_a/RT_1}} = e^{(-E_a/RT_2) - (-E_a/RT_1)} = e^{E_a(\frac{1}{RT_1} - \frac{1}{RT_2})} = e^{\frac{E_a}{R}(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2})} = e^{\frac{E_a}{R}(\frac{T_2 - T_1}{T_1 T_2})}$$

$$E_a = \frac{\ln \frac{K_2}{K_1} \cdot R \cdot T_1 \cdot T_2}{T_2 - T_1}$$

Рассчитаем энергию активации реакции:

$$E_a = \frac{\ln \frac{1 \cdot 10^5}{4 \cdot 10^2} \cdot 8,31 \cdot 200 \cdot 400}{400 - 200} = 18353 \text{ Дж} = 18,53 \text{ кДж}$$

Для расчета константы скорости K_3 при температуре T_3 , равной 700 К, воспользуемся уравнением Аррениуса и значением одной из констант, например, K_2 . Запишем соотношение констант скоростей K_3 и K_2 .

$$\frac{K_3}{K_2} = e^{\frac{E_a}{R} \frac{T_3 - T_2}{T_2 T_3}}$$

Выразим отсюда K_3 :

$$K_3 = K_2 \cdot e^{\frac{E_a}{R} \frac{T_3 - T_2}{T_2 T_3}}$$

Прологарифмируем выражение:

$$\ln K_3 = \ln K_2 + \frac{E_a}{R} \frac{T_3 - T_2}{T_2 T_3}$$

Рассчитаем K_3 :

$$\ln K_3 = \ln 1 \cdot 10^5 + \frac{18353}{8,31} \frac{700 - 400}{700 \cdot 400} = 27,24$$

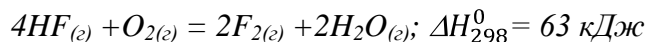
$$K_3 = e^{27,24} = 6,7 \cdot 10^8$$

Ответ: $E_a = 18,53 \text{ кДж}$; $K_3 = 6,7 \cdot 10^8$.

4. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье

Задача 4.1.

В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) уменьшить температуру; б) увеличить давление в системе; в) повысить концентрацию фтороводорода.

Алгоритм решения:

а) $\Delta H^0 > 0$, прямая реакция является эндотермической, то есть протекает с поглощением тепла. Соответственно, обратная реакция является экзотермической и протекает с выделением тепла. При уменьшении температуры будет повышаться скорость того процесса, который компенсирует внешнее воздействие, то есть в котором будет выделяться тепло. Таким образом, увеличивается скорость экзотермического процесса, и равновесие смещается влево, в сторону обратной реакции;

б) Если увеличить давление в системе, то смещение равновесия будет в том направлении, где происходит уменьшение давления, то есть образование меньшего числа молей газов. В данном случае число молей газообразных веществ в левой части уравнения больше (4 моль HF и 1 моль O_2 – в сумме 5 молей), чем в правой (2 моль F_2 и 2 моль H_2O – в сумме 4 молей). Таким образом, при увеличении давления равновесие в системе равновесие будет смещаться вправо, в сторону прямой реакции;

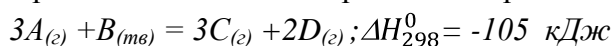
в) Если повысить концентрацию одного из исходных реагентов, то смещение равновесия будет происходить в том направлении, где концентрация этого вещества будет понижаться. Концентрация исходных реагентов при протекании прямого процесса уменьшается, так как они

расходуются на образование продуктов, соответственно, концентрация продуктов, увеличивается. В обратном процессе – наоборот. При повышении концентрации фтороводорода система будет уменьшать его концентрацию за счет ускорения прямого процесса. Равновесие будет смещаться вправо, в сторону прямой реакции.

Ответ: а) в сторону обратной реакции; б) в сторону прямой реакции; в) в сторону прямой реакции.

Задача 4.2.

В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) уменьшить температуру; б) уменьшить давление в системе; в) повысить концентрацию вещества А.

Алгоритм решения:

а) $\Delta H^0 < 0$, реакция является экзотермической, то есть протекает с выделением тепла. Соответственно, обратная реакция будет эндотермической и протекает с поглощением тепла. При уменьшении температуры будет повышаться скорость того процесса, который компенсирует внешнее воздействие, то есть протекает с выделением тепла. Таким образом, увеличивается скорость экзотермического процесса, и равновесие смещается вправо, в сторону прямой реакции;

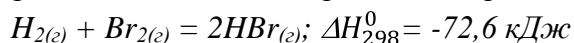
б) Если уменьшить давление в системе, то смещение равновесия будет в том направлении, где происходит увеличение давления, то есть образование большего числа молей газов. В данном случае число молей газообразных веществ в левой части уравнения меньше (3 моль А), чем в правой (3 моль С и 2 моль D – в сумме 5 моль). Таким образом, при понижении давления равновесие в системе будет смещаться вправо, в сторону прямой реакции;

в) Если повысить концентрацию одного из реагентов, то смещение равновесия будет происходить в том направлении, где концентрация этого вещества будет понижаться. При повышении концентрации вещества А возрастет скорость процесса, при котором будет происходить уменьшение концентрации этого реагента. Так как реагент А является исходным, он расходуется на образование продуктов по прямой реакции. Таким образом, равновесие будет смещаться вправо, в сторону прямой реакции.

Ответ: а) в сторону прямой реакции; б) в сторону прямой реакции; в) в сторону прямой реакции.

Задача 4.3.

В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) увеличить температуру; б) уменьшить давление в системе; в) понизить концентрацию водорода.

Алгоритм решения:

а) $\Delta H^0 < 0$, реакция является экзотермической, то есть протекает с выделением тепла. Обратная реакция является эндотермической и протекает с поглощением тепла. При увеличении температуры будет повышаться скорость того процесса, который компенсирует внешнее воздействие, то есть протекает с поглощением тепла. Таким образом, равновесие смещается влево, в сторону обратной реакции;

б) Если уменьшить давление в системе, то смещение равновесия будет в том направлении, где происходит увеличение давления, то есть образование большего числа молей газов. В данном случае число молей газообразных веществ в левой и в правой части уравнения одинаково. В данном случае давление не влияет на химическое равновесие. При уменьшении давления в системе смещения равновесия не происходит.

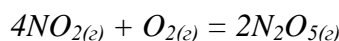
в) Если понизить концентрацию одного из реагентов, то смещение равновесия будет происходить в том направлении, где концентрация этого вещества будет повышаться. Так как водород является исходным реагентом, повышение его концентрации происходит только в обратном процессе. Таким образом, равновесие будет смещаться влево, в сторону обратной реакции.

Ответ: а) в сторону обратной реакции; б) не смещается; в) в сторону обратной реакции.

5. Константа равновесия

Задача 5.1.

Запишите выражение константы равновесия для реакции:



Вычислите константу равновесия и начальные концентрации реагентов, если концентрации веществ в момент равновесия были равны: $[NO_2] = 4$ моль/л; $[O_2] = 2$ моль/л; $[N_2O_5] = 6$ моль/л.

Алгоритм решения:

Выражение для константы химического равновесия данной реакции записывается как отношение произведения равновесных концентраций продуктов реакции к произведению равновесных концентраций исходных реагентов с учетом стехиометрических коэффициентов. В данном случае продукт реакции один – это N_2O_5 , перед ним в уравнении реакции стоит коэффициент 2, значит его концентрацию мы возводим в степень 2. В реакции участвуют два исходных реагента - NO_2 и O_2 – возводим их в степени 4 и 1 соответственно. Выражение константы равновесия будет иметь следующий вид:

$$K_c = \frac{[N_2O_5]^2}{[NO_2]^4[O_2]}$$

Вычислим константу равновесия, подставив в выражение значения равновесных концентраций:

$$K_c = \frac{6^2}{4^4 \cdot 2} = 0,07$$

Для удобства дальнейших расчетов сделаем таблицу, где C_0 – начальные концентрации реагентов; ΔC – количество реагента, израсходованного или образовавшегося в процессе реакции; $[C]$ – равновесные концентрации реагентов. Нам известны равновесные концентрации реагентов, занесем их в таблицу. В начальный момент времени концентрация продукта реакции $C_0(N_2O_5) = 0$.

Формула	C_0	ΔC	$[C]$
N_2O_5	0		6
NO_2			4
O_2			2

По ходу решения задачи будем заполнять таблицу.

Итак, в момент равновесия в системе образовалось 6 моль N_2O_5 . Рассчитаем, какие количества вещества исходных реагентов потратились на образование продуктов, то есть определим $\Delta C(NO_2)$ и $\Delta C(O_2)$.

Согласно уравнению реакции, на образование 2 моль N_2O_5 расходуется 4 моль NO_2 и 1 моль O_2 . Составим пропорции, чтобы рассчитать какие количества исходных реагентов пойдут на образование 6 моль N_2O_5 :

$$4 \text{ моль } NO_2 - 2 \text{ моль } N_2O_5$$

$$x \text{ моль } NO_2 - 6 \text{ моль } N_2O_5$$

$$x = \frac{4 \cdot 6}{2} = 12 \text{ моль}$$

$$\Delta C(NO_2) = 12 \text{ моль}$$

$$1 \text{ моль } O_2 - 2 \text{ моль } N_2O_5$$

$$x \text{ моль } O_2 - 6 \text{ моль } N_2O_5$$

$$x = \frac{1 \cdot 6}{2} = 3 \text{ моль}$$

$$\Delta C(O_2) = 3 \text{ моль.}$$

Так как начальная концентрация N_2O_5 была равна нулю, то $\Delta C(N_2O_5) = [N_2O_5]$

Занесем полученные данные в таблицу:

	C_0	ΔC	[C]
N_2O_5	0	6	6
NO_2		12	4
O_2		3	2

Рассчитаем начальные концентрации реагентов. Они складываются из концентрации вещества в момент равновесия и того, что было затрачено на реакцию.

Рассчитаем начальную концентрацию NO_2 . В момент равновесия в системе осталось 4 моль NO_2 , 12 моль израсходовалось в процессе реакции.

$$C_0(NO_2) = \Delta C(NO_2) + [NO_2] = 12 + 4 = 16 \text{ моль.}$$

Теперь рассчитаем начальную концентрацию O_2 . В момент равновесия в системе осталось 2 моль O_2 , в процессе реакции израсходовалось 3 моль O_2 .

$$C_0(O_2) = \Delta C(O_2) + [O_2] = 2 + 3 = 5 \text{ моль.}$$

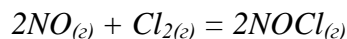
Заполним таблицу и проведем проверку полученных данных:

	C_0	ΔC	[C]
N_2O_5	0	6	6
NO_2	16	12	4
O_2	5	3	2

Ответ: $K_c = 0,07$; $C_0(NO_2) = 16$ моль; $C_0(O_2) = 5$ моль.

Задача 5.2.

Запишите выражение константы равновесия для реакции:



Исходные концентрации оксида азота (II) и хлора равны 1 и 0,5 моль/л. Рассчитайте константу равновесия реакции и концентрации этих веществ в момент времени, когда прореагировало 0,1 моль хлора.

Алгоритм решения:

Выражение для константы равновесия реакции имеет вид:

$$K_c = \frac{[NOCl]^2}{[NO]^2[Cl_2]}$$

Сделаем таблицу и занесем в нее известные нам данные. Нам известны начальные концентрации исходных реагентов, а также то, что в процессе реакции израсходовалось 0,1 моль Cl_2 , т.е. $\Delta C(Cl_2) = 0,1$ моль. Концентрация продукта в начальный момент времени также равна нулю.

Формула	C_0	ΔC	[C]
NO	1		
Cl_2	0,5	0,1	
$NOCl$	0		

Определим, какое количество NO израсходовалось в процессе реакции. Согласно уравнению реакции, 2 моль NO реагирует с 1 моль Cl_2 . Составим пропорцию, чтобы определить, сколько моль NO прореагирует с 0,1 моль Cl_2 :

2 моль NO - 1 моль Cl_2

x моль NO_2 - 0,1 моль Cl_2

$$x = \frac{2 \cdot 0,1}{1} = 0,2 \text{ моль}$$

Итак, в результате реакции на образование продукта расходуется 0,2 моль NO , то есть $\Delta C(NO) = 0,2$ моль.

Занесем полученные данные в таблицу:

Формула	C_0	ΔC	[C]
NO	1	0,2	
Cl_2	0,5	0,1	
$NOCl$	0		

Рассчитаем количество $NOCl$, которое образуется, если на реакцию израсходовалось 0,1 моль Cl_2 . Согласно уравнению реакции, из 1 моль Cl_2 образуется 2 моль $NOCl$. Составим пропорцию:

1 моль Cl_2 - 2 моль $NOCl$

0,1 моль Cl_2 - x моль $NOCl$

$$x = \frac{2 \cdot 0,1}{1} = 0,2 \text{ моль}$$

В результате реакции образовалось 0,2 моль $NOCl$, то есть $\Delta C(NOCl) = 0,2$ моль/л. Начальная концентрация продукта реакции была равна нулю, значит $\Delta C(NOCl) = [NOCl] = 0,2$ моль/л. Занесем данные в таблицу:

Формула	C_0	ΔC	[C]
NO	1	0,2	
Cl_2	0,5	0,1	
$NOCl$	0	0,2	0,2

Рассчитаем количества исходных реагентов, которые остались в системе в момент равновесия.

$$[NO] = C_0(NO) - \Delta C(NO) = 1 - 0,2 = 0,8 \text{ моль/л}$$

$$[Cl_2] = C_0(Cl_2) - \Delta C(Cl_2) = 0,5 - 0,1 = 0,4 \text{ моль/л}$$

Занесем данные в таблицу и проведем проверку:

Формула	C_0	ΔC	[C]
<i>NO</i>	1	0,2	0,8
<i>Cl₂</i>	0,5	0,1	0,4
<i>NOCl</i>	0	0,2	0,2

Теперь рассчитаем константу равновесия, используя равновесные концентрации реагентов:

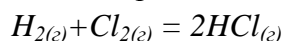
$$K_c = \frac{[NOCl]^2}{[NO]^2[Cl_2]}$$

$$K_c = \frac{0,2^2}{0,8^2 \cdot 0,4} = 0,156$$

Ответ: $[NO] = 0,8$ моль/л; $[Cl_2] = 0,4$ моль/л; $K_c = 0,156$

Задача 5.3.

Запишите выражение константы равновесия для реакции:



Константа равновесия реакции равна 1. Рассчитайте равновесные концентрации всех реагентов, если исходная концентрация водорода была равна 0,2 моль/л, а исходная концентрация хлора была равна 0,5 моль/л.

Алгоритм решения:

Выражение для константы равновесия реакции записывается следующим образом:

$$K_c = \frac{[HCl]^2}{Cl_2 [H_2]}$$

Сделаем таблицу и занесем в нее известные нам данные.

Формула	C_0	ΔC	[C]
<i>H₂</i>	0,2		
<i>Cl₂</i>	0,5		
<i>HCl</i>	0		

Возьмем за x изменение концентрации одного из исходных реагентов, например, $\Delta C(H_2) = x$. Стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции перед H_2 и Cl_2 равны, значит на реакцию идут равные количества этих веществ и $\Delta C(Cl_2) = x$. Стехиометрический коэффициент перед HCl в два раза больше, чем у исходных реагентов, значит изменение концентрации составит $2x$, т.е. $\Delta C(HCl) = 2x$. Так как начальная концентрация HCl равна нулю, $\Delta C(HCl) = [HCl] = 2x$.

Занесем данные в таблицу.

Формула	C_0	ΔC	[C]
<i>H₂</i>	0,2	x	

Cl_2	0,5	x	
HCl	0	2x	2x

Выразим равновесные концентрации исходных реагентов:

$$[H_2] = C_0(H_2) - \Delta C(H_2) = 0,2-x$$

$$[Cl_2] = C_0(Cl_2) - \Delta C(Cl_2) = 0,5-x$$

Заполним таблицу и проведем проверку:

Формула	C_0	ΔC	[C]
H_2	0,2	x	0,2-x
Cl_2	0,5	x	0,5-x
HCl	0	2x	2x

Подставим равновесные концентрации реагентов в формулу для константы равновесия:

$$K_c = \frac{(2x)^2}{0,2-x(0,5-x)}$$

По условию задачи $K_c=1$. Преобразуем выражение:

$$\frac{(2x)^2}{0,2-x(0,5-x)} = 1$$

$$3x^2 + 0,7x - 0,1 = 0$$

Отсюда находим $x = 0,1$ моль/л.

Находим равновесные концентрации всех реагентов:

$$[HCl] = 2x = 2 \cdot 0,1 = 0,2 \text{ моль/л}$$

$$[H_2] = 0,2-x = 0,2 - 0,1 = 0,1 \text{ моль/л}$$

$$[Cl_2] = 0,5-x = 0,5 - 0,1 = 0,4 \text{ моль/л}$$

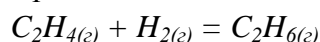
Ответ: $[HCl] = 0,2$ моль/л; $[H_2] = 0,1$ моль/л; $[Cl_2] = 0,4$ моль/л.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

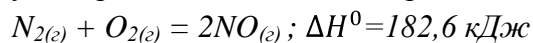
ВАРИАНТ №1

1. Напишите кинетическое уравнение реакции:



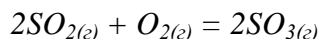
Как изменится скорость реакции, если: а) в системе увеличить давление в 3 раза; б) увеличить концентрацию этилена в 5 раз; в) уменьшить концентрацию водорода в 2 раза?

2. Во сколько раз возрастет скорость химической реакции при повышении температуры от 20 до 45 °С, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2,3?
3. Рассчитайте энергию активации реакции, если скорость этой реакции при 25 °С в 10 раз больше, чем при 10 °С?
4. В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) увеличить температуру; б) уменьшить давление в системе; в) понизить концентрацию азота.

5. Запишите выражение константы равновесия для реакции:

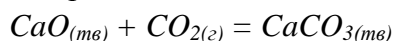


Вычислите константу равновесия и начальные концентрации реагентов, если концентрации веществ в момент равновесия были равны: $[SO_2] = 5$ моль/л; $[O_2] = 1,3$ моль/л; $[SO_3] = 4$ моль/л.

Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

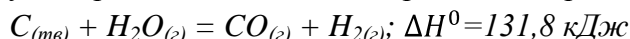
ВАРИАНТ №2

1. Напишите кинетическое уравнение реакции:



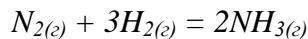
Как изменится скорость реакции, если: а) в системе уменьшить давление в 2 раза; б) увеличить концентрацию углекислого газа в 10 раз; в) уменьшить количество оксида кальция в 2 раза?

2. Во сколько раз возрастет скорость химической реакции при повышении температуры от 0 до 50 °С, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?
3. Во сколько раз изменится скорость реакции при увеличении температуры от 50 до 100 °С, если энергия активации равна 95,5 кДж/моль?
4. В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) уменьшить температуру; б) увеличить давление в системе; в) понизить концентрацию воды.

5. Запишите выражение константы равновесия для реакции:

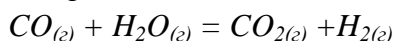


Исходные концентрации азота и водорода равны 2 и 3 моль/л. Рассчитайте концентрации этих веществ в момент времени, когда прореагировало 0,5 моль азота. Чему равна константа равновесия этой реакции?

Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

ВАРИАНТ №3

1. Напишите кинетическое уравнение реакции:



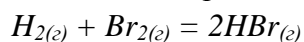
Как изменится скорость реакции, если: а) в системе увеличить давление в 4 раза; б) уменьшить концентрацию оксида углерода (II) в 5 раз; в) увеличить концентрацию воды в 10 раз.

2. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры на 50 °С, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2,8?
3. Какова энергия активации реакции, если при 300 К скорость этой реакции в 10 раз больше, чем при 280 К?
4. В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) уменьшить температуру; б) уменьшить давление в системе; в) понизить концентрацию оксида азота (II).

5. Запишите выражение константы равновесия для реакции:



Исходная концентрация водорода равна 1 моль/л, а брома – 0,6 моль/л. Рассчитайте концентрации всех веществ в системе в момент равновесия, если прореагировало 50% водорода. Чему равна константа равновесия этой реакции?

Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

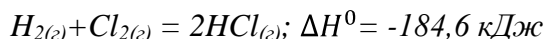
ВАРИАНТ №4

1. Напишите кинетическое уравнение реакции:



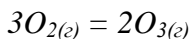
Как изменится скорость реакции, если: а) в системе увеличить давление в 3 раза; б) уменьшить концентрацию хлорида фосфора (V) в 2 раза; в) увеличить концентрацию хлорида фосфора (V) в 3 раза.

2. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2. На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 100 раз?
3. Чему равна энергия активации реакции, если при повышении температуры от 290 до 300 К скорость ее увеличивается в 2 раза?
4. В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) уменьшить температуру; б) увеличить давление в системе; в) уменьшить концентрацию хлора.

5. Запишите выражение константы равновесия для реакции:

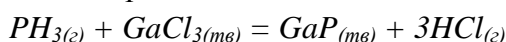


Исходная концентрация кислорода была равна 1,2 моль/л. Определить концентрации кислорода и озона в момент равновесия, если известно, что к этому времени 75% кислорода превратилось в озон. Чему равна константа равновесия реакции?

Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

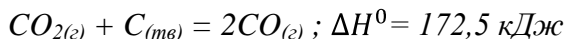
ВАРИАНТ №5

1. Напишите кинетическое уравнение реакции:



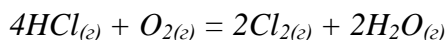
Как изменится скорость реакции, если: а) в системе уменьшить давление в 4 раза; б) увеличить концентрацию фосфина в 7 раз; в) уменьшить концентрацию фосфина в 3 раза.

2. При 393 К реакция заканчивается за 18 минут. Через сколько времени эта реакция закончится при 453 К, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?
3. Энергия активации реакции равна 186,4 кДж/моль. Рассчитайте константу скорости реакции при 700 К, если при 445 К константа скорости равна $0,942 \cdot 10^{-6}$ л/моль·мин.
4. В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) увеличить температуру; б) увеличить давление в системе; в) уменьшить концентрацию углекислого газа.

5. Запишите выражение константы равновесия для реакции:

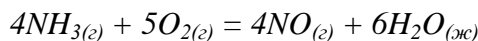


Через некоторое время после начала реакции концентрации веществ стали равны: $[HCl] = 0,85$ моль/л; $[O_2] = 0,44$ моль/л; $[Cl_2] = 0,3$ моль/л. Рассчитайте начальные концентрации исходных реагентов, участвующих в реакции и константу равновесия.

Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

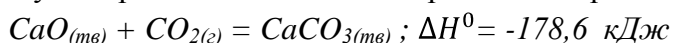
ВАРИАНТ №6

1. Напишите кинетическое уравнение реакции:



Как изменится скорость реакции, если: а) в системе увеличить давление в 4 раза; б) увеличить концентрацию кислорода в 5 раз; в) уменьшить концентрацию аммиака в 2 раза.

2. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на 30 °С скорость реакции возрастает в 15,6 раза?
3. Чему равна энергия активации реакции, если при повышении температуры от 300 до 310 К скорость реакции увеличивается в 10 раз?
4. В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) уменьшить температуру; б) уменьшить давление в системе; в) увеличить концентрацию углекислого газа.

5. Запишите выражение константы равновесия для реакции:

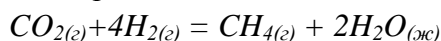


Рассчитать константу равновесия реакции, если к моменту равновесия прореагировало 54% PCl_5 , а начальная концентрация PCl_5 была равна 1 моль/л.

Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

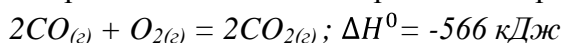
ВАРИАНТ №7

1. Напишите кинетическое уравнение реакции:



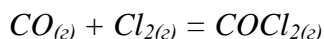
Как изменится скорость реакции, если: а) в системе уменьшить давление в 2 раза; б) увеличить концентрацию водорода в 2 раза; в) увеличить концентрацию углекислого газа в 3 раза.

2. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,8. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 20 до 75 °С?
3. Энергия активации реакции в отсутствие катализатора равна 84,6 кДж/моль, а в присутствии катализатора равна 60,6 кДж/моль. Во сколько раз возрастет скорость реакции в присутствии катализатора, если реакция протекает при температуре 35 °С?
4. В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) увеличить температуру; б) увеличить давление в системе; в) увеличить концентрацию кислорода.

5. Запишите выражение константы равновесия для реакции:

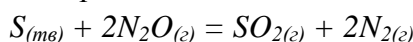


Вычислить концентрации всех веществ в момент равновесия, если начальные концентрации веществ равны: $C_0(CO) = 2$ моль/л; $C_0(Cl_2) = 1,5$ моль/л, а константа равновесия $K = 20$ л/моль.

Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

ВАРИАНТ №8

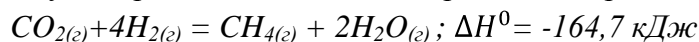
1. Напишите кинетическое уравнение реакции:



Как изменится скорость реакции, если: а) в системе увеличить давление в 4 раза; б) увеличить концентрацию оксида азота (I) в 3 раза; в) уменьшить концентрацию оксида азота (I) в 5 раз.

- Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,7. На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 90 раз?
- Определите энергию активации реакции, если при 716 К константа скорости реакции равна 0,0067, а при 787 К равна 0,159.

- В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) уменьшить температуру; б) увеличить давление в системе; в) уменьшить концентрацию водорода.

- Запишите выражение константы равновесия для реакции:

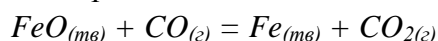


В момент равновесия концентрации веществ в системе были равны: $[NO_2] = 0,8$ моль/л; $[O_2] = 1,1$ моль/л; $[NO] = 2,2$ моль/л. Вычислите константу равновесия и начальную концентрацию оксида азота (IV).

Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

ВАРИАНТ №9

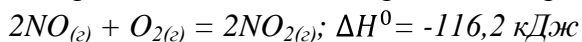
- Напишите кинетическое уравнение реакции:



Как изменится скорость реакции, если: а) в системе увеличить давление в 3 раза; б) увеличить концентрацию оксида углерода (II) в 6 раз; в) уменьшить концентрацию оксида углерода (II) в 2 раза.

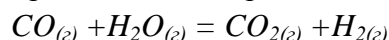
- Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры на 32 градуса, если температурный коэффициент равен 2,8?
- Константа скорости реакции при 600 К равна 7,5, а при 650 К равна $4,5 \cdot 10^2$. Вычислить энергию активации этой реакции.

- В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) уменьшить температуру; б) увеличить давление в системе; в) увеличить концентрацию кислорода.

- Запишите выражение константы равновесия для реакции:

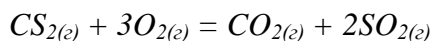


Начальные концентрации исходных веществ равны 0,08 моль/л. Вычислить равновесные концентрации всех веществ в системе и константу равновесия, если равновесная концентрация $[CO_2] = 0,05$ моль/л.

Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

ВАРИАНТ №10

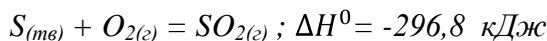
- Напишите кинетическое уравнение реакции:



Как изменится скорость реакции, если: а) в системе увеличить давление в 2 раза; б) уменьшить концентрацию сероуглерода в 4 раза; в) увеличить концентрацию кислорода в 5 раз.

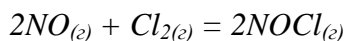
- Вычислить температурный коэффициент скорости, если константа скорости реакции при 120 °С составляет $5,88 \cdot 10^{-4}$, а при 170 °С равна $6,2 \cdot 10^{-2}$.
- Чему равна энергия активации реакции, если при повышении температуры от 320 до 350 К ее скорость увеличивается в 8 раз?

4. В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) увеличить температуру; б) увеличить давление в системе; в) уменьшить концентрацию кислорода.

5. Запишите выражение константы равновесия для реакции:

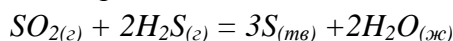


Исходные концентрации NO и Cl_2 были равны соответственно 1 и 5 моль/л. Константа равновесия реакции равна 0,07. Вычислите концентрации всех веществ в момент равновесия.

Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

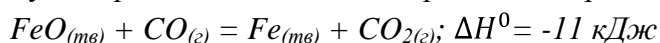
ВАРИАНТ №11

1. Напишите кинетическое уравнение реакции:



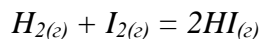
Как изменится скорость реакции, если: а) в системе уменьшить давление в 3 раза; б) увеличить концентрацию сероводорода в 3 раза; в) увеличить концентрацию оксида серы (IV) в 4 раза.

2. Скорость химической реакции при повышении температуры возросла в 124 раза. Температурный коэффициент реакции равен 2,8. На сколько градусов повысили температуру?
3. Константа скорости некоторой реакции при 20 °С равна $3 \cdot 10^{-2}$, а при 50 °С равна 0,4. Определите энергию активации реакции.
4. В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) увеличить температуру; б) уменьшить давление в системе; в) уменьшить концентрацию оксида углерода (II).

5. Запишите выражение константы равновесия для реакции:

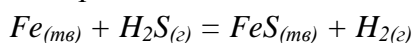


Рассчитайте равновесные концентрации водорода и йода, если их начальные концентрации были равны $C_0(H_2) = 0,5$ моль/л и $C_0(I_2) = 2,5$ моль/л, а равновесная концентрация йодоводорода $[HI] = 0,8$ моль/л. Чему равна константа равновесия этой реакции?

Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

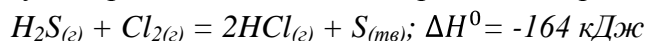
ВАРИАНТ №12

1. Напишите кинетическое уравнение реакции:



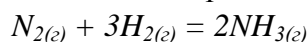
Как изменится скорость реакции, если: а) в системе уменьшить давление в 2 раза; б) увеличить концентрацию сероводорода в 4 раза; в) уменьшить концентрацию сероводорода в 5 раз.

2. При 150 °С реакция заканчивается через 16 минут. Температурный коэффициент реакции равен 2,5. Через какое время закончится реакция при 200 °С?
3. Константа скорости реакции при 600 К равна 7,5, а при 650 К – $4,5 \cdot 10^2$. Вычислите энергию активации, а также константу скорости реакции при 700 К.
4. В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) увеличить температуру; б) уменьшить давление в системе; в) уменьшить концентрацию сероводорода.

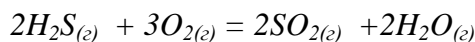
5. Запишите выражение константы равновесия для реакции:



Концентрации веществ в момент равновесия равны: $[H_2] = 0,2$ моль/л; $[N_2] = 0,1$ моль/л; $[NH_3] = 0,8$ моль/л. Вычислить константу равновесия и начальные концентрации водорода и азота.

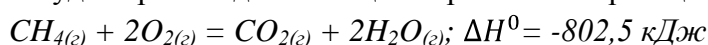
**Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»
ВАРИАНТ №13**

1. Напишите кинетическое уравнение реакции:



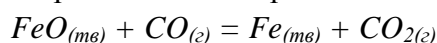
Как изменится скорость реакции, если: а) в системе увеличить давление в 4 раза; б) увеличить концентрацию сероводорода в 3 раза; в) уменьшить концентрацию кислорода в 2 раза.

2. Рассчитайте температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на $25^{\circ}C$ скорость реакции возрастает в 8 раз.
3. Определите энергию активации реакции, если при увеличении температуры от 330 до 400 К константа скорости реакции увеличилась в 10 раз?
4. В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) уменьшить температуру; б) уменьшить давление в системе; в) уменьшить концентрацию кислорода.

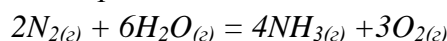
5. Запишите выражение константы равновесия для реакции:



Константа равновесия реакции равна 0,2. Чему равны равновесные концентрации CO и CO₂, если начальная концентрация $C_0(CO) = 0,5$ моль/л?

**Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»
ВАРИАНТ №14**

1. Напишите кинетическое уравнение реакции:



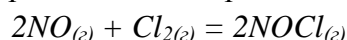
Как изменится скорость реакции, если: а) в системе увеличить давление в 2 раза; б) увеличить концентрацию азота в 5 раз; в) уменьшить концентрацию паров воды в 4 раза.

2. При температуре $50^{\circ}C$ реакция протекает за 3 минуты. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2. За какое время будет протекать реакция при температуре $70^{\circ}C$?
3. Рассчитайте энергию активации реакции, если ее скорость при 350 К в 20 раз больше, чем при 290 К.
4. В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) увеличить температуру; б) уменьшить давление в системе; в) уменьшить концентрацию оксида серы (IV).

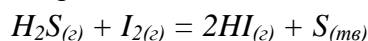
5. Запишите выражение константы равновесия для реакции:



Начальные концентрации исходных реагентов составляют $C_0(NO) = 0,5$ моль/л и $C_0(Cl_2) = 0,2$ моль/л. Вычислите константу равновесия, если к моменту равновесия прореагировало 10% NO.

**Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»
ВАРИАНТ №15**

1. Напишите кинетическое уравнение реакции:



- Как изменится скорость реакции, если: а) в системе уменьшить давление в 3 раза; б) увеличить концентрацию сероводорода в 4 раза ; в) увеличить концентрацию йода в 3 раза.
- При увеличении температуры на 60 °С скорость реакции возросла в 64 раза. Рассчитайте температурный коэффициент скорости реакции.
 - Энергия активации реакции в присутствии катализатора равна 32 кДж/моль, а в отсутствие – 20,9 кДж/моль. Во сколько раз возрастет скорость реакции в присутствии катализатора при 25 °С?
 - В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции

$$Bi_2O_{3(тв)} + 3H_{2(г)} = 2Bi_{(тв)} + 3H_2O_{(г)}; \Delta H^0 = 151,5 \text{ кДж}$$
 если: а) увеличить температуру; б) увеличить давление в системе; в) уменьшить концентрацию водорода.
 - Запишите выражение константы равновесия для реакции:

$$2CO_{(г)} + O_{2(г)} = 2CO_{2(г)}$$
 Чему равна константа равновесия реакции и начальные концентрации СО и O₂, если в момент равновесия концентрации веществ были равны: [СО] = 0,3 моль/л, [O₂] = 0,5 моль/л, [СО₂] = 0,4 моль/л?

Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

ВАРИАНТ №16

- Напишите кинетическое уравнение реакции:

$$CH_{4(г)} + 2O_{2(г)} = CO_{2(г)} + 2H_2O_{(г)}$$
 Как изменится скорость реакции, если: а) в системе увеличить давление в 2 раза; б) увеличить концентрацию метана в 3 раза; в) уменьшить концентрацию кислорода в 4 раза.
- Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,3. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если увеличить температуру на 25 °С?
- Во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей при 298 К, если при добавлении катализатора ее энергия активации понизилась на 4 кДж/моль?
- В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции

$$2SO_{2(г)} + O_{2(г)} = 2SO_{3(г)}; \Delta H^0 = -197,8 \text{ кДж}$$
 если: а) увеличить температуру; б) уменьшить давление в системе; в) уменьшить концентрацию оксида серы (IV).
- Запишите выражение константы равновесия для реакции:

$$4NH_{3(г)} + 5O_{2(г)} = 4NO_{(г)} + 6H_2O_{(ж)}$$
 Через некоторое время после начала реакции концентрации веществ в реакционной смеси стали равны: [NH₃] = 0,01 моль/л, [O₂] = 0,02 моль/л, [NO] = 0,03 моль/л. Вычислите исходные концентрации аммиака и кислорода и константу равновесия реакции.

Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

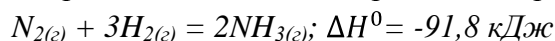
ВАРИАНТ №17

- Напишите кинетическое уравнение реакции:

$$2CO_{(г)} + O_{2(г)} = 2CO_{2(г)}$$
 Как изменится скорость реакции, если: а) в системе увеличить давление в 3 раза; б) увеличить концентрацию оксида углерода (II) в 2 раза; в) уменьшить концентрацию кислорода в 3 раза.
- На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 20 раз? Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,5.

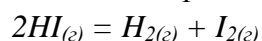
3. Энергия активации реакции равна 103,5 кДж/моль. Константа скорости этой реакции при 298 К равна $2,03 \cdot 10^{-3} \text{ с}^{-1}$. Вычислите константу скорости реакции при температуре 400 К.

4. В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) уменьшить температуру; б) увеличить давление в системе; в) уменьшить концентрацию азота.

5. Запишите выражение константы равновесия для реакции:

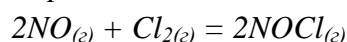


Константа равновесия реакции равна 1,64. Найти концентрации всех веществ в состоянии равновесия, если исходная концентрация йодоводорода была равна 2 моль/л.

Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

ВАРИАНТ №18

1. Напишите кинетическое уравнение реакции:

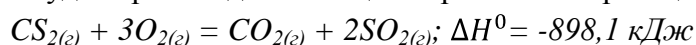


Как изменится скорость реакции, если: а) в системе уменьшить давление в 2 раза; б) увеличить концентрацию оксида азота (II) в 4 раза; в) уменьшить концентрацию хлора в 5 раз.

2. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на 35 °С скорость реакции возрастает в 16 раз?

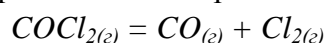
3. Энергия активации некоторой реакции в отсутствие катализатора равна 95,24 кДж/моль, а в присутствии катализатора – 60 кДж/моль. Во сколько раз возрастет скорость реакции в присутствии катализатора, если реакция протекает при 35 °С?

4. В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) увеличить температуру; б) увеличить давление в системе; в) уменьшить концентрацию кислорода.

5. Запишите выражение константы равновесия для реакции:

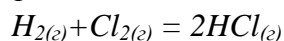


Химическое равновесие реакции установилось при следующих концентрациях веществ: $[COCl_2] = 1$ моль/л, $[CO] = 2$ моль/л, $[Cl_2] = 4$ моль/л. В систему добавили $COCl_2$ в количестве 0,5 моль/л. Определите новые равновесные концентрации веществ.

Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

ВАРИАНТ №19

1. Напишите кинетическое уравнение реакции:

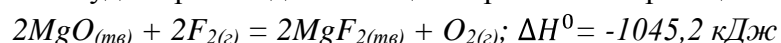


Как изменится скорость реакции, если: а) в системе увеличить давление в 2 раза; б) увеличить концентрацию хлора в 3 раза; в) уменьшить концентрацию водорода в 4 раза.

2. При 80 °С некоторая реакция заканчивается за 16 минут. Сколько понадобится времени для проведения этой реакции при 120 °С. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2.

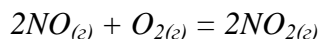
3. Чему равна энергия активации реакции, если при повышении температуры от 300 до 800 К скорость ее увеличивается в 5 раз?

4. В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) увеличить температуру; б) уменьшить давление в системе; в) уменьшить концентрацию фтора.

5. Запишите выражение константы равновесия для реакции:

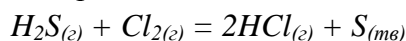


При некоторой температуре константа равновесия реакции равна 2,2. В момент равновесия концентрации исходных реагентов были равны: $[NO] = 0,02$ моль/л и $[O_2] = 0,03$ моль/л. Вычислите начальные концентрации исходных реагентов.

Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

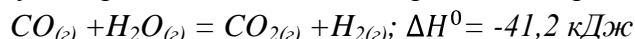
ВАРИАНТ №20

1. Напишите кинетическое уравнение реакции:



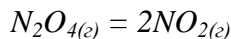
Как изменится скорость реакции, если: а) в системе уменьшить давление в 3 раза; б) уменьшить концентрацию хлора в 4 раза; в) увеличить концентрацию сероводорода в 3 раза.

2. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры от 323 до 373 К скорость реакции увеличилась в 1200 раз.
3. Реакция при 20 °С протекает за 60 с. Сколько времени потребуется для протекания реакции при 40 °С, если энергия активации равна 33,5 кДж/моль?
4. В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) уменьшить температуру; б) увеличить давление в системе; в) уменьшить концентрацию оксида углерода (II).

5. Запишите выражение константы равновесия для реакции:



Найти константу равновесия реакции, если начальная концентрация N_2O_4 была равна 0,08 моль/л, а к моменту равновесия диссоциировало 50 % N_2O_4 .

Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

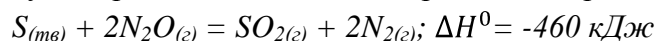
ВАРИАНТ №21

1. Напишите кинетическое уравнение реакции:



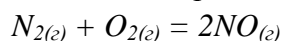
Как изменится скорость реакции, если: а) в системе увеличить давление в 2 раза; б) уменьшить концентрацию оксида углерода (IV) в 3 раза; в) увеличить концентрацию оксида углерода (IV) в 2 раза.

2. При температуре 30 °С реакция протекает за 25 минут, а при температуре 50 °С за 4 минуты. Рассчитайте температурный коэффициент скорости реакции.
3. При понижении температуры с 275 К до 260 К скорость реакции уменьшилась в 5 раз. Чему равна энергия активации реакции?
4. В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) уменьшить температуру; б) уменьшить давление в системе; в) уменьшить концентрацию оксида азота (I).

5. Запишите выражение константы равновесия для реакции:

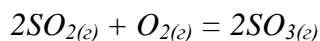


Начальная концентрация азота была равна 1,56 моль/л, а начальная концентрация кислорода 2,06 моль/л. Равновесная концентрация оксида азота (II) составила 0,12 моль/л. Рассчитайте константу равновесия для этой реакции.

Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

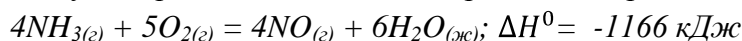
ВАРИАНТ №22

1. Напишите кинетическое уравнение реакции:



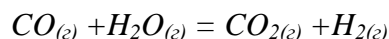
Как изменится скорость реакции, если: а) в системе уменьшить давление в 3 раза; б) увеличить концентрацию оксида серы (IV) в 5 раз; в) уменьшить концентрацию кислорода в 3 раза.

2. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3. Как изменится скорость реакции при понижении температуры с 80 до 50 °С?
3. При повышении температуры с 290 до 300 К скорость реакции увеличилась в 2 раза. Чему равна энергия активации реакции?
4. В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) увеличить температуру; б) уменьшить давление в системе; в) уменьшить концентрацию аммиака.

5. Запишите выражение константы равновесия для реакции:

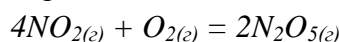


Начальная концентрация CO была равна 0,1 моль/л, начальная концентрация H₂O - 0,4 моль/л. Вычислите равновесные концентрации веществ, если константа равновесия при постоянной температуре равна 1.

Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

ВАРИАНТ №23

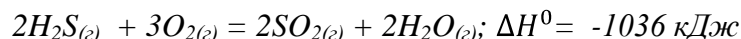
1. Напишите кинетическое уравнение реакции:



Как изменится скорость реакции, если: а) в системе уменьшить давление в 4 раза; б) уменьшить концентрацию оксида азота (IV) в 2 раза; в) увеличить концентрацию кислорода в 2 раза.

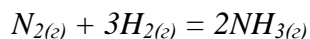
2. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3. На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 243 раза?
3. Энергия активации реакции при температуре 25 °С равна в отсутствие катализатора 80 кДж/моль, а в присутствии катализатора – 52 кДж/моль. Во сколько раз увеличится скорость реакции в присутствии катализатора?

4. В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) уменьшить температуру; б) увеличить давление в системе; в) уменьшить концентрацию сероводорода.

5. Запишите выражение константы равновесия для реакции:

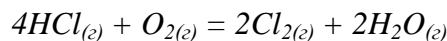


Константа равновесия реакции равна 0,1. Равновесная концентрация водорода равна 0,6 моль/л, а равновесная концентрация аммиака равна 0,2 моль/л. Вычислите начальную и равновесную концентрации азота.

Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

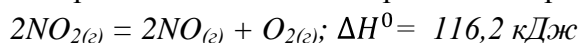
ВАРИАНТ №24

1. Напишите кинетическое уравнение реакции:



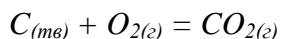
Как изменится скорость реакции, если: а) в системе увеличить давление в 2 раза; б) уменьшить концентрацию хлороводорода в 2 раза; в) увеличить концентрацию кислорода в 3 раза.

2. Во сколько раз возрастет скорость реакции, если повысить температуру на 50 °С? Температурный коэффициент скорости реакции равен 2.
3. За какое время пройдет реакция при 60 °С, если при 20 °С она заканчивается за 40 с, а энергия активации равна 126 кДж/моль.
4. В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) увеличить температуру; б) уменьшить давление в системе; в) уменьшить концентрацию оксида азота (IV).

5. Запишите выражение константы равновесия для реакции:

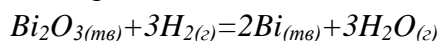


Исходная концентрация кислорода была равна 2,5 моль/л, в момент равновесия концентрация оксида углерода (IV) равна 0,5 моль/л. Чему равна константа равновесия реакции?

Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

ВАРИАНТ №25

1. Напишите кинетическое уравнение реакции:



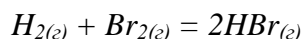
Как изменится скорость реакции, если: а) в системе уменьшить давление в 2 раза; б) увеличить концентрацию водорода в 3 раза; в) уменьшить концентрацию водорода в 2 раза.

2. При 393 К реакция заканчивается за 18 минут. Через сколько времени эта реакция закончится при 453 К, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?
3. Энергия активации реакции равна 10 кДж/моль. Во сколько раз изменится скорость реакции при повышении температуры от 27 до 37 °С?
4. В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) уменьшить температуру; б) увеличить давление в системе; в) уменьшить концентрацию оксида азота (II).

5. Запишите выражение константы равновесия для реакции:

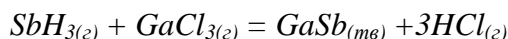


Равновесие в системе установилось при следующих концентрациях: $[H_2] = 0,5$ моль/л; $[Br_2] = 0,1$ моль/л и $[HBr] = 1,6$ моль/л. Определить исходные концентрации водорода и брома и константу равновесия реакции.

Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

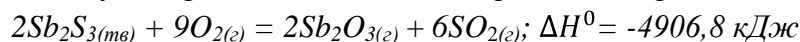
ВАРИАНТ №26

1. Напишите кинетическое уравнение реакции:



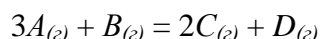
Как изменится скорость реакции, если: а) в системе увеличить давление в 4 раза; б) увеличить концентрацию хлорида галлия в 2 раза; в) уменьшить концентрацию гидрида сурьмы в 2 раза.

- При повышении температуры на $27,8\text{ }^{\circ}\text{C}$ скорость реакции возросла в 6,9 раза. Вычислить температурный коэффициент скорости реакции.
- Константа скорости реакции при $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ равна $3 \cdot 10^{-2}$, а при $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ – 0,4. Определить энергию активации реакции.
- В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) уменьшить температуру; б) уменьшить давление в системе; в) увеличить концентрацию кислорода.

- Запишите выражение константы равновесия для реакции:

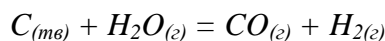


В момент равновесия концентрации веществ были равны: $[\text{A}] = 3$ моль/л, $[\text{B}] = 1$ моль/л, $[\text{C}] = 0,8$ моль/л. Рассчитайте константу равновесия и исходные концентрации веществ А и В.

Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

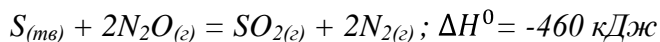
ВАРИАНТ №27

- Напишите кинетическое уравнение реакции:



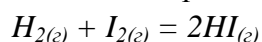
Как изменится скорость реакции, если: а) в системе уменьшить давление в 3 раза; б) увеличить концентрацию паров воды в 3 раза; в) уменьшить концентрацию паров воды в 2 раза.

- Определить температурный коэффициент скорости реакции, если при понижении температуры на $45\text{ }^{\circ}\text{C}$ реакция замедлилась в 25 раз.
- Реакция протекает при $20\text{ }^{\circ}\text{C}$. Энергия активации реакции в отсутствие катализатора равна 75 кДж/моль, а в присутствии катализатора – 50 кДж/моль. Во сколько раз возрастает скорость реакции в присутствии катализатора?
- В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) увеличить температуру; б) уменьшить давление в системе; в) увеличить концентрацию оксида азота (I).

- Запишите выражение константы равновесия для реакции:

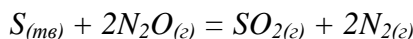


Вычислить константу равновесия реакции, если начальная концентрация H_2 была равна 0,5 моль/л, начальная концентрация I_2 – 0,2 моль/л и к моменту равновесия прореагировало 20% водорода.

Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

ВАРИАНТ №28

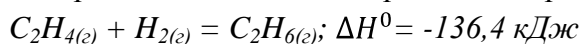
- Напишите кинетическое уравнение реакции:



Как изменится скорость реакции, если: а) в системе увеличить давление в 4 раза; б) увеличить концентрацию оксида азота (I) в 2 раза; в) уменьшить концентрацию оксида азота (I) в 3 раза.

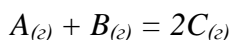
- Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры от 20 до $170\text{ }^{\circ}\text{C}$, если было установлено, что при повышении температуры на каждые $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ скорость реакции возрастает в 6 раз?
- Энергия активации реакции равна 186,4 кДж/моль. Константа скорости этой реакции при температуре 456 К равна $0,942 \cdot 10^{-6}$ л/моль·мин. Чему равна константа скорости этой реакции при 700 К?

4. В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) увеличить температуру; б) увеличить давление в системе; в) увеличить концентрацию этилена.

5. Запишите выражение константы равновесия для реакции:

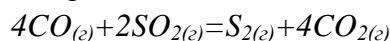


Константа равновесия реакции равна 4. Определите равновесные концентрации веществ, если начальная концентрация А составляла 5 моль/л, а начальная концентрация В - 4 моль/л.

Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

ВАРИАНТ №29

1. Напишите кинетическое уравнение реакции:

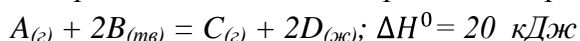


Как изменится скорость реакции, если: а) в системе уменьшить давление в 2 раза; б) увеличить концентрацию оксида серы (IV) в 3 раза; в) уменьшить концентрацию оксида углерода (II) в 5 раз.

2. Скорость химической реакции при температуре 10 °С составляет 1 моль/л·с. Температурный коэффициент скорости этой реакции равен 2. Чему равна скорость этой реакции при температуре 70 °С?

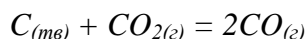
3. При повышении температуры от 27 до 40 °С скорость реакции увеличилась в 2,8 раза. Чему равна энергия активации реакции?

4. В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) уменьшить температуру; б) увеличить давление в системе; в) увеличить концентрацию вещества А.

5. Запишите выражение константы равновесия для реакции:

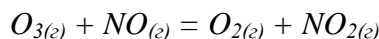


Начальная концентрация оксида углерода (IV) составляла 3,25 моль/л, а равновесная концентрация оксида углерода (II) – 2 моль/л. Чему равна константа равновесия реакции?

Индивидуальное задание «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

ВАРИАНТ №30

1. Напишите кинетическое уравнение реакции:

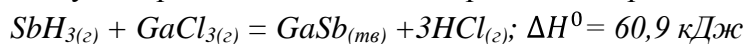


Как изменится скорость реакции, если: а) в системе увеличить давление в 3 раза; б) увеличить концентрацию озона в 2 раза; в) увеличить концентрацию оксида азота (II) в 3 раза.

2. Температурный коэффициент скорости реакции равен 4. На сколько градусов нужно увеличить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 64 раза?

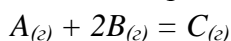
3. Определите энергию активации реакции, константа скорости которой при 298 К равна $3,1 \cdot 10^{-4}$, а при 313 К составляет $8,2 \cdot 10^{-3}$.

4. В каком направлении будет происходить смещение равновесия реакции



если: а) уменьшить температуру; б) уменьшить давление в системе; в) увеличить концентрацию хлорида галлия (III).

5. Запишите выражение константы равновесия для реакции:



Определите константу равновесия и исходные концентрации веществ А и В, если равновесные концентрации были равны: $[A] = 0,3$ моль/л, $[B] = 0,6$ моль/л, $[C] = 1,08$ моль/л.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Что изучает химическая кинетика?
2. Что такое гомогенные и гетерогенные реакции?
3. Дайте определение скорости химической реакции.
4. От каких факторов зависит скорость химической реакции?
5. Как зависит скорость химической реакции от концентраций реагентов?
6. Сформулируйте закон действующих масс для скорости химической реакции. Приведите его математическое выражение.
7. Что такое константа скорости реакции? От чего она зависит?
8. Как зависит скорость химической реакции от температуры?
9. Сформулируйте правило Вант-Гоффа, приведите его математическое выражение.
10. Что показывает температурный коэффициент скорости реакции?
11. Дайте определение энергии активации реакции. От чего она зависит?
12. Что такое катализатор?
13. Каков механизм действия катализатора?
14. Приведите уравнение Аррениуса, поясните какие величины входят в это выражение.
15. Дайте определение химического равновесия.
16. Что такое константа равновесия? Напишите математическое выражение для константы равновесия, поясните, какие величины туда входят.
17. Сформулируйте принцип Ле-Шателье.
18. Какие факторы влияют на смещение химического равновесия в системе и каким образом?

ТЕМА 7. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Электрохимия. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления. Процессы окисления и восстановления. Электродные процессы. Двойной электрический слой. Электродный потенциал. Гальванический элемент. Анодные и катодные процессы. Схема гальванического элемента. Электродвижущая сила гальванического элемента. Стандартный водородный электрод. Электрохимический ряд напряжений металлов. Уравнение Нернста. Электролиз. Закономерности протекания электролиза в растворах и расплавах. Законы Фарадея. Выход по току. Коррозия металлов. Химическая и электрохимическая коррозия. Методы защиты от коррозии. Защитные покрытия.

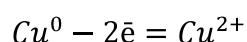
ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Электрохимия изучает процессы, связанные со взаимным превращением химической и электрической энергий.

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – реакции, протекающие с изменением степеней окисления реагирующих веществ. **Степень окисления** – это условный заряд, который приобретает атом, принимая или отдавая электроны.

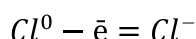
Окисление – процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом, то есть повышение степени окисления. **Восстановитель** – это вещество, которое отдает электроны в ОВР.

Пример окисления меди: медь выступает в качестве восстановителя, отдавая электроны и повышая степень окисления от 0 до +2.

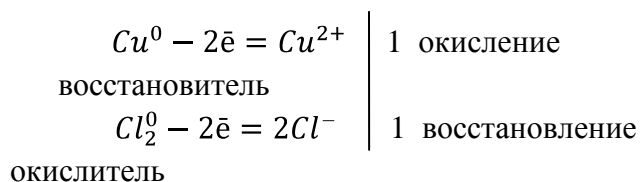


Восстановление – процесс присоединения электронов или понижение степени окисления. **Окислитель** – это вещество, которое принимает электроны.

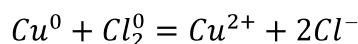
Пример восстановления хлора: хлор выступает в качестве окислителя, принимая электроны и понижая степень окисления от 0 до -1.



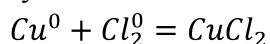
В окислительно-восстановительной реакции процессы окисления и восстановления взаимосвязаны. Число отданных и принятых электронов должно быть одинаковым. Для этого при записи ОВР используются стехиометрические коэффициенты.



Суммируем уравнения окисления и восстановления и получим полное уравнение окислительно-восстановительной реакции:



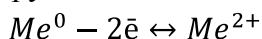
В молекулярной форме уравнение ОВР будет иметь вид:



Электрохимические процессы - процессы, связанные со взаимным превращением химической и электрической энергий.

Гальванический элемент (ГЭ) – устройство, в котором химическая энергия преобразуется в электрическую. Рассмотрим на примере гальванического элемента Даниэля-Якоби. Он состоит из ёмкости, которая разделена полупроницаемой мембраной на два резервуара, куда наливаются электролиты – растворы солей CuSO_4 и ZnSO_4 . В растворы солей погружены электроды из металлов, ионы которых присутствуют в растворе. В раствор CuSO_4 погружается медный электрод, в раствор ZnSO_4 - цинковый электрод. Электроды, в свою очередь, соединяются проводником (рис.15).

При погружении электродов в растворы под действием молекул воды ионы металла отрываются от его поверхности, и переходят в раствор. Кристаллическая решетка металла разрушается.



металл ионы в растворе

В результате этого в растворе накапливаются положительные ионы и раствор становится заряженным положительно, а на поверхности металла накапливаются электроны, что создает избыточный отрицательный заряд. В результате на границе раздела фаз металл/раствор возникает **двойной электрический слой**. Разность потенциалов между металлом и раствором называется **электродным потенциалом φ (В)**. Процесс перехода ионов металла в раствор является равновесным, то есть при определенной концентрации ионов в растворе начинает протекать обратный процесс. При этом концентрация ионов металла в растворе перестает увеличиваться, и потенциал приобретает определенное значение. Потенциал в условиях равновесия называется **равновесным электродным потенциалом**. Он зависит от природы металла, а также от концентрации ионов металла в растворе и температуры.

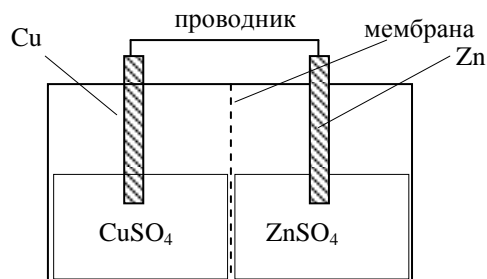


Рисунок 15.

Электродные потенциалы многих металлов определены при стандартных условиях (температура 298 К, давление 10^5 Па и концентрация ионов в растворе 1 моль/л). Такие потенциалы называются **стандартными электродными потенциалами φ^0** и являются справочными данными. Все электродные потенциалы определены относительно стандартного водородного электрода, потенциал которого принят равным нулю $\varphi_{\text{H}_2, 2\text{H}^+}^0 = 0$. Стандартный электродный потенциал является окислительно-восстановительной характеристикой металла. Исходя из этого, металлы располагаются в **электрохимический ряд напряжений** (ряд активности). Металлы, восстановительная способность которых высока, имеют $\varphi^0 < 0$ и расположены в ряду активности до водорода. Металлы с низкой восстановительной способностью имеют $\varphi^0 > 0$ и располагаются в ряду активности после водорода.

Если условия отличаются от стандартных, потенциалы рассчитываются по **уравнению Нернста**:

$$\varphi_{\text{Me} / \text{Me}^{n+}} = \varphi_{\text{Me} / \text{Me}^{n+}}^0 + \frac{RT}{nF} \ln C_{\text{Me}^{n+}}$$

где $\varphi_{\text{Me} / \text{Me}^{n+}}$ - электродный потенциал металла, определяемый при данных условиях, В; $\varphi_{\text{Me} / \text{Me}^{n+}}^0$ – стандартный электродный потенциал металла, В; R – универсальная газовая постоянная, равная 8,31 Дж/моль·К; T - температура, К; n - заряд иона металла; F – постоянная Фарадея, равная 96500 Кл/моль; $C_{\text{Me}^{n+}}$ - концентрация ионов металла в растворе, моль/л.

Если концентрация ионов металла отличается от стандартной, но $T = 298 \text{ K}$, можно воспользоваться для расчета сокращенным уравнением Нернста:

$$\varphi_{\text{Me} / \text{Me}^{n+}} = \varphi_{\text{Me} / \text{Me}^{n+}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{\text{Me}^{n+}}$$

В гальваническом элементе электрод, заряженный отрицательно, называется **анодом**, а электрод, заряженный положительно – **катодом**. На аноде происходит процесс окисления, на катоде – процесс восстановления. В гальваническом элементе анодом будет тот металл, электродный потенциал которого ниже (более отрицательный), то есть который расположен левее в ряду электрохимических напряжений и является более сильным восстановителем.

При соединении электродов проводником в ГЭ протекает окислительно-восстановительная реакция. На аноде идет процесс окисления металла. Ионы металла переходят в раствор, а электроны движутся по проводнику к катоду, то есть в проводнике возникает электрический ток. Ионы металла из раствора, в который погружен катод, притягиваются к нему и, принимая электроны, восстанавливаются в виде осадка металла:

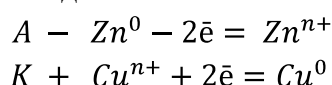
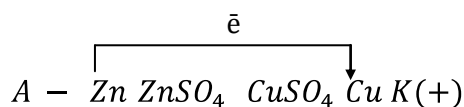
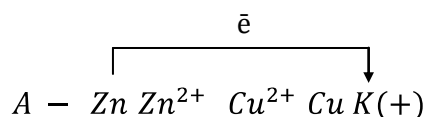


Схема гальванического элемента – это краткая запись, которая показывает из чего состоит гальванический элемент. Слева записывается анод, справа – катод, граница раздела фаз металл/раствор обозначается одинарной разделительной чертой, а между двумя растворами – двойной чертой, при этом направление перехода электронов обозначается стрелкой.

Пример записи схемы ГЭ:



в сокращенной форме:



Электродвижущая сила гальванического элемента (ЭДС) E (В) – максимальная разность потенциалов электродов, которая может быть получена при его работе. Она равна разности электродных потенциалов катода и анода:

$$E = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}}$$

где E – электродвижущая сила гальванического элемента, В; $\varphi_{\text{к}}$ – электродный потенциал катода, В; $\varphi_{\text{а}}$ – электродный потенциал анода, В.

Электролиз – это процессы, происходящие на электродах под действием электрического тока,

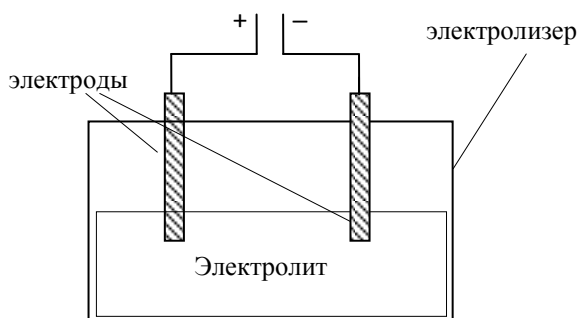


Рисунок 16. Устройство для электролиза

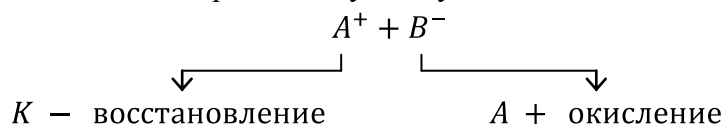
подаваемого от внешнего источника. При электролизе происходит превращение электрической энергии в химическую. Электролиз проводится в электролитической ячейке или электролизере (рис.16), куда наливается электролит в виде раствора или расплава. В качестве электролитов используются соли, кислоты, щелочи. Электролиты в растворах или в расплавах подвергаются электролитической диссоциации, то есть распадаются на положительно и отрицательно заряженные ионы:



В электролит погружаются электроды, которые могут быть двух типов:

- 1) **инертные** или **нерастворимые электроды** (материал которых не участвует в процессе электролиза) изготавливаются из графита или инертных металлов, например платины;
- 2) **растворимые электроды** как правило изготавливаются из металлов, которые могут участвовать в процессе электролиза.

Электроды подключаются к разным полюсам источника питания. Электрод, подключенный к положительному полюсу, называется анодом $A(+)$, а электрод, подключенный к отрицательному полюсу – катодом $K(-)$. При пропускании тока через электролизер на электродах начинает протекать ОВР. Катионы движутся к отрицательно заряженному катоду и восстанавливаются, анионы движутся к положительно заряженному аноду и окисляются.



В зависимости от типа электрода, и вида электролита электролиз протекает по-разному.

Электролиз расплавов

Катодные процессы			
Электродный процесс	$Me^{n+} + n\bar{e} = Me^0$		
Описание процесса	Восстановление металла		
Продукт на электроде	Осадок металла		
Анодные процессы			
Тип электрода	Растворимый	Инертный (нерастворимый)	
Электродный процесс	$Me^0 - n\bar{e} = Me^{n+}$	В расплавах солей: $A^{n-} - n\bar{e} = A^0$	В расплавах щелочей: $4OH^- - 4\bar{e} = O_2 + 2H_2O$
Описание процесса	Растворение анода, переход ионов металла в расплав	Окисление кислотного остатка	Окисление гидроксогруппы
Продукт на электроде	Нет	Продукт окисления кислотного остатка – газ, твердое вещество и т.д.	Выделение газа кислорода

Электролиз растворов

Катодные процессы				
Вид электролита	Соли и щелочи			Кислоты
Электродный потенциал	Активные металлы $\varphi_{Me}^0 Me^{n+} < \varphi_{Al}^0 Al^{3+}$ металл стоит левее Al в ряду активности	Металлы средней активности $\varphi_{Al}^0 Al^{3+} \leq \varphi_{Me}^0 Me^{n+} < \varphi_{H_2}^0 H^+$ металл стоит в ряду активности между Al и H	Малоактивные металлы $\varphi_{Me}^0 Me^{n+} > \varphi_{H_2}^0 H^+$ металл стоит правее H в ряду активности	$\varphi_{H_2}^0 H^+ = 0$
Катодный процесс	$2H_2O + 2\bar{e} = H_2 + 2OH^-$	1) $2H_2O + 2\bar{e} = H_2 + 2OH^-$ 2) $Me^{n+} + n\bar{e} = Me^0$	$Me^{n+} + n\bar{e} = Me^0$	$2H^+ + 2\bar{e} = H_2$
Описание процесса	Металл не восстанавливается, идет восстановление воды	Восстанавливаются одновременно и металл, и вода	Восстанавливается только металл	Восстановление водорода

Продукт на катодe	Выделение газа водорода	Выделение газа водорода и образование осадка металла	Образование осадка металла	Выделение газа водорода
Анодные процессы				
Тип электрода	<i>Инертный (нерастворимый)</i>			<i>Растворимый</i>
Вид электролита	Бескислородные кислоты и их соли (кроме HF и фторидов)	Кислородсодержащие кислоты и их соли, а также HF и фториды	Щелочи	Все перечисленные
Анодный процесс	$A^{n-} - n\bar{e} = A^0$	$2H_2O - 4\bar{e} = O_2 + 4H^+$	$4OH^- - 4\bar{e} = O_2 + 2H_2O$	$Me^0 - n\bar{e} = Me^{n+}$
Описание процесса	Окисление кислотного остатка	Кислотный остаток не окисляется, окисляется вода	Окисление гидроксогруппы	Растворение анода, переход ионов металла в раствор
Продукт на аноде	Продукт окисления кислотного остатка – газ, твердое вещество и т.д.	Выделение газа кислорода	Выделение газа кислорода	Нет

I закон Фарадея: масса образующегося при электролизе вещества пропорциональна количеству электричества, прошедшего через раствор.

$$m = \frac{m_3 \cdot Q}{F} = \frac{m_3 \cdot I \cdot t}{F}$$

где m – масса продукта, г; m_3 – эквивалентная масса продукта, г/моль; Q – количество электричества, Кл; F – постоянная Фарадея, равная 96500 Кл⁻¹; I – сила тока, А; t – время, с.

Выход по току ВПТ – это отношение массы вещества, полученное практически к теоретически рассчитанному по закону Фарадея.

$$\text{ВПТ} = \frac{m_{\text{пр}}}{m_{\text{теор}}} \cdot 100\%$$

II закон Фарадея: равные количества электричества при электролизе различных химических соединений приводят к образованию веществ, массы которых соотносятся как их эквивалентные массы.

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{m_{1\text{э}}}{m_{2\text{э}}}$$

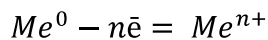
где m_1, m_2 – массы продуктов на электродах; $m_{1\text{э}}, m_{2\text{э}}$ – эквивалентные массы веществ.
Для газообразных веществ:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{1\text{э}}}{V_{2\text{э}}}$$

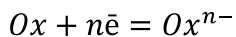
где V_1, V_2 – объемы продуктов на электродах; $V_{1\text{э}}, V_{2\text{э}}$ – эквивалентный объем газа.

Коррозия металлов – разрушение металлов и сплавов в результате их физико-химического взаимодействия с окружающей средой. По механизму протекания коррозионного процесса различают химическую и электрохимическую коррозию.

Химическая коррозия – это окисление металла, не сопровождающееся возникновением электрического тока в системе. Химическая коррозия протекает в средах, не проводящих электрический ток – в газовой фазе или жидкостях-неэлектролитах (воздух, агрессивные газы, бензин, нефть и т.д.). Химическая коррозия заключается в ОВР, при которой происходит переход электронов металла на окислитель.

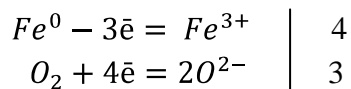


окисление металла

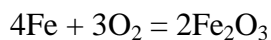


восстановление окислителя

Примером химической коррозии является окисление железного изделия кислородом воздуха.



При этом происходит разрушение металла с образованием оксида железа и уравнение процесса химической коррозии можно записать как типичную ОВР:



Электрохимическая коррозия – это разрушение металла в среде электролита в результате анодного окисления и катодного восстановления. В качестве электролита могут выступать растворы солей, кислот, оснований, морская вода, почвенная вода, вода атмосферы, содержащая различные газы. При электрохимической коррозии возникает гальванический элемент, в результате чего в системе начинает протекать электрический ток. Так как при электрохимической коррозии отсутствует внешняя цепь, электрический ток протекает внутри участка металла, подвергшегося коррозии. Коррозионно-опасными в конструкциях и изделиях являются места с энергетически неоднородной поверхностью (контакт разных металлов, неоднородные металлические сплавы и т.д.)

Способы защиты от коррозии:

1. Легирование металлов (добавление в состав сплава компонентов, вызывающих пассивацию металла);
2. Изменение свойств коррозионной среды (уменьшение концентрации компонентов, вызывающих коррозию);
3. Рациональное конструирование изделий (сокращение числа и размеров участков с неоднородной поверхностью);
4. Защитные покрытия (металлические и неметаллические). Металлические покрытия различают анодные и катодные. Анодными называются покрытия, изготовленные из металлов, потенциал которых ниже, чем у защищаемого изделия. Катодными покрытиями называются покрытия, изготовленные из металлов, потенциал которых выше, чем у защищаемого изделия.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

1. Гальванический элемент. Электродвижущая сила гальванического элемента. Уравнение Нернста

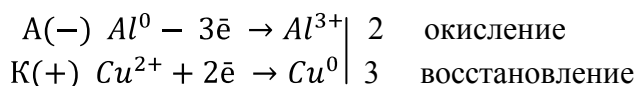
Задача 1.

Записать схему гальванического элемента, состоящего из алюминиевого и медного электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре 25 °С и концентрациях $C(\text{Al}^{3+}) = 0,2$ моль/л; $C(\text{Cu}^{2+}) = 0,5$ моль/л.

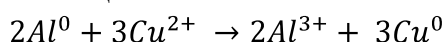
Алгоритм решения:

Используя электрохимический ряд напряжений металлов, определим стандартные электродные потенциалы φ^0 для металлов, из которых составлен гальванический элемент: $\varphi_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}}^0 = -1,662$ В; $\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,3419$ В.

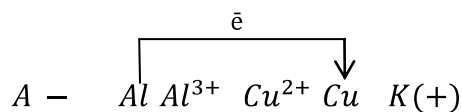
Так как потенциал алюминия ниже, чем у меди, он будет являться анодом, а медный электрод – катодом. На аноде происходит процесс окисления, на катоде – процесс восстановления. Запишем уравнения электродных процессов:



Запишем уравнение реакции, протекающей в гальваническом элементе, в ионной форме:



Составим схему гальванического элемента. При схематичном изображении гальванического элемента слева записывается анод, справа – катод. При этом вертикальная разделительная черта обозначает границу раздела фаз металл/раствор, а двойная разделительная черта – границу раздела двух растворов. Стрелкой указывается направление движения электронов.



Электродвижущая сила гальванического элемента рассчитывается по формуле:

$$E = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}}$$

где $\varphi_{\text{к}}$ – электродный потенциал катода; $\varphi_{\text{а}}$ – электродный потенциал анода.

При стандартных условиях ($T = 25$ °С и $C_{\text{Me}^{n+}} = 1$ моль/л) электродвижущая сила рассчитывается через стандартные электродные потенциалы:

$$E^0 = \varphi_{\text{к}}^0 - \varphi_{\text{а}}^0$$

$$E^0 = \varphi_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}}^0 - \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = 0,3419 - (-1,662) = 2,004 \text{ В}$$

При условиях, отличающихся от стандартных, электродный потенциал каждого электрода вычисляется по уравнению Нернста:

$$\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = \varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{RT}{nF} \ln C_{\text{Me}^{n+}}$$

где $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0$ – стандартный электродный потенциал металла; R – универсальная газовая постоянная, равная 8,31 Дж/моль·К; T – температура, К; n – заряд иона или число электронов, участвующих в электродном процессе; F – постоянная Фарадея, равная 96500 Кл; $C_{\text{Me}^{n+}}$ – концентрация ионов металла в растворе, в который погружен электрод, моль/л.

Вычислим электродные потенциалы обоих электродов.

Для этого переведем температуру в К: $T = 273 + 25 = 298$ К. Число электронов n , для анодного процесса равно 3, для катодного 2.

$$\varphi_{Al^{3+}}^{Al} = -1,662 + \frac{8,31 \cdot 298}{3 \cdot 96500} \ln 0,2 = -1,675 \text{ В}$$

$$\varphi_{Cu^{2+}}^{Cu} = 0,3419 + \frac{8,31 \cdot 298}{2 \cdot 96500} \ln 0,5 = 0,333 \text{ В}$$

При $T = 25 \text{ }^\circ\text{C}$ электродные потенциалы анода и катода можно вычислить также, используя сокращенное уравнение Нернста:

$$\varphi_{Me^{n+}}^{Me} = \varphi_{Me^{n+}}^{0} + \frac{0,059}{n} \lg C_{Me^{n+}}$$

где $\varphi_{Me^{n+}}^{0}$ - стандартный электродный потенциал металла; n - заряд иона или число электронов, участвующих в электродном процессе; $C_{Me^{n+}}$ - концентрация ионов металла в растворе, в который погружен электрод, моль/л.

$$\varphi_{Al^{3+}}^{Al} = -1,662 + \frac{0,059}{3} \lg 0,2 = -1,675 \text{ В}$$

$$\varphi_{Cu^{2+}}^{Cu} = 0,3419 + \frac{0,059}{2} \lg 0,5 = 0,333 \text{ В}$$

Вычислим электродвижущую силу гальванического элемента:

$$E = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}}$$

$$E = \varphi_{Cu^{2+}}^{Cu} - \varphi_{Al^{3+}}^{Al} = 0,333 - (-1,675) = 2,008 \text{ В}$$

Ответ: $E^0 = 2,004 \text{ В}$; $E = 2,008 \text{ В}$.

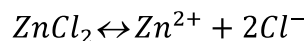
2. Электролиз расплавов и растворов. Законы электролиза.

Задача 2.1.

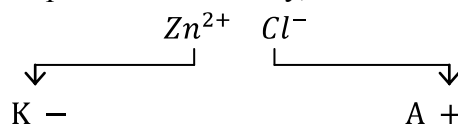
Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, образование каких продуктов можно наблюдать на катоде и аноде: а) расплав $ZnCl_2$ с инертными электродами; б) раствор $MgSO_4$ с нерастворимыми электродами; в) раствор $NiBr_2$ с графитовыми электродами; г) раствор HNO_3 с медным анодом; д) раствор $NaOH$ с графитовыми электродами.

Алгоритм решения:

а) Запишем уравнение электролитической диссоциации $ZnCl_2$ в расплаве:

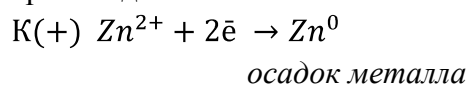


При пропускании электрического тока через расплав происходит перераспределение ионов: отрицательно заряженные ионы направляются к аноду, а положительно заряженные – к катоду.



Запишем уравнения электродных процессов, учитывая правила электролиза в расплавах.

При электролизе расплавов на катоде происходит восстановление металла:

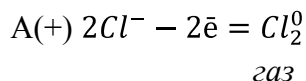


В качестве продукта на катоде образуется осадок цинка.

Анодный процесс протекает в зависимости от типа используемого электрода и типа электролита.

Так как анод – инертный, его материал не участвует в процессе электролиза. Тогда анодный

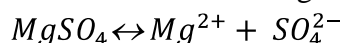
процесс будет определяться только типом электролита. $ZnCl_2$ – это соль, поэтому на аноде будет происходить окисление аниона кислотного остатка:



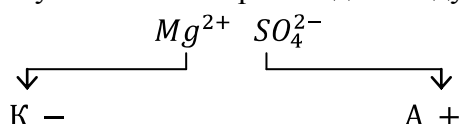
На аноде происходит выделение газообразного хлора.

Ответ: продукт на катоде – осадок цинка; продукт на аноде – газообразный хлор.

б) Запишем уравнение электролитической диссоциации $MgSO_4$ в растворе:



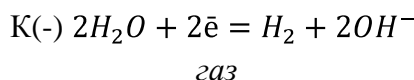
Перераспределение ионов при пропускании тока происходит следующим образом:



В растворе также присутствует вода, молекулы которой могут принимать участие в электролизе, поэтому правила электролиза для растворов отличаются от правил электролиза в расплавах.

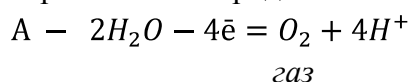
Определим тип электролита. $MgSO_4$ – это соль.

В растворах солей катодный процесс зависит от природы металла. Используя ряд электрохимических напряжений, определяем, что магний является активным металлом. В этом ряду он находится левее, чем алюминий ($\varphi_{Mg^{2+}/Mg}^0 < \varphi_{Al^{3+}/Al}^0$). В таком случае вместо металла на катоде происходит восстановление воды.



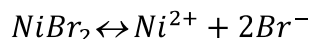
В результате на катоде будет выделяться газообразный водород:

На анодный процесс влияет тип используемого электрода и тип электролита. Так как электроды в данном случае нерастворимые (инертные), то материал анода не участвует в процессе электролиза. Тогда процесс на аноде будет зависеть только от природы электролита. $MgSO_4$ – это кислородсодержащая соль, поэтому на аноде вместо аниона кислоты будет происходить окисление воды с выделением газообразного кислорода:

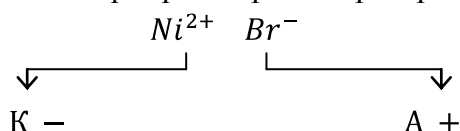


Ответ: продукт на катоде – газообразный водород; продукт на аноде – газообразный кислород.

в) Запишем уравнение электролитической диссоциации $NiBr_2$ в растворе:

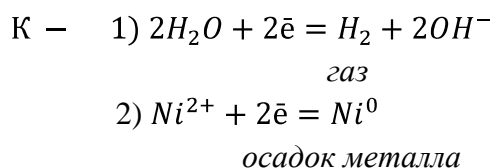


При пропускании электрического тока через раствор ионы распределяются:

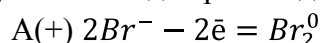


В растворе также присутствует вода, которая может принимать участие в электролизе. Определим тип электролита. $NiBr_2$ – это соль, поэтому катодный процесс будет определяться природой металла. По электрохимическому ряду напряжений металлов определяем, что никель является металлом средней активности. В этом ряду он стоит между алюминием и водородом

$(\varphi_{Al}^0 Al^{3+} \leq \varphi_{Ni}^0 Ni^{2+} < \varphi_{H_2}^0 H^+)$. В таком случае на катоде одновременно восстанавливается и металл, и вода:



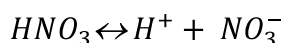
Таким образом, на катоде образуется осадок никеля и выделяется газообразный водород. На анодный процесс влияет тип используемого электрода и тип электролита. Графитовые электроды являются инертными, поэтому их материал не участвует в процессе электролиза. Тогда анодный процесс будет определяться только природой электролита. $NiBr_2$ – это соль бескислородной кислоты. В таком случае на аноде происходит окисление кислотного остатка:



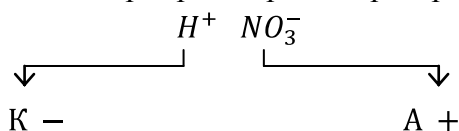
В результате на аноде происходит образование брома.

Ответ: продукты на катоде – газ водород и осадок никеля; продукт на аноде – бром.

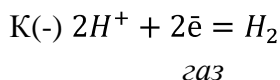
г) Запишем уравнение электролитической диссоциации HNO_3 в растворе:



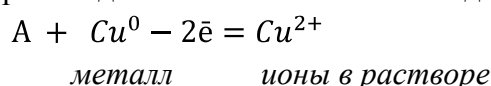
При пропускании электрического тока через раствор ионы распределяются следующим образом:



Также в растворе присутствует вода, которая может принимать участие в процессе электролиза. Так как HNO_3 является кислотой, на катоде будет происходить восстановление водорода с образованием газа.



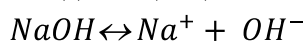
На анодный процесс влияет тип используемого электрода и тип электролита. Медный анод является растворимым. Тогда будет происходить только окисление анода:



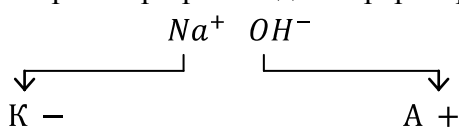
При этом происходит разрушение анода, ионы меди постепенно переходят в раствор. Так как ионы меди имеют голубой цвет, раствор через какое-то время приобретет соответствующую окраску. Электролит в данном случае не участвует в анодном процессе.

Ответ: продукт на катоде – газ водород; на аноде образования продуктов не наблюдается, раствор приобретает голубой оттенок.

д) Запишем уравнение электролитической диссоциации $NaOH$:

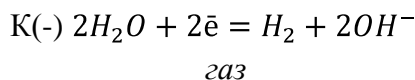


При подаче электрического тока на раствор происходит перераспределение ионов:



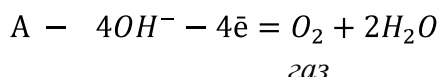
Также в растворе присутствует вода, которая может участвовать в электролизе.

На катодный процесс влияет природа металла. По электрохимическому ряду напряжений определяем, что натрий – активный металл. В этом ряду он находится левее, чем алюминий ($\varphi_{Na^+/Na}^0 < \varphi_{Al^{3+}/Al}^0$), поэтому вместо металла на катоде происходит восстановление воды:



На катоде будет выделяться газообразный водород.

На анодный процесс влияет тип используемого электрода и тип электролита. Графитовые электроды относятся к инертному типу, поэтому их материал не принимает участия в электролизе. Анодный процесс будет определяться природой электролита. NaOH – это растворимое основание (щелочь). На аноде происходит окисление гидроксогруппы с образованием газообразного кислорода:



Ответ: продукт на катоде – газ водород; продукт на аноде – газ кислород.

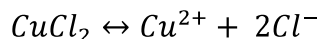
Задача 2.2.

Какие продукты образуются при электролизе расплава $CuCl_2$ с инертными электродами?

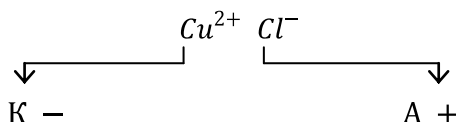
Напишите уравнения электродных процессов. Какое количество электричества было пропущено через электролизер, если на катоде образовалось 5 г продукта? Какое количество продукта было получено на другом электроде (н.у.)?

Алгоритм решения:

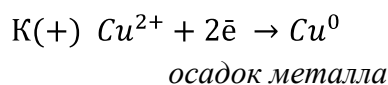
В расплаве $CuCl_2$ протекает электролитическая диссоциация:



При пропускании электрического тока через расплав происходит перераспределение ионов:

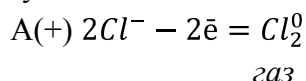


Согласно правилам электролиза в расплавах, на катоде будет происходить восстановление металла:



Продукт, образующийся на - осадок меди.

Так как электроды являются инертными, анодный процесс определяется типом электролита. $CuCl_2$ - соль бескислородной кислоты, поэтому на аноде идет окисление кислотного остатка:



В качестве продукта на аноде будет выделяться газообразный хлор.

Согласно первому закону Фарадея массу продукта, образующегося на электроде можно определить как:

$$m = \frac{m_{\text{э}}Q}{F}$$

где m - масса продукта на электроде, г; $m_{\text{э}}$ – эквивалентная масса продукта, г/моль; Q - количество электричества, пропущенное через электролизер, Кл; F – постоянная Фарадея, равная 96500 Кл/моль.

Выразим отсюда количество электричества:

$$Q = \frac{F \cdot m}{m_{\text{э}}}$$

Рассчитать количество электричества можно, зная массу продукта на одном из электродов. По условию задачи на катоде выделилось 5 г продукта. Таким образом, $m_{\text{Cu}} = 5$ г.

Эквивалентная масса меди определяется по формуле:

$$m_{\text{э}} = f \cdot M$$

где $m_{\text{э}}$ – эквивалентная масса, г/моль; f – эквивалент; M – молярная масса вещества, г/моль.

$$m_{\text{э}} \text{ Cu} = \frac{1}{2} \cdot 64 \text{ г/моль} = 32 \text{ г/моль}$$

Рассчитаем количество электричества, пропущенного через электролизер:

$$Q = \frac{96500 \text{ Кл/моль} \cdot 5 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 15078,125 \text{ Кл}$$

Рассчитаем объем хлора, который выделяется на аноде, используя формулу:

$$V = \frac{V_{\text{э}} Q}{F}$$

где V – объем газа, л; $V_{\text{э}}$ – эквивалентный объем газа, л/моль; Q – количество электричества, Кл; F – постоянная Фарадея, равная 96500 Кл/моль.

Эквивалентный объем газа при нормальных условиях (н.у.) определяется по формуле:

$$V_{\text{э}} = \frac{V_m}{k} \cdot f$$

где $V_{\text{э}}$ – эквивалентный объем газа, л/моль; V_m – молярный объем газа, равный 22,4 л/моль; k – число атомов элемента в молекуле газа; f – эквивалент элемента.

Рассчитаем эквивалентный объем хлора:

$$V_{\text{э}} \text{ Cl}_2 = \frac{22,4 \text{ л/моль}}{2} \cdot 1 = 11,2 \text{ л/моль}$$

Далее рассчитываем объем хлора, выделившегося на аноде:

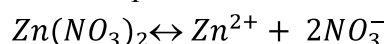
$$V \text{ Cl}_2 = \frac{11,2 \text{ л/моль} \cdot 15078,125 \text{ Кл}}{96500 \text{ Кл/моль}} = 1,75 \text{ л}$$

Ответ: $V \text{ Cl}_2 = 1,75$ л; $Q = 15078,125$ Кл.

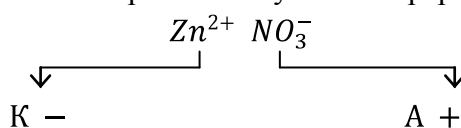
б) Какие продукты образуются при электролизе водного раствора $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ с графитовыми электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Вычислите массы или объемы продуктов (н.у.), выделившихся на электродах при пропускании тока силой 5 А в течении 1 часа 20 минут, если выход по току составляет 90%.

Алгоритм решения

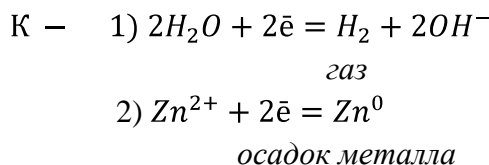
В водном растворе $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ протекает электролитическая диссоциация:



При пропускании электрического тока через систему ионы перераспределяются:

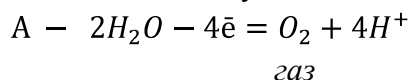


Также в растворе присутствуют молекулы воды, которые могут принимать участие в электролизе. Определим тип электролита. Так как $Zn(NO_3)_2$ – это соль, катодный процесс будет определяться природой металла. Цинк находится в электрохимическом ряду напряжений металлов между Al и H ($\varphi_{Al^{3+}/Al} < \varphi_{Zn^{2+}/Zn} < \varphi_{2H^+/H_2}$). В таком случае, на катоде будет происходить одновременно восстановление металла и воды.



Таким образом, на катоде будет образовываться одновременно осадок цинка и выделяться газ водород.

Анодный процесс определяется типом используемого электрода. Графитовые электроды являются инертными, поэтому их материал не участвует в процессе электролиза. Тогда анодный процесс будет определяться только типом электролита. $Zn(NO_3)_2$ - соль кислородсодержащей кислоты. В таком случае на аноде происходит окисление молекул воды.



В качестве продукта на аноде будет выделяться газообразный кислород.

Вычислим массу цинка, образующегося на катоде, согласно первому закону Фарадея:

$$m = \frac{m_{\text{Э}} I t}{F}$$

Где m - масса вещества, образующегося на электроде; $m_{\text{Э}}$ – эквивалентная масса вещества, г/моль; I – сила тока, А; t – время, с; F – постоянная Фарадея, равная 96500 Кл/моль.

Эквивалентная масса цинка определяется по формуле:

$$m_{\text{Э}} = f \cdot M$$

где f – эквивалент; M – молярная масса вещества, г/моль.

$$m_{\text{Э}} Zn = \frac{1}{2} \cdot 65 \text{ г/моль} = 32,5 \text{ г/моль}$$

Время необходимо перевести в секунды:

$$t = 1 \text{ ч } 20 \text{ минут} = 80 \text{ минут}; t = 80 \cdot 60 = 4800 \text{ с.}$$

$$m(Zn) = \frac{32,5 \text{ г/моль} \cdot 5 \text{ А} \cdot 4800 \text{ с}}{96500 \text{ Кл/моль}} = 8,08 \text{ г}$$

В условии задачи сказано, что выход по току составляет 90%. Следовательно, масса продукта будет меньше теоретической. Для расчета воспользуемся формулой:

$$\text{ВПТ} = \frac{m_{\text{п}}}{m_{\text{т}}} \cdot 100\%$$

где ВПТ – выход по току, %; $m_{\text{п}}$ – практическая масса продукта, г; $m_{\text{т}}$ – теоретическая масса продукта, рассчитанная по закону Фарадея, г.

Выразим отсюда практическую массу продукта:

$$m_{\text{п}} = \frac{\text{ВПТ} \cdot m_{\text{т}}}{100\%}$$

$$m_{\text{п}} Zn = \frac{90\% \cdot 8,08 \text{ г}}{100\%} = 7,27 \text{ г}$$

Для вычисления объема водорода, выделившегося на катоде, воспользуемся формулой I закон Фарадея для газов:

$$V = \frac{V_{\text{э}} I t}{F}$$

где $V_{\text{э}}$ – эквивалентный объем газа, л/моль; I – сила тока, А; t – время, с; F – постоянная Фарадея, равная 96500 Кл/моль.

Эквивалентный объем газа при нормальных условиях (н.у.) определяется по формуле:

$$V_{\text{э}} = \frac{V_m}{k} \cdot f$$

где V_m – молярный объем газа, равный 22,4 л/моль; k – число атомов элемента в молекуле газа; f – эквивалент элемента.

$$V_{\text{э}} \text{ H}_2 = \frac{22,4 \frac{\text{л}}{\text{МОЛЬ}}}{2} \cdot 1 = 11,2 \text{ л/моль}$$

$$V \text{ H}_2 = \frac{11,2 \text{ л/моль} \cdot 5\text{А} \cdot 4800\text{с}}{96500 \text{ Кл/моль}} = 2,78 \text{ л}$$

Учтем выход по току, используя формулу:

$$\text{ВПТ} = \frac{V_{\text{п}}}{V_{\text{т}}} \cdot 100\%$$

где ВПТ – выход по току, %; $V_{\text{п}}$ – практический объем продукта, л; $V_{\text{т}}$ – теоретический объем продукта, рассчитанный по закону Фарадея, л.

Выразим отсюда практический объем продукта:

$$V_{\text{п}} = \frac{\text{ВПТ} \cdot V_{\text{т}}}{100\%}$$

$$V_{\text{п}} \text{ H}_2 = \frac{90\% \cdot 2,78\text{л}}{100\%} = 2,5 \text{ л}$$

Объем кислорода, выделившегося на аноде можно рассчитать, используя II закон Фарадея:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{1\text{э}}}{V_{2\text{э}}}$$

где V_1, V_2 - объемы газообразных продуктов на электродах; $V_{1\text{э}}, V_{2\text{э}}$ - эквивалентные объемы газов.

$$\frac{V_{\text{O}_2}}{V_{\text{H}_2}} = \frac{V_{\text{O}_2\text{э}}}{V_{\text{H}_2\text{э}}}$$

Отсюда:

$$V_{\text{O}_2} = \frac{V_{\text{H}_2} \cdot V_{\text{O}_2\text{э}}}{V_{\text{H}_2\text{э}}}$$

$$V_{\text{O}_2} = \frac{2,78 \cdot 5,6}{11,2} = 1,39 \text{ л}$$

$$V_{\text{э}} \text{ O}_2 = \frac{22,4 \frac{\text{л}}{\text{МОЛЬ}}}{2} \cdot \frac{1}{2} = 5,6 \text{ л/моль}$$

Учтем выход по току и рассчитаем объем кислорода, практически полученный на аноде:

$$V_{\text{п}} = \frac{\text{ВПТ} \cdot V_{\text{т}}}{100\%}$$

$$V_{\text{п}} O_2 = \frac{90\% \cdot 1,39\text{л}}{100\%} = 1,25 \text{ л}$$

Ответ: $V_n H_2 = 2,5 \text{ л}$; $V_n O_2 = 1,25 \text{ л}$; $m_{\text{п}} Zn = 7,27 \text{ г}$.

3. Коррозия металлов

Задача 3.1.

Участок изделия, где контактируют никель и свинец, подвергается коррозии на влажном воздухе. Определите тип коррозии, составьте схему коррозионного гальванического элемента. Напишите уравнения электродных процессов и уравнение процесса коррозии. Поясните, какие процессы при этом происходят.

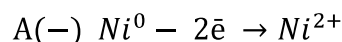
Алгоритм решения:

Влажный воздух содержит пары воды, которые могут конденсироваться на поверхности изделия в виде капель. Так как природная вода хорошо проводит электрический ток, здесь может протекать электрохимическая коррозия.

Используя ряд электрохимических напряжений металлов определяем, что $\varphi_{Ni^{2+}/Ni}^0 = -0,257\text{В}$, $\varphi_{Pb^{2+}/Pb}^0 = -0,1262$. Так как $\varphi_{Ni^{2+}/Ni}^0 < \varphi_{Pb^{2+}/Pb}^0$, в этой паре металлов никель будет являться анодом, а свинец – катодом.

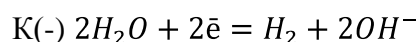
В результате возникающей разности потенциалов, электроны с никеля переходят на свинец. На участке, где контактируют эти металлы, возникает электрический ток.

Запишем уравнение анодного процесса:

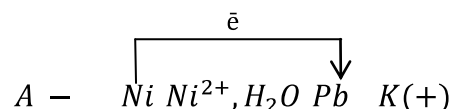


В результате анодного окисления участок изделия из никеля разрушается, ионы никеля переходят в раствор.

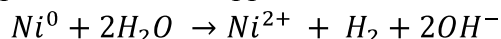
На катоде в это время будет происходить восстановление молекул воды с выделением газообразного водорода:



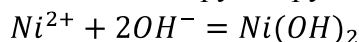
Составим схему гальванического элемента:



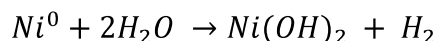
Запишем уравнение реакции, протекающей в коррозионном гальваническом элементе:



Одновременно образующиеся ионы связываются друг с другом, образуя гидроксид никеля:



Тогда уравнение процесса коррозии можно записать в виде:



Ответ: В результате контакта никеля и свинца в среде электролита (воды) возникает электрохимическая коррозия. Внутри изделия возникает электрический ток, в результате чего участок, изготовленный из никеля, разрушается. Одновременно с этим на поверхности свинца выделяется газообразный водород. Вторичной реакцией процесса коррозии является образование гидроксида никеля.

Задача 3.2.

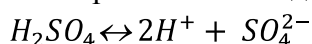
Железную проволоку опустили в раствор, содержащий разбавленную серную кислоту и сульфат никеля. Какие процессы протекают при этом? Определите тип коррозии, составьте схемы гальванических элементов, напишите уравнения электродных процессов и уравнения процессов коррозии.

Алгоритм решения:

Серная кислота и сульфат никеля в растворе проводят электрический ток, поэтому в данном случае будет протекать процесс электрохимической коррозии.

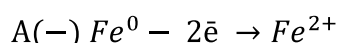
1) Рассмотрим процесс коррозии железа при взаимодействии с серной кислотой.

Серная кислота в растворе подвергается электролитической диссоциации:

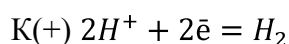


В данном случае железо будет являться анодом, т.к. $\varphi_{Fe^{2+}/Fe}^0 < \varphi_{H^+/H_2}^0$.

Запишем уравнение анодного процесса:

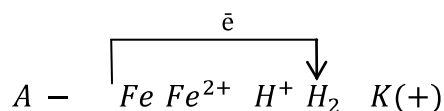


В результате окисления железная проволока будет разрушаться, а ионы железа будут переходить в раствор. Ионы водорода из раствора принимают электроны от железа и восстанавливаются на поверхности проволоки:

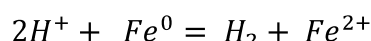


При этом на ней происходит образование газообразного водорода.

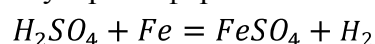
Составим схему гальванического элемента:



Составим уравнение процесса коррозии:

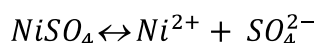


Уравнение процесса коррозии в молекулярной форме:



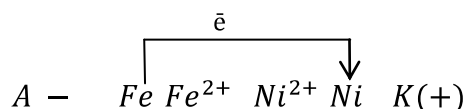
2) Рассмотрим процесс коррозии железной проволоки при взаимодействии с сульфатом никеля.

В растворе сульфат никеля диссоциирует на ионы:

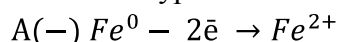


Здесь также железо будет являться анодом, т.к. $\varphi_{Fe^{2+}/Fe}^0 < \varphi_{Ni^{2+}/Ni}^0$.

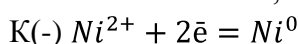
Составим схему гальванического элемента:



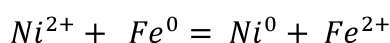
Анодный процесс будет выражаться аналогичным уравнением:



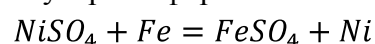
Ионы никеля из раствора принимают электроны на поверхности железной проволоки и восстанавливаются, образуя металлический осадок:



Составим уравнение процесса коррозии:



Уравнение процесса коррозии в молекулярной форме:



Ответ: При погружении железной проволоки в растворы сульфата никеля и серной кислоты железная проволока разрушается. Ионы железа переходят в раствор. На поверхности проволоки наблюдается выделение газа водорода и образование осадка никеля.

Задача 3.3.

На изделия из меди нанесли защитные антикоррозионные покрытия. Одно изделие покрыли никелем, другое – серебром. Какое из них будет более устойчиво к коррозии в кислой среде? Определите тип покрытий, составьте схемы гальванических элементов, напишите уравнения электродных процессов в случае целостности покрытий и в случае их разрушения. Составьте уравнения процессов коррозии.

Алгоритм решения:

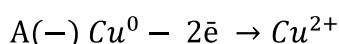
1) Рассмотрим изделие с серебряным покрытием. В данном случае медь контактирует с серебром. В этой паре металлов анодом будет являться медь, т.к. $\varphi_{Cu^{2+}/Cu}^0 < \varphi_{Ag^+/Ag}^0$.

Тип покрытия будет катодным. В случае целостности покрытия медное изделие не будет контактировать с раствором кислоты.

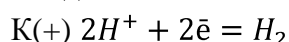
При этом образуется гальванический элемент между серебряным покрытием и раствором кислоты. Так как $\varphi_{Ag^+/Ag}^0 > \varphi_{H^+/H_2}^0$, серебро в этой паре будет являться катодом и его окисление происходить не будет.

В данном случае покрытие эффективно защищает изделие и не корродирует само.

В случае, если целостность покрытия нарушена (трещина, скол, углубление), медь начинает контактировать с раствором. Тогда образуется гальванический элемент между медью и серебром в среде электролита. Так как $\varphi_{Cu^{2+}/Cu}^0 < \varphi_{Ag^+/Ag}^0$, в этой паре медь будет являться анодом, а серебро – катодом.

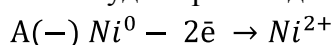


Медь окисляется, отдавая свои электроны серебру. Ионы водорода из раствора восстанавливаются на поверхности серебряного покрытия с выделением газа водорода:

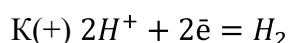


Таким образом, в случае разрушения покрытия, анодом становится металл, из которого изготовлено изделие, в результате чего изделие корродирует. Использовать такое покрытие эффективно только в том случае, если сохраняется его целостность.

2) Рассмотрим изделие с никелевым покрытием. В паре медь – никель анодом будет являться никель, т.к. $\varphi_{Ni^{2+}/Ni}^0 < \varphi_{Cu^{2+}/Cu}^0$. Тип покрытия будет анодным. В случае целостности покрытия никель контактирует с раствором кислоты и будет происходить его окисление:



Ионы водорода при этом восстанавливаются на поверхности никеля, происходит выделение газа водорода:



Если покрытие разрушится, то в качестве анода также будет выступать никель, т.к. его потенциал ниже, чем у меди, а медь будет служить катодом и выделение водорода будет также происходить на меди.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №1

1. Записать схему гальванического элемента, состоящего из алюминиевого и никелевого электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре 25 °С и концентрациях $C(\text{Al}^{3+}) = 0,1$ моль/л; $C(\text{Ni}^{2+}) = 0,1$ моль/л.
2. Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
а) расплав KBr с нерастворимыми электродами; б) раствор CuSO_4 с инертными электродами; в) раствор KOH с графитовыми электродами; г) раствор NaBr с медным анодом.
3. Какие продукты образуются при электролизе водного раствора AgNO_3 с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Сколько времени нужно пропускать через раствор ток силой 3,5 А, чтобы покрыть предмет с поверхностью 80 см² слоем серебра толщиной 0,005 мм (плотность серебра 10,5 г/см³)?
4. Составить схему коррозионного гальванического элемента, возникающего в атмосферных условиях во влажном воздухе при контакте железа и никеля. Написать уравнения электродных процессов и уравнение процесса коррозии.
5. Железное изделие покрыли свинцом. Определите тип покрытия, напишите уравнения электродных процессов коррозии изделия в серной кислоте, если покрытие не разрушено и в случае его разрушения, составьте схему гальванического элемента.

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №2

1. Записать схему гальванического элемента, состоящего из медного и никелевого электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре 20 °С и концентрациях $C(\text{Cu}^{2+}) = 0,2$ моль/л; $C(\text{Ni}^{2+}) = 1$ моль/л.
2. Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
а) расплав KCl с нерастворимыми электродами; б) раствор ZnSO_4 с инертными электродами; в) раствор HCl с графитовыми электродами; г) раствор FeSO_4 с цинковым анодом.
3. Какие продукты образуются при электролизе водного раствора NiSO_4 с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Металлическая деталь, поверхность которой равна 100 см² должна быть покрыта слоем электролитически осажденного никеля толщиной 0,3 мм. Сколько времени должно длиться осаждение при силе тока 3 А? Плотность никеля 9 г/см³.
4. Составить схему коррозионного гальванического элемента, возникающего в растворе серной кислоты при контакте свинца с алюминием. Написать уравнения электродных процессов и уравнение процесса коррозии.

5. Железное изделие покрыли никелем. Определите тип покрытия, напишите уравнения электродных процессов коррозии изделия в растворе соляной кислоты, если покрытие не разрушено и в случае его разрушения, составьте схему гальванического элемента.

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №3

1. Записать схему гальванического элемента, состоящего из алюминиевого и серебряного электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре $30\text{ }^{\circ}\text{C}$ и концентрациях $C(\text{Al}^{3+}) = 1\text{ моль/л}$; $C(\text{Ag}^{+}) = 2\text{ моль/л}$.
2. Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
а) расплав KF с инертными электродами; б) раствор KI с инертными электродами; в) раствор H_2SO_4 с медным анодом; г) раствор $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ с платиновым анодом.
3. Какие продукты образуются при электролизе водного раствора MgCl_2 с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Какие количества продуктов образуются на электродах, если пропускать через раствор ток в течение часа силой $2,5\text{ A}$?
4. Составить схему коррозионного гальванического элемента, возникающего в растворе соляной кислоты при контакте олова с цинком. Написать уравнения электродных процессов и уравнение процесса коррозии.
5. Железное изделие покрыли оловом. Определите тип покрытия, напишите уравнения электродных процессов коррозии изделия на влажном воздухе, если покрытие не разрушено и в случае его разрушения, составьте схему гальванического элемента.

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №4

1. Записать схему гальванического элемента, состоящего из алюминиевого и кобальтового электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре $35\text{ }^{\circ}\text{C}$ и концентрациях $C(\text{Al}^{3+}) = 2\text{ моль/л}$; $C(\text{Co}^{2+}) = 0,15\text{ моль/л}$.
2. Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
а) расплав CrCl_3 с инертными электродами; б) раствор MnSO_4 с инертными электродами; в) раствор CuCl_2 с нерастворимыми электродами; г) раствор $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ с медным анодом.
3. Какие продукты образуются при электролизе расплава NaCl с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Определить выход по току, если при электролизе расплава при силе тока 1050 A в течении 24 секунд выделилось 9 г хлора.
4. Составить схему коррозионного гальванического элемента, возникающего в атмосферных условиях при контакте железа и меди. Написать уравнения электродных процессов и уравнение процесса коррозии.

5. Железное изделие покрыли магнием. Определите тип покрытия, напишите уравнения электродных процессов коррозии изделия в кислой среде, если покрытие не разрушено и в случае его разрушения, составьте схему гальванического элемента.

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №5

1. Записать схему гальванического элемента, состоящего из висмутового и медного электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ и концентрациях $C(\text{Cu}^{2+}) = 0,1$ моль/л; $C(\text{Bi}^{3+}) = 0,15$ моль/л.
2. Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
а) расплав NaCl с инертными электродами; б) раствор NaNO_3 с инертными электродами; в) раствор ZnBr_2 с нерастворимыми электродами; г) раствор NiSO_4 с цинковым анодом.
3. Какие продукты образуются при электролизе водного раствора $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. За 20 минут на одном из электродов выделилось 0,26 г хрома. Какова была сила тока? Какой продукт и в каком количестве образуется на другом электроде (н.у.)?
4. Составить схему коррозионного гальванического элемента, возникающего во влажном воздухе при контакте алюминия и хрома. Написать уравнения электродных процессов и уравнение процесса коррозии.
5. Цинковую пластину, покрытую медью, опустили в раствор серной кислоты. Определите тип покрытия, напишите уравнения электродных процессов коррозии, если покрытие не разрушено и в случае его разрушения, составьте схему гальванического элемента.

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №6

1. Записать схему гальванического элемента, состоящего из железного и цинкового электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре $40\text{ }^{\circ}\text{C}$ и концентрациях ионов $C(\text{Zn}^{2+}) = 0,3$ моль/л; $C(\text{Fe}^{3+}) = 1$ моль/л.
2. Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
а) расплав BaCl_2 с инертными электродами; б) раствор NaF с графитовыми электродами; в) раствор $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ с нерастворимыми электродами; г) раствор HCl с медным анодом.
3. Какие продукты образуются при электролизе водного раствора CuSO_4 с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Вычислить время, необходимое для выделения 10 г меди из раствора при пропускании тока силой 10 А.

4. Составить схему коррозионного гальванического элемента, возникающего при контакте железной пластины с медной в растворе соляной кислоты. Написать уравнения электродных процессов и уравнение процесса коррозии.
5. Цинковую пластину, покрытую оловом, опустили в раствор соляной кислоты. Определите тип покрытия, напишите уравнения электродных процессов коррозии, если покрытие не разрушено и в случае его разрушения, составьте схему гальванического элемента.

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №7

1. Записать схему гальванического элемента, состоящего из кобальтового и бериллиевого электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре 35 °С и концентрациях ионов $C(\text{Co}^{2+}) = 0,1$ моль/л; $C(\text{Be}^{2+}) = 3$ моль/л.
2. Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
а) расплав ZnCl_2 с инертными электродами; б) раствор HNO_3 с графитовыми электродами; в) раствор CaCl_2 с нерастворимыми электродами; г) раствор $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ с цинковым анодом.
3. Какие продукты образуются при электролизе водного раствора $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Вычислить время, необходимое для выделения 1 г железа из раствора при пропускании тока силой 10 А.
4. Составить схему коррозионного гальванического элемента, возникающего при контакте магниевой и никелевой пластины в растворе серной кислоты. Написать уравнения электродных процессов и уравнение процесса коррозии.
5. Медное изделие покрыли оловом и погрузили в кислую среду. Определите тип покрытия, напишите уравнения электродных процессов коррозии, если покрытие не разрушено и в случае его разрушения, составьте схему гальванического элемента.

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №8

1. Записать схему гальванического элемента, состоящего из марганцевого и висмутового электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре 30 °С и концентрациях ионов $C(\text{Bi}^{3+}) = 0,4$ моль/л; $C(\text{Mn}^{2+}) = 1$ моль/л.
2. Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
а) расплав AlCl_3 с инертными электродами; б) раствор $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ с инертными электродами; в) раствор CuCl_2 с медным анодом; г) раствор NaF с графитовыми электродами.
3. Какие продукты образуются при электролизе водного раствора CrCl_3 с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. За 10 минут на катоде выделилось 0,26 г хрома. Какова была сила тока?

4. Цинковую и железную пластинки опустили в раствор сульфата меди. Какие процессы будут протекать при этом? Составить схемы коррозионных гальванических элементов. Написать уравнения электродных процессов и уравнения процесса коррозии.
5. В результате воздействия влажного воздуха, изделие из железа, покрытое медью, корродировало. Определите тип покрытия, напишите уравнения электродных процессов коррозии, если покрытие не разрушено и в случае его разрушения, составьте схему гальванического элемента.

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №9

1. Записать схему гальванического элемента, состоящего из никелевого и оловянного электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре 25 °С и концентрациях ионов $C(\text{Ni}^{2+}) = 2$ моль/л; $C(\text{Sn}^{2+}) = 0,2$ моль/л.
2. Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
а) расплав ZnBr_2 с графитовыми электродами; б) раствор HNO_3 с цинковым анодом; в) раствор AgNO_3 с инертными электродами; г) раствор KCl с графитовыми электродами.
3. Какие продукты образуются при электролизе водного раствора H_2SO_4 с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Вычислите объемы газов, образующихся на электродах (н.у.), если ток силой 5 А проходил в течении 1 часа через раствор кислоты.
4. Составить схему коррозионного гальванического элемента, возникающего при контакте кобальта и свинца в растворе соляной кислоты. Написать уравнения электродных процессов и уравнение процесса коррозии.
5. Медное изделие покрыли никелем и погрузили в соляную кислоту. Определите тип покрытия, напишите уравнения электродных процессов коррозии, если покрытие не разрушено и в случае его разрушения, составьте схему гальванического элемента.

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №10

1. Записать схему гальванического элемента, состоящего из хромового и железного электродов, погруженных в растворы собственных ионов; погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре 30 °С и концентрациях ионов $C(\text{Fe}^{3+}) = 0,3$ моль/л; $C(\text{Cr}^{3+}) = 0,01$ моль/л.
2. Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
а) расплав CaCl_2 с инертными электродами; б) раствор H_2SO_4 с цинковым анодом; в) раствор Na_3PO_4 с инертными электродами; г) раствор MnCl_2 с нерастворимыми электродами.

3. Какие продукты образуются при электролизе расплава CuCl_2 с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Объем газа, выделившегося на аноде, составил 5,6 л. Рассчитать массу продукта, выделившегося на втором электроде.
4. Цинковую и свинцовую пластинки опустили в раствор соляной кислоты. Какие процессы будут протекать при этом? Составить схемы коррозионных гальванических элементов. Написать уравнения электродных процессов и уравнения процесса коррозии.
5. Какой металл можно использовать в качестве катодного покрытия для меди – олово или серебро? Ответ поясните, напишите уравнения электродных процессов коррозии в кислой среде, если покрытие не разрушено и в случае его разрушения, составьте схему гальванического элемента.

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №11

1. Записать схему гальванического элемента, состоящего из медного и кадмиевого электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре $35\text{ }^\circ\text{C}$ и концентрациях ионов $\text{C}(\text{Cu}^{2+}) = 0,02$ моль/л; $\text{C}(\text{Cd}^{2+}) = 1$ моль/л.
2. Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
 - а) расплав LiBr с графитовыми электродами; б) раствор FeCl_3 с графитовыми электродами; в) раствор MgSO_4 с медным анодом; г) раствор LiOH с нерастворимыми электродами.
3. Какие продукты образуются при электролизе расплава AlCl_3 с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Какое количество электричества потребуется для получения 18 г алюминия?
4. Магниевую пластинку погрузили в раствор, содержащий серную кислоту и сульфат меди. Какие процессы будут протекать при этом? Составить схемы коррозионных гальванических элементов. Написать уравнения электродных процессов и уравнения процесса коррозии.
5. Какой металл можно эффективно использовать в качестве покрытия для железа – никель или серебро? Определите типы покрытий, напишите уравнения электродных процессов коррозии в растворе серной кислоты в случае их разрушения, составьте схемы гальванических элементов.

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №12

1. Записать схему гальванического элемента, состоящего из серебряного и железного электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре $40\text{ }^\circ\text{C}$ и концентрациях ионов $\text{C}(\text{Fe}^{3+}) = 1$ моль/л; $\text{C}(\text{Ag}^+) = 2$ моль/л.
2. Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
 - а) расплав FeCl_3 с нерастворимыми электродами; б) раствор ZnSO_4 с цинковым анодом; в) раствор NiCl_2 с инертными электродами; г) раствор Na_2CO_3 с нерастворимыми электродами.

3. Какие продукты образуются при электролизе водного раствора КОН с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Найти объем кислорода, который выделится (н.у.) при пропускании тока силой 6 А в течении 30 минут через раствор.
4. Если опустить кусочек серебра в раствор соляной кислоты, реакция не наблюдается. Объясните почему. Что произойдет, если серебро будет контактировать в растворе с цинком? Составить схему коррозионного гальванического элемента, возникающего при контакте серебра и цинка в растворе соляной кислоты. Написать уравнения электродных процессов и уравнение процесса коррозии.
5. На цинковое изделие нанесли хром. Определите тип покрытия, напишите уравнения электродных процессов коррозии в воде, если покрытие не разрушено и в случае его разрушения, составьте схему гальванического элемента.

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №13

1. Записать схему гальванического элемента, состоящего из медного и серебряного электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре 50 °С и концентрациях ионов $C(\text{Cu}^{2+}) = 1$ моль/л; $C(\text{Ag}^+) = 0,1$ моль/л.
2. Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
 - а) расплав MgI_2 с графитовыми электродами;
 - б) раствор $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$ с нерастворимыми электродами;
 - в) раствор AlI_3 с графитовыми электродами;
 - г) раствор Na_2SO_4 с медным анодом.
3. Какие продукты образуются при электролизе водного раствора CuCl_2 с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Какова масса продукта, образующегося на катоде, если на аноде выделилось 560 мл газа (н.у.)?
4. Изделие из олова погрузили в раствор, содержащий соляную кислоту и сульфат меди. Какие процессы будут протекать при этом? Составить схемы коррозионных гальванических элементов. Написать уравнения электродных процессов и уравнения процесса коррозии.
5. Железную деталь покрыли слоем кадмия. Определите тип покрытия, напишите уравнения электродных процессов коррозии во влажном воздухе, если покрытие не разрушено и в случае его разрушения, составьте схему гальванического элемента.

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №14

1. Записать схему гальванического элемента, состоящего из никелевого и кобальтового электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре 25 °С и концентрациях ионов $C(\text{Co}^{2+}) = 0,01$ моль/л; $C(\text{Ni}^{2+}) = 0,1$ моль/л.
2. Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:

- а) расплав NaI с графитовыми электродами; б) раствор $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ с цинковым анодом; в) раствор H_2SO_4 с графитовыми электродами; г) раствор ZnCl_2 платиновыми электродами.
3. Какие продукты образуются при электролизе водного раствора KBr с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Рассчитайте массу или объем продуктов (н.у.), выделившихся на электродах, если ток силой 2 А пропускали в течении 2 ч, а выход по току составляет 85%.
 4. Составить схему коррозионного гальванического элемента, возникающего при контакте магния и бериллия в растворе серной кислоты. Написать уравнения электродных процессов и уравнение процесса коррозии.
 5. Какой металл можно эффективно использовать в качестве покрытия для железа – хром или висмут? Определите типы покрытий, напишите уравнения электродных процессов коррозии в воде в случае их разрушения, составьте схемы гальванических элементов.

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №15

1. Записать схему гальванического элемента, состоящего из железного и кадмиевого электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре $30\text{ }^\circ\text{C}$ и концентрациях ионов $\text{C}(\text{Cd}^{2+}) = 1$ моль/л; $\text{C}(\text{Fe}^{3+}) = 0,001$ моль/л.
2. Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
а) расплав FeI_2 с инертными электродами; б) раствор NaCl с графитовыми электродами; в) раствор $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ с медным анодом; г) раствор NiSO_4 с нерастворимыми электродами.
3. Какие продукты образуются при электролизе расплава ZnBr_2 с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Рассчитайте массу продуктов, выделившихся на электродах, при пропускании тока силой 15 А в течение 1 ч 35 минут, если выход по току составляет 85%.
4. Магниевую пластинку погрузили в раствор, содержащий хлорид меди и соляную кислоту. Какие процессы будут протекать при этом? Составить схему коррозионного гальванического элемента. Написать уравнения электродных процессов и уравнения процесса коррозии.
5. Какой металл можно эффективно использовать в качестве покрытия для железа – кобальт или бериллий? Определите типы покрытий, напишите уравнения электродных процессов коррозии в растворе серной кислоты в случае их разрушения, составьте схемы гальванических элементов.

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №16

1. Записать схему гальванического элемента, состоящего из никелевого и кадмиевого электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре $20\text{ }^\circ\text{C}$ и концентрациях ионов $\text{C}(\text{Cd}^{2+}) = 0,02$ моль/л; $\text{C}(\text{Ni}^{2+}) = 0,003$ моль/л.

2. Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
 - а) расплав $MnBr_2$ с инертными электродами; б) раствор $LiCl$ с нерастворимыми электродами;
 - в) раствор $Cr(NO_3)_3$ с графитовыми электродами; г) раствор K_2S с цинковым анодом.
3. Какие продукты образуются при электролизе водного раствора $Bi_2(SO_4)_3$ с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Вычислите массу или объем (н.у.) продуктов, выделившихся на электродах, если через электролизер пропустили ток силой 10 А в течение 1 часа 10 минут.
4. Составить схему гальванического элемента, возникающего при контакте кобальта и меди в растворе серной кислоты. Написать уравнение электродных процессов и уравнение процесса коррозии.
5. Железное изделие покрыто серебром. Определите тип покрытия, напишите уравнения электродных процессов коррозии в растворе соляной кислоты, если покрытие не нарушено и в случае его разрушения.

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №17

1. Записать схему гальванического элемента, состоящего из цинкового и серебряного электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре $30\text{ }^{\circ}C$ и концентрациях ионов $C(Zn^{2+}) = 0,01$ моль/л; $C(Ag^+) = 2$ моль/л.
2. Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
 - а) расплав MnI_2 с графитовыми электродами; б) раствор $Pb(NO_3)_2$ с инертными электродами;
 - в) раствор $CoCl_2$ с платиновыми электродами; г) раствор $Zn(NO_3)_2$ с цинковым анодом.
3. Какие продукты образуются при электролизе водного раствора K_2SO_4 с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Вычислите объем (н.у.) продуктов, выделившихся на электродах, если через электролизер пропустили ток силой 10 А в течение 30 минут.
4. Кусочек цинка опустили в раствор, который содержит серную кислоту и хлорид меди. Какие процессы будут протекать при этом? Составьте схемы коррозионных гальванических элементов, напишите уравнения электродных процессов и уравнения процессов коррозии.
5. Одно цинковое изделие покрыли слоем железа, а второе – слоем серебра. Какое из них будет корродировать во влажном воздухе в случае нарушения покрытия? Составьте схемы коррозионных гальванических элементов, напишите уравнения электродных процессов и уравнение процесса коррозии.

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №18

1. Записать схему гальванического элемента, состоящего из медного и кобальтового электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать

электродвижущую силу гальванического элемента при температуре $40\text{ }^{\circ}\text{C}$ и концентрациях ионов $C(\text{Cu}^{2+}) = 0,15$ моль/л; $C(\text{Co}^{2+}) = 1$ моль/л.

- Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
а) расплав MgBr_2 с графитовыми электродами; б) раствор Li_2CO_3 с графитовыми электродами; в) раствор SnF_2 с медным анодом; г) раствор CoI_2 с нерастворимыми электродами.
- Какие продукты образуются при электролизе водного раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Вычислите массу и объем (н.у.) продуктов, выделившихся на электродах, если через электролизер пропустили ток силой 20 A в течение 45 минут.
- Изделие из кобальта опустили в раствор, где содержится хлорид никеля и соляная кислота. Какие процессы будут протекать при этом? Составьте схемы коррозионных гальванических элементов, напишите уравнения электродных процессов, составьте уравнения процессов коррозии.
- Медную деталь, покрытую слоем цинка, эксплуатируют в кислой среде. Определите тип покрытия, составьте схему гальванического элемента и напишите уравнения электродных процессов в случае целостности покрытия и в случае его разрушения.

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №19

- Записать схему гальванического элемента, состоящего из никелевого и висмутового электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ и концентрациях ионов $C(\text{Ni}^{2+}) = 0,2$ моль/л; $C(\text{Bi}^{3+}) = 0,015$ моль/л.
- Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
а) расплав LiCl с инертными электродами; б) раствор FeSO_4 с инертными электродами; в) раствор CuBr_2 с медным анодом; г) раствор HI с графитовыми электродами.
- Какие продукты образуются при электролизе водного раствора ZnSO_4 с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Вычислите массу цинка, образовавшуюся на катоде, если через электролизер пропустили ток силой 50 A в течение 10 часов. Выход по току равен 50% .
- Участок изделия, где серебро контактирует со свинцом, опустили в соляную кислоту. Какие процессы происходят при этом? Составьте схему гальванического элемента, напишите уравнения электродных процессов и уравнение процесса коррозии.
- Какое покрытие наиболее эффективно защитит медное изделие от коррозии в растворе соляной кислоты – свинцовое или хромовое? Составьте схемы коррозионных гальванических элементов, напишите уравнения электродных процессов и уравнения процессов коррозии в случае разрушения покрытий. Ответ поясните.

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №20

- Записать схему гальванического элемента, состоящего из свинцового и серебряного электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных

процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре 35 °С и концентрациях ионов $C(\text{Pb}^{2+}) = 1$ моль/л; $C(\text{Ag}^+) = 0,2$ моль/л.

- Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
а) расплав FeCl_2 с графитовыми электродами; б) раствор BaCl_2 с графитовыми электродами; в) раствор КОН с цинковым анодом; г) раствор K_3PO_4 с нерастворимыми электродами.
- Какие продукты образуются при электролизе водного раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Вычислите массу свинца, образовавшегося на катоде, если через электролизер пропустили ток силой 20 А в течение 5 часов. Выход по току равен 70%.
- Участок изделия, где контактирует олово и свинец во влажном воздухе подвергается коррозии. Какие процессы при этом протекают? Составьте схему гальванического элемента, напишите уравнения электродных процессов, уравнение процесса коррозии.
- Одно оловянное изделие покрыли слоем никеля, другое – слоем меди. Какое из них будет подвергаться коррозии в серной кислоте в случае нарушения покрытия? Составьте схемы гальванических элементов, напишите уравнения электродных процессов и уравнение процесса коррозии. Ответ поясните.

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №21

- Записать схему гальванического элемента, состоящего из оловянного и железного электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре 45 °С и концентрациях ионов $C(\text{Fe}^{2+}) = 0,5$ моль/л; $C(\text{Sn}^{2+}) = 0,03$ моль/л.
- Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
а) расплав AlBr_3 с инертными электродами; б) раствор K_2S с инертными электродами; в) раствор Na_2SO_4 с графитовыми электродами; г) раствор $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ с медным анодом.
- Какие продукты образуются при электролизе водного раствора NaOH с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Вычислите объемы продуктов (н.у.), выделившихся на электродах, если через электролизер пропустили ток силой 25 А в течение 30 минут.
- Изделие, где контактируют серебро и олово, эксплуатируется в кислой среде. Какие процессы при этом протекают? Составьте схему коррозионного гальванического элемента, напишите уравнения электродных процессов, уравнение процесса коррозии.
- На медное изделие нанесли покрытие из кобальта и погрузили в раствор серной кислоты. Определите тип покрытия, составьте схему гальванического элемента и напишите уравнения электродных процессов в случае целостности покрытия и в случае его разрушения.

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №22

1. Записать схему гальванического элемента, состоящего из свинцового и марганцевого электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ и концентрациях ионов $C(\text{Pb}^{2+}) = 0,03$ моль/л; $C(\text{Mn}^{2+}) = 1$ моль/л.
2. Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
 - а) расплав SrCl_2 с инертными электродами; б) раствор ZnI_2 с цинковым анодом; в) раствор $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ с графитовыми электродами; г) раствор H_3PO_4 с инертными электродами.
3. Какие продукты образуются при электролизе водного раствора NaBr с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Вычислите массу продукта, выделившегося на аноде, если через электролизер пропустили ток силой 18 A в течение 1 часа 40 минут. Выход по току равен 90% .
4. Алюминиевая проволока контактирует с изделием из свинца, которое погружено в раствор соляной кислоты. Какие процессы при этом протекают? Составьте схему коррозионного гальванического элемента, напишите уравнения электродных процессов, уравнение процесса коррозии.
5. Оловянное изделие, покрытое свинцом, корродирует во влажном воздухе. Определите тип покрытия, составьте схему гальванического элемента и напишите уравнения электродных процессов в случае целостности покрытия и в случае его разрушения.

**Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»
ВАРИАНТ №23**

1. Записать схему гальванического элемента, состоящего из железного и никелевого электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ и концентрациях ионов $C(\text{Fe}^{3+}) = 0,2$ моль/л; $C(\text{Ni}^{2+}) = 1$ моль/л.
2. Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
 - а) расплав AgCl с графитовыми электродами; б) раствор MnSO_4 с графитовыми электродами; в) раствор CuF_2 с платиновыми электродами; г) раствор NaF с медным анодом.
3. Какие продукты образуются при электролизе водного раствора $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Рассчитайте силу тока, если за 10 минут на катоде выделилось $0,5\text{ г Cd}$. Какова масса или объем продукта, выделившегося на аноде (н.у.)?
4. Свинцовое изделие погрузили в раствор серной кислоты и хлорида меди. Какие процессы будут протекать при этом? Составить схемы коррозионных гальванических элементов. Написать уравнения электродных процессов и уравнения процессов коррозии.
5. Одно цинковое изделие покрыли алюминием, а второе – слоем свинца. Какое из этих изделий будет корродировать в соляной кислоте при нарушении целостности покрытия? Составьте схемы гальванических элементов, напишите уравнения электродных процессов и уравнение процесса коррозии. Ответ поясните.

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №24

1. Записать схему гальванического элемента, состоящего из висмутового и железного электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре $30\text{ }^{\circ}\text{C}$ и концентрациях ионов $C(\text{Bi}^{3+}) = 0,01$ моль/л; $C(\text{Fe}^{2+}) = 0,2$ моль/л.
2. Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
а) расплав SnF_2 с графитовыми электродами; б) раствор KF с нерастворимыми электродами; в) раствор K_2CO_3 с графитовыми электродами; г) раствор MgCl_2 с медным анодом.
3. Какие продукты образуются при электролизе водного раствора $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Определите выход по току, если при пропускании тока силой 5 A через в течение 15 минут на катоде выделилось $1,19\text{ г}$ металла.
4. Участок изделия, где контактируют олово и кобальт, погрузили в раствор хлорида меди. Какие процессы при этом протекают? Составьте схему коррозионного гальванического элемента, напишите уравнения электродных процессов, уравнение процесса коррозии.
5. Свинцовое изделие, покрытое слоем цинка, опустили в раствор серной кислоты. Определите тип покрытия, составьте схему гальванического элемента и напишите уравнения электродных процессов в случае целостности покрытия и в случае его разрушения.

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №25

1. Записать схему гальванического элемента, состоящего из цинкового и свинцового электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ и концентрациях ионов $C(\text{Pb}^{2+}) = 0,1$ моль/л; $C(\text{Zn}^{2+}) = 0,3$ моль/л.
2. Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
а) расплав NaF с графитовыми электродами; б) раствор $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ с графитовыми электродами; в) раствор K_2SO_4 с нерастворимыми электродами; г) раствор CrF_3 с цинковым анодом.
3. Какие продукты образуются при электролизе водного раствора NaCl с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Определить время, необходимое для выделения на катоде газа объемом $1,2\text{ л}$ (н.у.) при пропускании тока силой 2 A , если выход по току составляет 80% .
4. Никелевое изделие контактирует с участком другого изделия, покрытым хромом. Составьте схему коррозионного гальванического элемента, возникающего при погружении изделий в раствор серной кислоты. Напишите уравнения электродных процессов, уравнение процесса коррозии.

5. Алюминиевая деталь покрыта оловом и эксплуатируется в кислой среде. Определите тип покрытия, составьте схему гальванического элемента и напишите уравнения электродных процессов в случае целостности покрытия и в случае его разрушения.

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №26

1. Записать схему гальванического элемента, состоящего из оловянного и кобальтового электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре 40 °С и концентрациях ионов $C(\text{Sn}^{2+}) = 0,05$ моль/л; $C(\text{Co}^{2+}) = 0,5$ моль/л.
2. Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
а) расплав AlF_3 с инертными электродами; б) раствор ZnF_2 с цинковым анодом; в) раствор HI с инертными электродами; г) раствор $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ с графитовыми электродами.
3. Какие продукты образуются при электролизе водного раствора NaI с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Рассчитайте массу или объем продуктов (н.у.), образующихся на электродах при пропускании тока силой 6 А в течении 2,5 ч.
4. Изделие из серебра контактирует с участком изделия, покрытым кобальтом. Составьте схему коррозионного гальванического элемента, возникающего при погружении изделий в раствор соляной кислоты. Напишите уравнения электродных процессов, уравнение процесса коррозии.
5. Две оловянных детали покрыли защитными покрытиями. На одно нанесли алюминий, а на другое – слой серебра. Затем их опустили в соляную кислоту. Какая деталь будет корродировать при нарушении целостности покрытия? Составьте схемы гальванических элементов, напишите уравнения электродных процессов и уравнение процесса коррозии. Ответ поясните.

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №27

1. Записать схему гальванического элемента, состоящего из алюминиевого и железного электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре 35 °С и концентрациях ионов $C(\text{Al}^{3+}) = 0,2$ моль/л; $C(\text{Fe}^{2+}) = 0,3$ моль/л.
2. Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
а) расплав PbF_2 с графитовыми электродами; б) раствор $\text{Ba}(\text{OH})_2$ с инертными электродами; в) раствор $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ с нерастворимыми электродами; г) раствор MnF_2 с медным анодом.
3. Какие продукты образуются при электролизе водного раствора Na_2SO_4 с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Какая масса или объем продукта образуется на катоде, если на аноде выделяется 1,12 л кислорода (н.у.), а выход по току составляет 50%?

- Провод, покрытый никелем, опустили в раствор, содержащий соляную кислоту и сульфат меди. Какие процессы будут протекать при этом? Составьте схемы коррозионных гальванических элементов, напишите уравнения электродных процессов, составьте уравнения процессов коррозии.
- Свинцовая пластинка, покрытая хромом, корродирует во влажном воздухе. Определите тип покрытия, составьте схему гальванического элемента и напишите уравнения электродных процессов в случае целостности покрытия и в случае его разрушения.

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №28

- Записать схему гальванического элемента, состоящего из висмутового и цинкового электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре 30 °С и концентрациях ионов $C(\text{Bi}^{3+}) = 0,1$ моль/л; $C(\text{Zn}^{2+}) = 1$ моль/л.
- Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
 - расплав MgF_2 с графитовыми электродами; б) раствор CrBr_3 с медным анодом; в) раствор Li_2SO_4 с графитовыми электродами; г) раствор $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ с инертными электродами.
- Какие продукты образуются при электролизе водного раствора CaCl_2 с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Вычислите массу или объем продуктов, выделяющихся на электродах, если в процессе электролиза затрачено 10722,2 Кл электричества, а выход по току составляет 90%.
- Изделие, где контактируют серебро и олово, эксплуатируется в кислой среде. Какие процессы при этом протекают? Составьте схему коррозионного гальванического элемента, напишите уравнения электродных процессов, уравнение процесса коррозии.
- На медное изделие нанесли покрытие из кобальта и погрузили в раствор серной кислоты. Определите тип покрытия, составьте схему гальванического элемента и напишите уравнения электродных процессов в случае целостности покрытия и в случае его разрушения.

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №29

- Записать схему гальванического элемента, состоящего из кобальтового и кадмиевого электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре 30 °С и концентрациях ионов $C(\text{Cd}^{2+}) = 0,4$ моль/л; $C(\text{Co}^{2+}) = 0,3$ моль/л.
- Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
 - расплав CaBr_2 с инертными электродами; б) раствор HBr с цинковым анодом; в) раствор $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ с графитовыми электродами; г) раствор CoSO_4 с нерастворимыми электродами.
- Какие продукты образуются при электролизе водного раствора KCl с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Вычислите массу или объем

продуктов на электродах, образующихся при пропускании тока силой 10 А в течении 30 минут, если выход продукта составляет 70%.

4. Составить схему коррозионного гальванического элемента, возникающего во влажном воздухе при контакте алюминия и хрома. Написать уравнения электродных процессов и уравнение процесса коррозии.
5. Цинковую пластину, покрытую медью, опустили в раствор серной кислоты. Определите тип покрытия, напишите уравнения электродных процессов коррозии, если покрытие не разрушено и в случае его разрушения, составьте схему гальванического элемента.

Индивидуальное задание «Электрохимические процессы. Коррозия металлов»

ВАРИАНТ №30

1. Записать схему гальванического элемента, состоящего из железного и медного электродов, погруженных в растворы своих солей; написать уравнения электродных процессов; написать уравнение реакции, которая протекает в гальваническом элементе; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при стандартных условиях; рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента при температуре 40 °С и концентрациях ионов $C(\text{Fe}^{3+}) = 0,1$ моль/л; $C(\text{Cu}^{2+}) = 0,2$ моль/л.
2. Для следующих веществ написать уравнения электродных процессов при электролизе и указать, какие продукты образуются на катоде и аноде:
а) расплав CuBr_2 с инертными электродами; б) раствор MgCl_2 с инертными электродами; в) раствор AlCl_3 с медным анодом; г) раствор Na_2SiO_3 с платиновыми электродами.
3. Какие продукты образуются при электролизе водного раствора $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ с инертными электродами? Напишите уравнения электродных процессов. Вычислить силу тока, если при пропускании тока в течении 1 часа на катоде выделилось 14 г металла, а выход по току составляет 80%.
4. Составить схему коррозионного гальванического элемента, возникающего при контакте железной пластины с медной в растворе соляной кислоты. Написать уравнения электродных процессов и уравнение процесса коррозии.
5. Цинковую пластину, покрытую оловом, опустили в раствор соляной кислоты. Определите тип покрытия, напишите уравнения электродных процессов коррозии, если покрытие не разрушено и в случае его разрушения, составьте схему гальванического элемента.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Что изучает электрохимия?
2. Что такое окислительно-восстановительные реакции?
3. Дайте определение понятиям «степень окисления», «восстановитель», «окислитель».
4. Что из себя представляет процесс окисления и процесс восстановления?
5. Какие электродные процессы происходят на поверхности металл-раствор ионов металла?
6. Как образуется двойной электрический слой?
7. Что такое электродный потенциал? От чего он зависит?
8. Что такое гальванический элемент? Из чего он состоит?
9. Как заряжены катод и анод в гальваническом элементе?
10. Какие электродные процессы происходят в гальваническом элементе Даниэля-Якоби?

11. Как записывается схема гальванического элемента?
12. Что такое электродвижущая сила гальванического элемента? Как она рассчитывается?
13. Что такое стандартный водородный электрод?
14. Что показывает ряд электрохимических напряжений металлов? Как расположены металлы в этом ряду? С чем связана восстановительная способность металлов?
15. Приведите уравнение Нернста. Для чего оно используется?
16. Что такое электролиз? Из чего состоит система, где протекает электролиз?
17. Как заряжены катод и анод при электролизе?
18. Каковы закономерности протекания электролиза в расплавах?
19. Каковы закономерности протекания электролиза в растворах?
20. Сформулируйте 1 и 2 законы Фарадея. Что такое выход по току?
21. Что такое коррозия металлов?
22. Каков механизм химической и электрохимической коррозии?
23. Методы защиты от коррозии.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1. Номенклатура кислот и солей

Формула кислоты	Название кислоты	Кислотный остаток	Название кислотного остатка	Формула соли
HF	фтороводородная (плавиковая)	F ⁻	фторид	NaF
HBr	бромоводородная	Br ⁻	бромид	NaBr
HCl	хлороводородная (соляная)	Cl ⁻	хлорид	NaCl
H ₂ S	сероводородная	S ²⁻	сульфид	Na ₂ S
HI	йодоводородная	I ⁻	йодид	NaI
H ₂ SO ₄	серная	SO ₄ ²⁻	сульфат	Na ₂ SO ₄
H ₂ SO ₃	сернистая	SO ₃ ²⁻	сульфит	Na ₂ SO ₃
HNO ₃	азотная	NO ₃ ⁻	нитрат	NaNO ₃
HNO ₂	азотистая	NO ₂ ⁻	нитрит	NaNO ₂
HClO ₄	хлорная	ClO ₄ ⁻	перхлорат	NaClO ₄
HClO ₃	хлорноватая	ClO ₃ ⁻	хлорат	NaClO ₃
HClO ₂	хлористая	ClO ₂ ⁻	хлорит	NaClO ₂
HClO	хлорноватистая	ClO ⁻	гипохлорит	NaClO
H ₂ SiO ₃	кремниевая	SiO ₃ ²⁻	силикат	Na ₂ SiO ₃
H ₃ BO ₃	ортоборная	BO ₃ ³⁻	ортоборат	Na ₃ BO ₃
H ₃ AsO ₄	мышьяковая	AsO ₄ ³⁻	арсенат	Na ₃ AsO ₄
H ₃ AsO ₃	мышьяковистая	AsO ₃ ³⁻	арсенит	Na ₃ AsO ₃
H ₂ CO ₃	угольная	CO ₃ ²⁻	карбонат	Na ₂ CO ₃
H ₃ PO ₄	ортофосфорная	PO ₄ ³⁻	ортофосфат	Na ₃ PO ₄
H ₃ PO ₃	фосфористая	PO ₃ ³⁻	фосфит	Na ₃ PO ₃
H ₂ CrO ₄	хромовая	CrO ₄ ²⁻	хромат	Na ₂ CrO ₄
H ₂ Cr ₂ O ₇	дихромовая	Cr ₂ O ₇ ²⁻	дихромат	Na ₂ Cr ₂ O ₇
HMnO ₄	марганцовая	MnO ₄ ⁻	перманганат	KMnO ₄
H ₂ MnO ₄	марганцоватая	MnO ₄ ²⁻	манганат	K ₂ MnO ₄
HCN	синильная	CN ⁻	цианид	KCN

Приложение 2. Электроотрицательность химических элементов по шкале Л. Полинга

№	Элемент	ЭО	№	Элемент	ЭО	№	Элемент	ЭО
1	H	2,20	33	As	2,18	65	Tb	-
2	He	-	34	Se	2,55	66	Dy	1,22
3	Li	0,98	35	Br	2,96	67	Ho	1,23
4	Be	1,57	36	Kr	-	68	Er	1,24
5	B	2,04	37	Rb	0,82	69	Tm	1,25
6	C	2,55	38	Sr	0,95	70	Yb	-
7	N	3,04	39	Y	1,22	71	Lu	1,00
8	O	3,44	40	Zr	1,33	72	Hf	1,30
9	F	3,98	41	Nb	1,60	73	Ta	1,50
10	Ne	-	42	Mo	2,16	74	W	1,70
11	Na	0,93	43	Tc	2,10	75	Re	1,90
12	Mg	1,31	44	Ru	2,20	76	Os	2,20
13	Al	1,61	45	Rh	2,28	77	Ir	2,20
14	Si	1,90	46	Pd	2,20	78	Pt	2,20
15	P	2,19	47	Ag	1,93	79	Au	2,40
16	S	2,58	48	Cd	1,69	80	Hg	1,90
17	Cl	3,16	49	In	1,78	81	Tl	1,80
18	Ar	-	50	Sn	1,96	82	Pb	1,80
19	K	0,52	51	Sb	2,05	83	Bi	1,90
20	Ca	1,00	52	Te	2,10	84	Po	2,00
21	Sc	1,36	53	I	2,66	85	At	2,20
22	Ti	1,54	54	Xe	2,60	86	Rn	-
23	V	1,63	55	Cs	0,79	87	Fr	0,70
24	Cr	1,66	56	Ba	0,89	88	Ra	0,90
25	Mn	1,55	57	La	1,10	89	Ac	1,10
26	Fe	1,83	58	Ce	1,12	90	Th	1,30
27	Co	1,88	59	Pr	1,13	91	Pa	1,50
28	Ni	1,91	60	Nd	1,14	92	U	1,70
29	Cu	1,90	61	Pm	-	93	Np	1,30
30	Zn	1,65	62	Sm	1,17	94	Pu	1,30
31	Ga	1,81	63	Eu	-			
32	Ge	2,01	64	Gd	1,20			

Приложение 3. Значения термодинамических величин

Вещество	$\Delta_f H_{298}^0$, кДж/моль	S_{298}^0 Дж/моль·К	Вещество	$\Delta_f H_{298}^0$, кДж/моль	S_{298}^0 Дж/моль·К
$Ag_{(м\epsilon)}$	0	42,6	$HF_{(г)}$	-273,3	173,8
$AgCl_{(м\epsilon)}$	-127,0	96,3	$H_2O_{(г)}$	-241,8	188,8
$AgNO_3_{(м\epsilon)}$	-124,4	140,9	$H_2O_{(ж)}$	-285,8	70,0
$Al_{(м\epsilon)}$	0	28,3	$H_2S_{(г)}$	-20,6	205,8
$Al_2O_3_{(м\epsilon)}$	-1675,7	50,9	$I_{2(г)}$	62,4	260,7
$B_2O_3_{(м\epsilon)}$	-1254	78	$Mg_{(м\epsilon)}$	0	32,7
$Ba_{(м\epsilon)}$	0	62,5	$MgCO_3_{(м\epsilon)}$	-1095,8	65,7
$BaCO_3_{(м\epsilon)}$	-1213	112,1	$MgF_2_{(м\epsilon)}$	-1124,2	57,2
$Ba(NO_3)_2_{(м)}$	-988	214	$MgO_{(м\epsilon)}$	-601,6	27
$BaO_{(м\epsilon)}$	-548	72,1	$Mg(OH)_2_{(м\epsilon)}$	-924,5	63,2
$Bi_{(м\epsilon)}$	0	56,7	$Mn_{(м\epsilon)}$	0	32,0
$Bi_2O_3_{(м\epsilon)}$	-573,9	151,5	$MnO_2_{(м\epsilon)}$	-520	53,1
$Br_{2(г)}$	30,9	245,5	$Mn_3O_4_{(м\epsilon)}$	-1387,8	155,6
$C_{(графит)}$	0	5,7	$N_{2(г)}$	0	191,6
$CO_{(г)}$	-110,5	197,7	$NH_3_{(г)}$	-45,9	192,8
$CO_2_{(г)}$	-393,5	213,8	$NH_4NO_3_{(м\epsilon)}$	-365,6	151,1
$CS_2_{(ж)}$	89,0	151,3	$NO_{(г)}$	91,3	210,8
$Ca_{(м\epsilon)}$	0	41,6	$NO_2_{(г)}$	33,2	240,1
$CaCO_3_{(м\epsilon)}$	-1207	88,0	$N_2O_{(г)}$	81,6	220,0
$CaCl_2_{(м\epsilon)}$	-795,4	108,4	$Na_2B_4O_7_{(м\epsilon)}$	-3291,1	189,5
$CaF_2_{(м\epsilon)}$	-1228,0	68,5	$Na_2CO_3_{(м\epsilon)}$	-1130,7	135
$CaO_{(м\epsilon)}$	-634,9	38,1	$NaHCO_3_{(м\epsilon)}$	-950,8	101,7
$Ca(OH)_2_{(м\epsilon)}$	-985,2	83,4	$NaOH_{(м\epsilon)}$	-425,8	64,4
$Cd_{(м\epsilon)}$	0	51,8	$Na_2SiO_3_{(м\epsilon)}$	-1554,9	113,9
$CdCl_2_{(м\epsilon)}$	-391,5	115,3	$Ni_{(м\epsilon)}$	0	29,9
$Cl_{2(г)}$	0	223,1	$NiO_{(м\epsilon)}$	-239,7	38
$Cu_{(м\epsilon)}$	0	33,2	$O_{2(г)}$	0	205,2
$CuCl_2_{(м\epsilon)}$	-220,1	108,1	$Pb_{(м\epsilon)}$	0	64,8
$CuO_{(м\epsilon)}$	-157,3	42,6	$PbO_{(м\epsilon)}$	-219,0	66,5
$Cu_2O_{(м\epsilon)}$	-168,6	93,1	$PbO_2_{(м\epsilon)}$	-277,4	68,6
$CH_4_{(г)}$	-74,6	186,3	$PbS_{(м\epsilon)}$	-100,4	91,2
$C_2H_2_{(г)}$	227,4	200,9	$S_{(м\epsilon)}$	0	32,1
$C_2H_4_{(г)}$	52,4	219,3	$S_{2(г)}$	128,6	228,2
$C_2H_6_{(г)}$	-84,0	229,2	$SO_2_{(г)}$	-296,8	248,2
$C_6H_6_{(ж)}$	82,9	269,2	$SO_3_{(г)}$	-395,7	256,8
$F_{2(г)}$	0	202,8	$SiO_2_{(м\epsilon)}$	-910,7	41,5
$Fe_{(м\epsilon)}$	0	27,3	$Sn_{(м\epsilon)}$	0	51,2
$FeO_{(м\epsilon)}$	-272,0	61,0	$SnO_{(м\epsilon)}$	-280,7	57,2
$Fe_2O_3_{(м\epsilon)}$	-824,2	87,4	$SnO_2_{(м\epsilon)}$	-577,6	49,0
$Fe_3O_4_{(м\epsilon)}$	-1118,4	146,4	$Ti_{(м\epsilon)}$	0	30,7
$FeS_{(м\epsilon)}$	-100	60,3	$TiO_2_{(м\epsilon)}$	-939	49,9
$H_{2(г)}$	0	130,7	$Zn_{(м\epsilon)}$	0	41,6
$HBr_{(г)}$	-36,3	198,7	$ZnO_{(м\epsilon)}$	-350,5	43,7
$HCl_{(г)}$	-92,3	186,9	$ZnS_{(м\epsilon)}$	-206,0	57,7
$HI_{(г)}$	26,5	206,6	$ZnSO_4_{(м\epsilon)}$	-982,8	110,5

**Приложение 4. Стандартные электродные потенциалы в водных растворах
(электрохимический ряд напряжений металлов)**

Электродный процесс	φ^0 , В	Электродный процесс	φ^0 , В
$\text{Li} + \bar{e} \leftrightarrow \text{Li}^+$	-3,0401	$\text{Tl}^+ + \bar{e} \leftrightarrow \text{Tl}$	-0,336
$\text{Cs}^+ + \bar{e} \leftrightarrow \text{Cs}$	-3,026	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Co}$	-0,28
$\text{Rb}^+ + \bar{e} \leftrightarrow \text{Rb}$	-2,98	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Ni}$	-0,257
$\text{K}^+ + \bar{e} \leftrightarrow \text{K}$	-2,931	$\text{Mo}^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrow \text{Mo}$	-0,2
$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Ba}$	-2,912	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Sn}$	-0,1375
$\text{Fr}^+ + \bar{e} \leftrightarrow \text{Fr}$	-2,9	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Pb}$	-0,1262
$\text{Sr}^{2+} + \bar{e} \leftrightarrow \text{Sr}$	-2,89	$\text{Fe}^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrow \text{Fe}$	-0,037
$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Ca}$	-2,868	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{H}_2$	0,00
$\text{Ra}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Ra}$	-2,8	$\text{Ge}^{4+} + 4\bar{e} \leftrightarrow \text{Ge}$	+0,124
$\text{Na}^+ + \bar{e} \leftrightarrow \text{Na}$	-2,71	$\text{Ge}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Ge}$	+0,24
$\text{La}^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrow \text{La}$	-2,379	$\text{Re}^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrow \text{Re}$	+0,3
$\text{Y}^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrow \text{Y}$	-2,372	$\text{Bi}^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrow \text{Bi}$	+0,308
$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Mg}$	-2,372	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Cu}$	+0,3419
$\text{Be}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Be}$	-1,847	$\text{Tc}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Tc}$	+0,4
$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrow \text{Al}$	-1,662	$\text{Ru}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Ru}$	+0,455
$\text{Ti}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Ti}$	-1,63	$\text{Cu}^+ + \bar{e} \leftrightarrow \text{Cu}$	+0,521
$\text{Hf}^{4+} + 4\bar{e} \leftrightarrow \text{Hf}$	-1,55	$\text{Rh}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Rh}$	+0,6
$\text{Zr}^{4+} + 4\bar{e} \leftrightarrow \text{Zr}$	-1,45	$\text{Tl}^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrow \text{Tl}$	+0,741
$\text{Ti}^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrow \text{Ti}$	-1,37	$\text{Rh}^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrow \text{Rh}$	+0,758
$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Mn}$	-1,185	$\text{Po}^{4+} + 4\bar{e} \leftrightarrow \text{Po}$	+0,76
$\text{V}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{V}$	-1,175	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow 2\text{Hg}$	+0,7973
$\text{Cr}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Cr}$	-0,913	$\text{Ag}^+ + \bar{e} \leftrightarrow \text{Ag}$	+0,7996
$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Zn}$	-0,7618	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Hg}$	+0,851
$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrow \text{Cr}$	-0,744	$\text{Pd}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Pd}$	+0,951
$\text{Ta}^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrow \text{Ta}$	-0,6	$\text{Ir}^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrow \text{Ir}$	+1,156
$\text{Ga}^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrow \text{Ga}$	-0,549	$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Pt}$	+1,18
$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Fe}$	-0,447	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrow \text{Au}$	+1,498
$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Cd}$	-0,403	$\text{Au}^+ + \bar{e} \leftrightarrow \text{Au}$	+1,692
$\text{In}^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrow \text{In}$	-0,3382		

ЛИТЕРАТУРА

1. Коровин Н.В. Общая химия: Учебник для технических направлений и специальностей вузов – 7-е изд., испр. – М.: Высшая школа, 2006. – 556[4] с. : ил., табл. – (Победитель конкурса учебников). – Библиогр.: с. 546.
2. Ахметов Н.С. Неорганическая химия: Учебное пособие для вузов / Н. С. Ахметов. – М.: Высшая школа, 1969. – 638[2] с.
3. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов. 4-е изд., стереотип. – М.: Высшая школа, 2004. – 526[4] с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия : Учебное пособие для вузов / Н. Л. Глинка ; ред. А. И. Ермаков. – 30-е изд., испр. – М. : Интеграл-Пресс, 2002. – 727[1] с. : ил, табл. – Библиогр.: с. 704–705. – Предм. указ.: с. 706–727.
5. Химия : учебное пособие / Е. В. Чикин. – Томск: Эль Контент, 2012. – 170 с.
6. Чикин Е.В. Сборник задач и упражнений по общей химии: Учебно-методическое пособие.– Томск: Томский государственный университет систем управления и радиоэлектроники, 2012. – 220 с.
7. Физическая химия. В 2 кн. Кн. 1. Строение вещества. Термодинамика: Учеб. для вузов / К.С. Краснов, Н.К. Воробьев, И.Н. Годнев и др.; Под ред. К.С. Краснова – 3-е изд., испр. – М.: Высш. шк., 2001. – 512 с, ил.
8. Физическая химия. В 2 кн. Кн. 2. Электрохимия. Химическая кинетика и катализ: Учеб. для вузов / К.С. Краснов, Н.К. Воробьев, И.Н. Годнее и др.; Под ред. К.С. Краснова – 3-е изд., испр. – М.: Высш. шк., 2001. – 319 с: ил.
9. Общая химия. Сборник задач и упражнений (часть 1). Н.Г.Давыдова, Т.С.Шепеленко, Т.В.Лапова. Томск: Изд-во Том. гос. архит. - строит. ун-та, 2008. – 203 с.
10. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии : Учебное пособие для вузов / Н. Л. Глинка. – 20-е изд., стереотип. – М. : Химия, 1973. – 263[1] с.
11. Артемов А.В. Тесты по химии. Общая и неорганическая химия. – М.: Айрис-пресс, 2005. – 352 с. – (Домашний репетитор)
12. Бурак Г.А. Задачи и упражнения по химии: учебно-методическое пособие/ Г.А.Бурак (и др.); под ред. В.Н.Яглова – 2-е изд., испр. и доп. – Мн.:БНТУ, 2006. – 124 с.; вкл.
13. Горохов А. А. Общая химия: Сборник заданий – тестов. Учебное пособие. – Оренбург: ГОУ ВПО ОГУ, 2003. – 123 с.
14. Физическая химия. Учебное пособие / Н. А. Колпакова, В. А. Колпаков, С.В. Романенко. – Томск: Изд. ТПУ, 2004. – Ч. 1. – 168 с.
15. Кудряшов И.В., Каретников Г.С. Сборник примеров и задач по физической химии. Учеб. пособие для хим.-технолог. специальностей вузов – 6 изд., перераб. и доп. – М.: Высш.школа, 1991. – 527 с, ил.
16. Тесты по общей химии [Текст] : учеб. пособие / И.А. Курзина, Т.С. Шепеленко, Г.В. Лямина, Е.А. Вайтулевич; под ред.И.А. Курзиной. – Томск : Изд-во Том. гос. архит.-строит. ун-та, 2010. – 104 с.
17. Химия. Сборник задач и упражнений. Часть I [Текст] : учебное пособие/ под. ред. Г.В. Ляминой. – Томск: Изд-во Том.гос. архит.-строит. ун-та, 2009 – 179 с.
18. Химия. Сборник задач и упражнений. Часть II [Текст] : учебное пособие/ под. ред. Г.В. Ляминой. – Томск: Изд-во Том.гос. архит.-строит. ун-та, 2009 – 144 с.
19. Михеева Е.В., Пикула Н.П. Физическая и коллоидная химия./Учебное пособие для студентов ИГНД очного и заочного обучения. – Томск: Изд-во ТПУ, 2009. – 267 с.

Учебное издание

ОСНОВЫ ОБЩЕЙ И ФИЗИЧЕСКОЙ ХИМИИ
Учебное пособие

Под редакцией Ирины Анатольевны Екимовой