

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ



КЕМЕРОВСКИЙ **ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ**
ИНСТИТУТ ПИЩЕВОЙ ПРОМЫШЛЕННОСТИ
(УНИВЕРСИТЕТ)

Кафедра «Общая и неорганическая химия»

**СБОРНИК
КОНТРОЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ
ПО ХИМИИ**

Для студентов направлений и специальности:
19.03.01, 19.03.02, 19.03.03, 19.03.04, 15.03.02, 15.03.04, 16.03.03,
20.03.01, 27.03.02, 29.03.03, 38.03.07, 20.05.01
заочной формы обучения

Кемерово 2016

ПРЕДИСЛОВИЕ

Основной вид учебных занятий студентов-заочников - это самостоятельная работа над учебным материалом. По курсу "Химия" она складывается из нескольких этапов: изучение материала по учебникам и учебным пособиям, выполнение контрольных заданий и лабораторного практикума, индивидуальные консультации, посещение лекций, сдача зачета и экзамена по всему курсу.

В процессе изучения курса химии студент, в соответствии с учебным планом направления или специальности, должен выполнить две контрольные работы.

Варианты контрольных работ определяются по двум последним цифрам зачетной книжки (например, если номер зачетной книжки 145872, то вариант контрольной работы будет 72). Варианты контрольных заданий приведены в конце сборника в Приложениях 5 и 6.

Решение задач и ответы на теоретические вопросы должны быть коротко, но четко обоснованы. При решении задач нужно приводить весь ход решения и математические вычисления.

Контрольная работа должна быть аккуратно оформлена: условия задач, формулы и выполненные расчеты написаны четко и разборчиво, задачи выполнены в той же последовательности, как они указаны в задании. В конце работы должен быть представлен список использованной литературы, оформленный по существующим правилам; работа подписывается студентом с проставлением даты ее окончания.

К сдаче экзамена допускаются студенты, которые выполнили все контрольные работы и лабораторный практикум.

Представленный сборник контрольных заданий по химии содержит контрольные задания по основным темам программы курса и примеры решения типовых задач.

Примеры решения типовых задач и контрольные задания по темам №№ 1, 5 подготовлены Н.В. Хитовой, №№ 2, 6 – И.В. Васильевой, №№ 3, 4 – Ю.В. Соловьёвой, №№ 7, 12 – Е.В. Назимовой, №№ 8, 9, 10 – Л.А. Сенчуровой, №11 – Ю.В. Тарасовой.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

Тема 1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

Пример 1.1. Вычислите относительную молекулярную массу газа, если $5,6 \text{ дм}^3$ его при н.у. имеют массу 11 г. Какова масса одной молекулы в граммах? Определите число молекул в данном объеме газа.

Дано:

$$V(B) = 5,6 \text{ дм}^3$$

$$m(B) = 11 \text{ г}$$

при нормальных
условиях

$$M_r(B) - ?$$

$$N(B) - ?$$

$$m_0(B) - ?$$

Решение:

Вычисляем количество вещества газа по формуле:

$$n(B) = \frac{V(B)}{V_m},$$

где $n(B)$ - количество вещества газа, моль;

$V(B)$ - объем газа, дм^3 ;

V_m - молярный объем газа при н.у., $V_m = 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$.

$$n(B) = \frac{5,6}{22,4} = 0,25 \text{ моль.}$$

Молярную массу газа находим по формуле:

$$M(B) = \frac{m(B)}{n(B)},$$

где $M(B)$ - молярная масса газа, г/моль;

$m(B)$ - масса газа, г;

$n(B)$ - количество вещества газа, моль.

$$M(B) = \frac{11}{0,25} = 44 \text{ г/моль.}$$

Молярная масса численно совпадает с относительной молекулярной массой. Следовательно, $M_r(B) = 44$.

Определяем число частиц в данной порции газа:

$$N(B) = n(B) \cdot N_A,$$

где $N(B)$ – число частиц;

$n(B)$ – количество вещества, моль;

N_A – постоянная Авогадро, $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹.

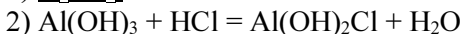
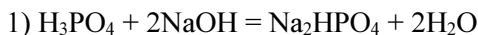
$$N(B) = 0,25 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,51 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

Массу одной молекулы газа можно найти по формуле:

$$m_0(B) = \frac{M(B)}{N_A}$$

$$m_0(B) = \frac{44}{6,02 \cdot 10^{23}} = 7,3 \cdot 10^{-23} \text{ г.}$$

Пример 1.2. Определите факторы эквивалентности и рассчитайте молярные массы эквивалентов подчеркнутых веществ в реакциях, протекающих по уравнениям:



Решение:

В решении задачи следует исходить из определений понятий «эквивалент», «число эквивалентности» и «фактор эквивалентности».

Эквивалентом называется реальная или условная частица вещества, которая в данной кислотно-основной реакции эквива-

лентна одному иону водорода, или в данной окислительно-восстановительной реакции - одному электрону.

Реальная частица вещества – это атом, молекула, ион и т.д.
Условная частица вещества: доля атома, доля молекулы, доля иона и т.д.

Фактор эквивалентности ($f_{\text{ЭКВ}}(B)$) – число, показывающее, какая доля реальной частицы является эквивалентом.

$$f_{\text{ЭКВ}}(B) = \frac{1}{Z(B)},$$

где $Z(B)$ – число эквивалентности.

Так как $Z(B) \geq 1$, то $f_{\text{ЭКВ}}(B) \leq 1$.

Значение $Z(B)$ может быть определено по формуле вещества.

Так, $Z(\text{элемента})$ = валентности элемента,

$Z(\text{простого вещества})$ = валентность атома · число атомов в молекуле,

$Z(\text{кислоты})$ = основность кислоты,

$Z(\text{основания})$ = кислотность основания,

$Z(\text{соли})$ = произведение валентности металла на число его атомов,

$Z(\text{окислителя или восстановителя})$ = число принятых или отданных электронов одной формульной единицей окислителя или восстановителя.

Величина числа эквивалентности, а, следовательно, и эквивалента также зависят от типа химической реакции, в которой участвует данное вещество. Например, в реакции нейтрализации ортофосфорной кислоты, число эквивалентности (эквивалент) кислоты меняется в зависимости от полноты протекания реакции.

Для реакции $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{KOH} \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$
число эквивалентности $Z(\text{H}_3\text{PO}_4) = n(\text{H}^+) = 3$, т.к. в реакции участвуют три иона водорода H^+ ортофосфорной кислоты (замещаются на 3 иона K^+ в ортофосфате калия), и эквивалентом H_3PO_4 будет являться условная частица $1/3 \text{H}_3\text{PO}_4$.

В реакции $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

замещается только один ион водорода и, поэтому, $Z(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1$, а эквивалентом H_3PO_4 будет являться реальная частица H_3PO_4 .

Молярная масса эквивалентов вещества $M_{\text{экв}}(B)$ выражается в г/моль, связана с молярной массой вещества $M(B)$ и его фактором эквивалентности $f_{\text{экв}}(B)$ соотношением:

$$M_{\text{экв}}(B) = f_{\text{экв}}(B) \cdot M(B).$$

Таким образом, молярная масса эквивалента вещества может быть меньше молярной массы этого вещества или равна ей:

$$M_{\text{экв}}(B) \leq M(B).$$

1) В реакции $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ два иона водорода в молекуле ортофосфорной кислоты H_3PO_4 замещается на два иона натрия, следовательно, число эквивалентности Z для кислоты равно числу замещенных ионов водорода, т.е. проявленной в этой реакции основности кислоты.

Поэтому

$$f_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{Z} = \frac{1}{2};$$

$$M_{\text{r}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3 \cdot A_{\text{r}}(\text{H}) + A_{\text{r}}(\text{P}) + 4A_{\text{r}}(\text{O}) = 98,$$

$$M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ г/моль},$$

$$M_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{2} \cdot M(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{2} \cdot 98 \text{ г/моль} = 49 \text{ г/моль}.$$

2) В реакции $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl} = \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$ в одной молекуле гидроксида алюминия замещается одна гидроксильная группа, следовательно, в этой реакции число эквивалентности и проявленная кислотность гидроксида алюминия равны 1. Поэтому:

$$f_{\text{экв}}(\text{Al}(\text{OH})_3) = \frac{1}{Z} = 1,$$

$$M_{\text{r}}(\text{Al}(\text{OH})_3) = A_{\text{r}}(\text{Al}) + 3 \cdot A_{\text{r}}(\text{O}) + 3A_{\text{r}}(\text{H}) = 78,$$

$$M(\text{Al}(\text{OH})_3) = 78 \text{ г/моль},$$

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{Al}(\text{OH})_3) = f_{\text{ЭКВ}}(\text{B}) \cdot M(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1 \cdot 78 \text{ г/моль} = 78 \text{ г/моль}.$$

3) В реакции $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH} = \text{Na}_3[\text{Fe}(\text{OH})_6]$ амфотерный гидроксид проявляет свойства трехосновной кислоты, число эквивалентности $\text{Fe}(\text{OH})_3$ равно 3. Поэтому:

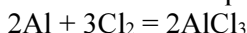
$$f_{\text{ЭКВ}}(\text{Fe}(\text{OH})_3) = \frac{1}{3},$$

$$M_{\text{Г}}(\text{Fe}(\text{OH})_3) = A_{\text{Г}}(\text{Fe}) + 3 A_{\text{Г}}(\text{O}) + A_{\text{Г}}(\text{H}) = 107,$$

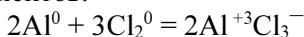
$$M(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 107 \text{ г/моль},$$

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{Fe}(\text{OH})_3) = \frac{1}{3} \cdot M(\text{Fe}(\text{OH})_3) = \frac{1}{3} \cdot 107 \text{ г/моль} = 35,7 \text{ г/моль}.$$

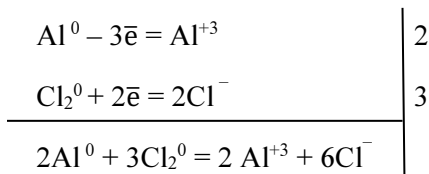
4) В окислительно-восстановительной реакции



найдем окислитель и восстановитель, для этого определим степени окисления элементов:



Степень окисления хлора уменьшается, а алюминия – увеличивается. Следовательно, Cl_2 – окислитель, а Al – восстановитель. Составляем электронные схемы процессов окисления и восстановления:



По электронным схемам процессов определяем количество электронов, принятых (отданных) окислителем (восстановителем) в данной реакции.

Находим молярную массу эквивалентов восстановителя:

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{Al}) = f_{\text{ЭКВ}}(\text{Al}) \cdot M(\text{Al})$$

$$f_{\text{ЭКВ}}(\text{Al}) = \frac{1}{Z} = \frac{1}{3},$$

где Z – число отданных электронов.

$$M(\text{Al}) = 27 \text{ г/моль},$$

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{Al}) = \frac{1}{3} \cdot M(\text{Al}) = \frac{1}{3} \cdot 27 \text{ г/моль} = 9 \text{ г/моль}.$$

Находим молярную массу эквивалентов окислителя:

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{Cl}_2) = f_{\text{ЭКВ}}(\text{Cl}_2) \cdot M(\text{Cl}_2),$$

$$f_{\text{ЭКВ}}(\text{Cl}_2) = \frac{1}{Z} = \frac{1}{2},$$

где Z – число принятых электронов.

$$f_{\text{ЭКВ}}(\text{Cl}_2) = \frac{1}{2}, \quad M(\text{Cl}_2) = 71 \text{ г/моль},$$

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{Cl}_2) = \frac{1}{2} \cdot M(\text{Cl}_2) = \frac{1}{2} \cdot 71 \text{ г/моль} = 35,5 \text{ г/моль}.$$

Тема 2. СТРОЕНИЕ АТОМА

Пример 2.1. Какие квантовые числа характеризуют состояние электрона в многоэлектронном атоме? Какие значения они могут принимать? Приведите возможные значения квантовых чисел l , m_l , m_s при главном квантовом числе $n=2$.

Решение:

Состояние электрона в атоме можно описать с помощью набора квантовых чисел: n , l , m_l , m_s (табл. 2.1).

Таблица 2.1

Характеристика квантовых чисел

№	Квантовое число	Что определяет	Возможные значения	Обозначение
1	Главное, n	Общую энергию электрона на энергетическом уровне, размеры электронной орбитали	Натуральный ряд чисел 1,2,3... и т.д.	1,2,3,4...
2	Орбитальное, l	Энергию электрона на подуровне, пространственную форму электронной орбитали (сфера, гантель и т.д.)	Целые числа от 0 до $(n-1)$ или латинские буквы	0,1,2,3... s, p, d, f, ...
3	Магнитное, m_l	Ориентацию орбитали в пространстве	Целые числа $-l, \dots, 0, \dots, +l$	1s, 2s, 2p _x , 2p _y , 2p _z
4	Спиновое, m_s	Собственный момент количества движения электрона	Два значения $+1/2$ и $-1/2$	↑↓

Для главного квантового числа $n = 2$ орбитальное квантовое число l принимает значения от нуля до $(n-1)$, т.е. 0, 1.

Значения спинового квантового числа m_s составляют: $+1/2$ и $-1/2$. Возможные значения всех квантовых чисел при $n=2$:

Главное квантовое число, n	2			
Орбитальное квантовое число, l	0(s)	1(p)		
Магнитное квантовое число, m_l	0	-1	0	+1
Спиновое квантовое число, m_s	+1/2 -1/2	+1/2 -1/2	+1/2 -1/2	+1/2 -1/2

Пример 2.2. Сформулируйте принцип наименьшей энергии и правило Клечковского. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: 4s или 3d; 4f или 5d?

Решение:

Принцип наименьшей энергии заключается в том, что последовательность размещения электронов по уровням и подуровням атома должна соответствовать наименьшей энергии электрона и атома в целом.

Порядок заполнения электронами атомных орбиталей (АО) определяется правилом В.М. Клечковского, которое учитывает зависимость энергии орбитали от значений главного (n) и орбитального (l) квантовых чисел (табл. 2.2).

Таблица 2.2

Порядок заполнения электронами атомных орбиталей

n	1	2	2	3	3	4	3	4	5	4
l	0	0	1	0	1	0	2	1	0	2
$n + l$	1	2	3	3	4	4	5	5	5	6
орбиталь	1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p	5s	4d

Окончание таблицы 2.2.

n	5	6	4	5	6	7	5	6
l	1	0	3	2	1	0	3	2
$n + l$	6	6	7	7	7	7	8	8
орбиталь	5p	6s	4f	5d	6p	7s	5f	6d

Согласно этим правилам, АО заполняются электронами в порядке последовательного увеличения суммы ($n + l$), а при одинаковых значениях этой суммы – в порядке увеличения n или уменьшения l .

Подуровню 4s отвечает сумма ($n + l$), равная $4 + 0 = 4$, а подуровню 3d – равная $3 + 2 = 5$. Поэтому, в соответствии с правилом Клечковского, раньше заполняется 4s-орбиталь. Последовательность заполнения будет следующая: ... 4s \rightarrow 3d...

Подуровню 4f отвечает сумма ($n + l$), равная $4 + 3 = 7$. Такой же суммой ($n + l$) характеризуется подуровень 5d ($2 + 5$

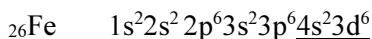
=7). Состоянию 4f отвечает меньшее значение n (n = 4), чем состоянию 5d (n = 5), поэтому 4f-орбиталь будет заполняться раньше, чем 5d (правило Клечковского). Последовательность заполнения электронами орбиталей: ...4f→ 5d

Пример 2.3. Сколько протонов и нейтронов содержат ядра атомов изотопов железа ^{56}Fe и ^{40}K ? Составьте электронную формулу атома железа. Укажите валентные электроны.

Решение:

Заряд ядра атома химического элемента определяется количеством протонов в ядре (порядковый номер элемента в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева). Следовательно, в ядрах атомов изотопа железа находится 26 протонов, а у изотопа калия 19 протонов. Число нейтронов равно разности между массовым числом (массой атома, выраженной в а.е.м.) и числом протонов. Это значит, что в ядрах атомов изотопа ^{56}Fe находится 30 нейтронов ($56 - 26 = 30$, где 56 - массовое число, а 26 - порядковый номер элемента в таблице Д.И. Менделеева, т.е. число протонов), а в ядрах атомов изотопа ^{40}K - 21 нейтрон ($40 - 19 = 21$, где 40 - массовое число, а 19 - порядковый номер элемента в таблице Д.И. Менделеева, т.е. число протонов).

Электронные формулы отражают распределение электронов в атоме по энергетическим уровням и подуровням. При этом каждый электрон занимает тот энергетический подуровень, которому соответствует наименьшая энергия электрона и атома в целом. Элемент с порядковым номером 26, согласно принципу наименьшей энергии и принципу Паули, имеет следующую электронную формулу:



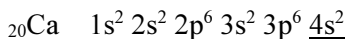
Последний, 26-й электрон атома железа занимает d-орбиталь, следовательно, железо относится к *d-элементам*. Валентные электроны – $4s^2 3d^6$, т.е. s-электроны внешнего и d – электроны предвнешнего слоя.

Пример 2.4. Составьте электронные формулы атомов кальция и ванадия. Определите их валентные электроны. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

Решение:

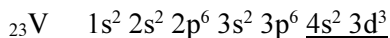
Кальций и ванадий – элементы 4 периода, их атомы имеют четыре электронных слоя, причем четвертый является внешним.

Кальций ($Z = 20$) – элемент IIА подгруппы, следовательно, на его внешний 4s-подуровень поступают два электрона, а предвнешние уровни и подуровни максимально заполнены в соответствии с принципом наименьшей энергии и принципом Паули. Электронная формула кальция:



Последний, 20-й электрон занимает s-орбиталь, следовательно, кальций относится к s-элементам. Валентные электроны – $4s^2$, т.е. s – электроны внешнего слоя.

После заполнения 4s-подуровня электроны поступают на 3d-подуровень (принцип наименьшей энергии) и поэтому электронная формула ванадия, порядковый номер которого 23 (VB подгруппа), будет иметь вид:



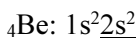
Последний, 23-й электрон занимает d-орбиталь, следовательно, ванадий относится к d-элементам. Валентные электроны – $4s^2 3d^3$, т.е. s-электроны внешнего и d-электроны предвнешнего слоя.

Тема 3. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

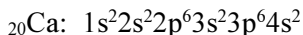
Пример 3.1. Приведите электронные формулы атомов бериллия и кальция. Определите, какой элемент обладает более выраженными металлическими свойствами?

Решение:

Атомы бериллия и кальция – элементы IIА подгруппы таблицы Д.И. Менделеева, значит на их внешние подуровни поступает по два электрона. Бериллий – элемент 2 периода с порядковым номером 4, значит, его атом имеет два электронных уровня, на которых содержатся 4 электрона. Электронная формула атома бериллия выглядит следующим образом:



Кальций – элемент 4 периода с порядковым номером 20, значит, его атом имеет четыре электронных уровня, на которых содержатся 20 электронов. Его электронная формула:



Металлические свойства элементов определяет *энергия ионизации ($E_{\text{и}}$)* – энергия, которая затрачивается для отрыва одного электрона от нейтрального атома в основном состоянии.

Для элементов одной группы энергия ионизации уменьшается сверху вниз вследствие увеличения порядкового номера элементов и эффективных радиусов их атомов. Чем меньше значение энергии ионизации, тем более ярко выраженными металлическими свойствами обладает элемент, что подтверждается справочными значениями: $E_{\text{и}}(\text{Ca}) = 589,53$ кДж/моль; $E_{\text{и}}(\text{Be}) = 900,41$ кДж/моль.

Следовательно, элемент кальций обладает более выраженными металлическими свойствами, чем бериллий.

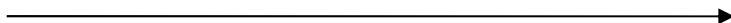
Пример 3.2. Составьте формулы оксидов и гидроксидов элементов 3 - го периода, отвечающих их высшим степеням окисления. Как изменяется их химический характер при переходе от натрия к хлору?

Решение:

Номер группы определяется количеством электронов на внешней оболочке атома (валентных электронов) и, как правило, соответствует высшей степени окисления атома, которая обуславливает форму и свойства образуемых этим элементом оксида и гидроксида. Соответственно, натрий – элемент IA подгруппы, проявляет степень окисления «+1», магний - элемент IIА подгруппы, проявляет степень окисления «+2», алюминий (IIIА подгруппа) проявляет степень окисления «+3», кремний (IVА подгруппа) проявляет степень окисления «+4», фосфор (VA подгруппа) проявляет степень окисления «+5», сера (VIA подгруппа) проявляет степень окисления «+6», хлор (VIIА подгруппа) проявляет степень окисления «+7».

Составляем молекулярные формулы оксидов и гидроксидов этих элементов в высших степенях окисления:

Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇
NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄



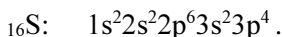
В третьем периоде при переходе от щелочного металла к галогену свойства изменяются от ярко выраженных металлических к неметаллическим у хлора (типичный неметалл). Это соответствует изменению свойств оксидов и гидроксидов от основных (Na₂O, NaOH, MgO, Mg(OH)₂) через амфотерные (Al₂O₃, Al(OH)₃) к кислотным, которые наиболее выражены у Cl₂O₇ и HClO₄.

Пример 3.3. Приведите электронно-графическое изображение валентных электронов атома серы в основном и возбужденном состояниях.

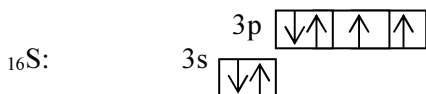
Решение:

Сера – элемент третьего периода с порядковым номером 16. Следовательно, её атом содержит 16 электронов, а валентными являются орбитали третьего электронного уровня, т. е. 3s-, 3p- и вакантные 3d-орбитали.

Электронная формула атома серы в основном состоянии имеет вид:



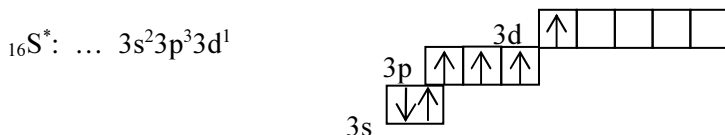
Распределение электронов внешнего энергетического уровня атома серы (учитывая правило Хунда) следующее:



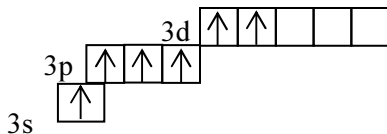
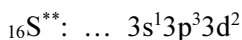
Атом серы в основном состоянии имеет 2 неспаренных электрона, проявляя, таким образом, валентность равную двум.

Возбуждение атома обычно представляет собой разъединение спаренных электронов и переход одного из них с данного подуровня на свободную орбиталь другого подуровня, при этом изменяется спиновое число электрона, который переходит на другой подуровень.

Атомы серы имеют вакантные d-орбитали, поэтому при поглощении энергии электроны с 3s- и 3p-подуровня переходят на свободную орбиталь 3d-подуровня, в результате увеличивается число неспаренных электронов. Таким образом, сера может находиться в двух возбужденных состояниях (обозначается символом элемента со звездочкой):



В этом возбужденном состоянии валентность серы равна IV.



В этом возбужденном состоянии сера шестивалентна.

Тема 4. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Пример 4.1. Определите механизм образования связей в молекуле фтороводорода HF и ионе аммония NH_4^+ .

Решение:

В зависимости от распределения электронной плотности между атомами в веществах различают три основных типа связи – *ковалентную, ионную и металлическую*.

Ковалентная связь образуется между атомами одного и того же неметалла, либо между атомами элементов, незначительно отличающихся по электроотрицательности, и возникает в результате образования общих электронных пар между двумя атомами. Слово «ковалентная» дословно означает «объединенная». Известны два механизма образования ковалентной связи: *обменный и донорно-акцепторный*.

Обменный механизм – это механизм, при котором каждый атом предоставляет для образования связи свои *неспаренные электроны*.

Донорно-акцепторный механизм – это механизм образования химической связи за счет *неподеленной электронной пары* одного атома и *свободной орбитали* другого атома. Атом, предоставляющий для образования связи электронную пару, называют *донором*, а атом, предоставляющий орбиталь, – *акцептором*.

Рассмотрим механизм образования ковалентной связи на примере молекулы HF.

Обычно это делают следующим образом.

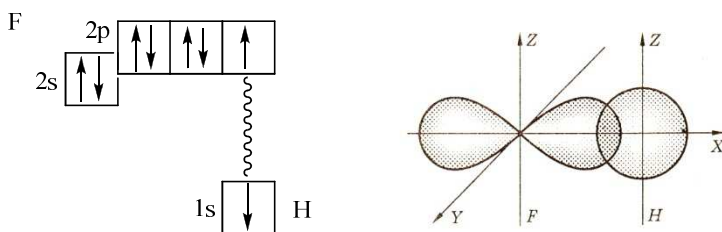
1. Приводят схему образования молекулы:



2. Записывают электронные формулы, представляющие электронную структуру атомов, участвующих в образовании молекулы:



3. Записывают электронно-графические формулы валентного слоя этих атомов и указывают на образование общей электронной пары волнистой линией. Приводят пространственную схему образования связей в молекуле HF.

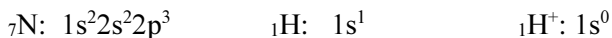


Из рисунка видно, что образование связи в молекуле HF происходит за счет неспаренных электронов атомов фтора и водорода, что соответствует *обменному механизму образования*. Электронные орбитали, участвующие в образовании связи, *не перекрываются по условной линии, соединяющей центры атомов*. Такую связь называют *сигма-связью* и обозначают буквой σ .

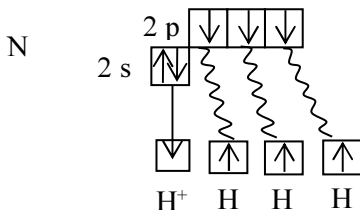
Рассмотрим механизм образования иона аммония NH_4^+ из молекулы аммиака и иона водорода. Будем придерживаться в рассуждениях последовательности, принятой для первого механизма:

1. Схема образования иона аммония: $\text{NH}_4^+ : \text{NH}_3 + \text{H}^+$

2. Электронные формулы атомов азота, водорода и иона водорода:



3. Электронно-графические формулы валентного слоя этих атомов:



При сближении молекулы аммиака и иона водорода неподделенная пара электронов атома азота занимает вакантную орбиталь иона водорода. Это приводит к возникновению общей электронной пары и, следовательно, к образованию ковалентной химической связи между ними *по донорно-акцепторному механизму*. Атом азота является **донором**, атом водорода – **акцептором**.

Пример 4.2. Определите с помощью метода валентных связей строение молекул CCl_4 и SO_3 .

Решение:

Для установления геометрической структуры молекул по типу гибридизации орбиталей центрального атома действуем следующим образом:

1. Приводим схему образования молекулы.
2. Определяем центральный атом в молекуле и его валентность. Центральный атом – это атом, вокруг которого располагаются другие атомы. У него большая валентность, чем у окружающих его атомов, а, следовательно, число таких атомов минимальное.
3. По числу частиц, с которыми связан центральный атом, устанавливаем число σ -связей и число гибридных орбиталей (оно равно числу σ -связей).
4. Приводим электронно-графическую формулу центрального атома в возбужденном состоянии, соответствующем

валентности, и электронно-графические формулы связанных с ним частиц.

5. Определяем тип гибридизации и геометрию молекулы. Для этого отсчитываем число электронных орбиталей с неспаренными электронами, равное числу σ -связей, включая и s-орбитали, даже если они заняты парой электронов (т.к. s-орбиталь всегда участвует в гибридизации).

6. Определяем число π -связей как разность между числом валентных электронов и числом σ -связей.

7. Определяем кратность связей (КС):

$$КС = 1 + \frac{N(\pi)}{N(\sigma)}$$

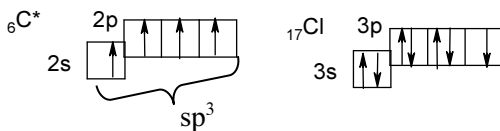
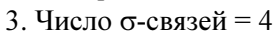
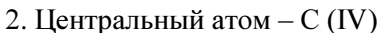
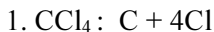
где $N(\pi)$ – число оставшихся на валентных орбиталях неспаренных электронов, которые участвуют в образовании π -связей;

$N(\sigma)$ – число отсчитанных неспаренных электронов, которые участвуют в образовании σ -связей.

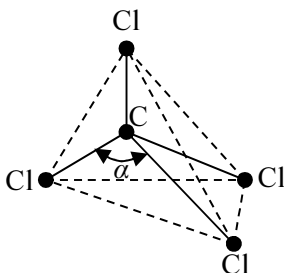
Если КС – целое число, то связь локализована (распределена) между двумя атомами. Дробное значение КС указывает на то, что связь делокализована, т.е. объединяет более двух атомов (в структурных формулах она обозначается пунктиром).

8. Приводим схему образования связей в молекуле.

Установим, используя приведенную схему, пространственную структуру молекулы CCl_4 .



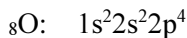
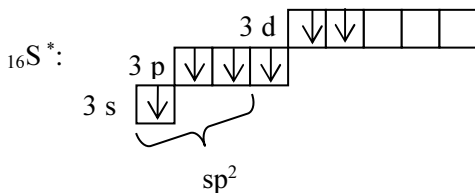
5. Определяем тип гибридизации: у центрального атома определяем число электронных орбиталей с неспаренными электронами, равное числу σ -связей (4), включая и s-орбиталь. Получаем sp^3 – гибридизацию. Следовательно, гибридные орбитали имеют тетраэдрическое направление с углом между связями $\alpha = 109,5^\circ$.



6. π -связей нет.

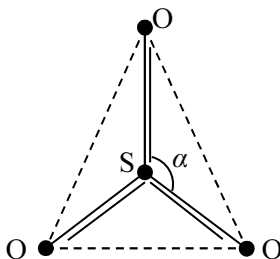
Установим пространственную структуру молекулы SO_3 .

1. $SO_3 : S + 3O$
2. Центральный атом – S (VI)
3. Число σ -связей = 3
4. ${}_{16}S^* : \dots 3s^1 3p^3 3d^2$



5. Определяем тип гибридизации: у центрального атома определяем число электронных орбиталей с неспаренными электронами, равное числу σ -связей (3), включая и s-орбиталь. Получаем sp^2 – гибридизацию. Гибридные орбитали направлены в пространстве под углом 120° . Молекула SO_3 имеет форму плоского треугольника.

6. Определяем число π -связей как разность между числом валентных электронов (в нашем случае 6) и числом σ -связей (в нашем случае 3). Значит π -связей – 3. Следовательно, каждый атом кислорода связан с атомом серы дополнительно π -связью.



Определяем кратность связи: $KC = 1 + \frac{N(\pi)}{N(\sigma)} = 1 + \frac{3}{3} = 2$

Кратность связи – целое число, следовательно, образующаяся π -связь локализована, т.е. принадлежит двум атомам. Кратность связи равна 2. Это значит, что между атомом серы и каждым атомом кислорода образуется 2 связи: σ -связь и π -связь.

Тема 5. ЗАКОНОМЕРНОСТИ ПРОТЕКАНИЯ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

Пример 5.1. Исходя из стандартных энтальпий образования ($\Delta H_{f,298}^0$) и абсолютных стандартных энтропий (S_{298}^0) соответствующих веществ, вычислите изменение энергии Гиббса реакции $CH_{4(r)} + 3CO_{2(r)} = 4CO_{(r)} + 2H_2O_{(r)}$ и определите направление процесса при стандартных условиях.

Решение:

Для выполнения расчетов необходимы величины, харак-

термодинамические свойства веществ, участвующих в реакции, определенные при стандартных условиях ($P = 101\,325\text{ Па}$, $T = 298\text{ К}$): ΔH_f^0 - стандартные теплоты образования, S_{298}^0 - стандартные энтропии (Приложение 1).

В основе термодинамических расчетов лежит *следствие закона Гесса*: тепловой эффект реакции равен сумме стандартных теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы стандартных теплот образования исходных веществ, с учетом стехиометрических коэффициентов.

$$\Delta H_{298}^0 = \sum n_i \Delta H_{f,298}^0(\text{продуктов}) - \sum n_g \Delta H_{f,298}^0(\text{исход. веществ})$$

а) Определяем тепловой эффект реакции (ΔH_{298}^0), используя первое следствие закона Гесса:

$$\Delta H_{298}^0 = 4\Delta H_{f,298}^0(\text{CO}) + 2\Delta H_{f,298}^0(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_{f,298}^0(\text{CH}_4) - 3\Delta H_{f,298}^0(\text{CO}_2).$$

Подставляя справочные значения $\Delta H_{f,298}^0$ соответствующих веществ, получаем:

$$\begin{aligned} \Delta H_{298}^0 &= 4(-110,53) + 2(-241,81) - (-74,85) - 3(-393,51) = \\ &= 329,64\text{ кДж} \end{aligned}$$

Рассчитанное значение $\Delta H_{298}^0 > 0$, следовательно, прямая реакция протекает с поглощением тепла (эндотермическая), а обратная реакция протекает с выделением тепла (экзотермическая).

б) Вычисляем изменение энтропии реакции (ΔS_{298}^0):

$$\Delta S_{298}^0 = \sum n_i S_{298}^0(\text{продуктов}) - \sum n_g S_{298}^0(\text{исходных веществ})$$

$$\begin{aligned} \Delta S_{298}^0 &= 4S_{298}^0(\text{CO}) + 2S_{298}^0(\text{H}_2\text{O}) - S_{298}^0(\text{CH}_4) - 3S_{298}^0(\text{CO}_2) \\ \Delta S_{298}^0 &= 4 \cdot 197,55 + 2 \cdot 188,72 - 186,27 - 3 \cdot 213,66 = \\ &= 340,39\text{ Дж/К}. \end{aligned}$$

Возрастание энтропии в ходе прямой реакции связано с увеличением числа частиц в газообразном состоянии в продуктах реакции ($\Delta n = 6 - 4 = 2$ моль).

в) Вычисляем изменение энергии Гиббса (ΔG^0_{298}):
Расчет ΔG^0_{298} можно выполнить двумя способами.

Способ 1. По стандартным значениям энергии Гиббса образования веществ:

$$\begin{aligned}\Delta G^0_{298} &= 4\Delta G^0_{f,298}(\text{CO}) + 2\Delta G^0_{f,298}(\text{H}_2\text{O}) - \Delta G^0_{f,298}(\text{CH}_4) - \\ &\quad - 3\Delta G^0_{f,298}(\text{CO}_2); \\ \Delta G^0_{298} &= 4 \cdot (-137,18) + 2 \cdot (228,61) - (-50,85) - 3 \cdot (-394,37) = \\ &= 228,14 \text{ кДж.}\end{aligned}$$

Способ 2. По известному термодинамическому соотношению:

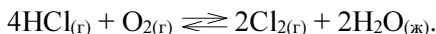
$$\Delta G^0_{298} = \Delta H^0_{298} - T \Delta S^0_{298}.$$

$$\Delta G^0_{298} = 329,64 - 298 \cdot 340,39 \cdot 10^{-3} = 228,20 \text{ кДж.}$$

Определяем направление процесса в стандартных условиях: при $P = \text{const}$ и $T = \text{const}$ самопроизвольно протекают только те процессы, которые сопровождаются уменьшением энергии Гиббса ($\Delta G^0_{298} < 0$).

Изменение энергии Гиббса получилось положительным ($\Delta G^0_{298} = + 228,14$ кДж), значит, при стандартных условиях данная реакция будет протекать самопроизвольно в обратном направлении, в сторону образования CH_4 и CO_2 .

Пример 5.2. Напишите выражение константы равновесия для системы:



Применяя принцип Ле Шателье, определите, как необходимо изменить: а) температуру; б) давление; в) концентрации исходных веществ, чтобы сместить равновесие в сторону продуктов реакции.

Решение:

Напишем выражение константы равновесия. Для гетерогенных реакций с участием газообразных веществ константа равновесия (K_c) выражается через концентрации только газообразных реагентов:

$$K_c = \frac{[\text{Cl}_2]^2}{[\text{HCl}]^4 \cdot [\text{O}_2]}$$

где $[\text{Cl}_2]$, $[\text{HCl}]$, $[\text{O}_2]$ – равновесные молярные концентрации веществ, моль/дм³.

Изменение условий для смещения равновесия в системе следует производить исходя из принципа Ле Шателье (принципа противодействия): *если на систему, находящуюся в равновесии, произвести действие извне, то в системе возникают силы, чтобы свести это действие к минимуму.*

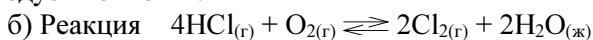
а) согласно принципу Ле Шателье при понижении температуры равновесие смещается в сторону экзотермической реакции ($\Delta H < 0$). При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции ($\Delta H > 0$).

Используя первое следствие закона Гесса, рассчитаем тепловой эффект данной реакции:

$$\Delta H_{298}^0 = 2\Delta H_{f,298}^0(\text{Cl}_{2(r)}) + 2\Delta H_{f,298}^0(\text{H}_2\text{O}_{(ж)}) - 4\Delta H_{f,298}^0(\text{HCl}_{(r)}) - \Delta H_{f,298}^0(\text{O}_{2(r)})$$

$$\Delta H_{298}^0 = 2 \cdot 0 + 2 \cdot (-285,83) - 4 \cdot (-92,31) - 0 = -202,42 \text{ кДж.}$$

Чтобы сместить равновесие в сторону прямой реакции, которая является экзотермической ($\Delta H < 0$), температуру системы следует понизить.



5 моль

2 моль

протекает с уменьшением числа моль газообразных веществ, поэтому давление в системе следует повысить. При этом объем

системы уменьшится, концентрации веществ увеличатся. В результате скорость прямой реакции будет больше, чем обратной, и равновесие сместится вправо.

в) Для смещения равновесия в сторону образования продуктов следует увеличить концентрации исходных веществ (HCl и O_2), что приведет к увеличению скорости прямой реакции.

Следовательно, чтобы сместить равновесие в сторону продуктов реакции, следует: а) понизить температуру; б) повысить давление; в) увеличить концентрации исходных веществ.

Тема 6. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРОВ

Пример 6.1. Рассчитайте молярную концентрацию, моляльность, молярную долю карбоната калия в водном растворе с массовой долей растворенного вещества 24 % и плотностью раствора $1,232 \text{ г/см}^3$.

<p><i>Дано:</i></p> <p>$\omega(\text{K}_2\text{CO}_3) = 24 \%$</p> <p>$\rho = 1,232 \text{ г/см}^3$</p> <hr style="border: 0.5px solid black;"/> <p>$\text{C}(\text{K}_2\text{CO}_3) - ?$</p> <p>$\text{В}(\text{K}_2\text{CO}_3) - ?$</p> <p>$\chi(\text{K}_2\text{CO}_3) - ?$</p>	<p><i>Решение:</i></p> <p>Массовая доля карбоната калия в % показывает, сколько граммов растворенного вещества содержится в 100 г раствора, т.е.</p> <p>$m_p = 100 \text{ г}; m(\text{K}_2\text{CO}_3) = 24 \text{ г}$, тогда:</p> <p>$m(\text{H}_2\text{O}) = m_p - m(\text{K}_2\text{CO}_3) =$ $= 100 \text{ г} - 24 \text{ г} = 76 \text{ г}$.</p>
--	---

Молярная доля растворенного вещества в растворе выражается отношением количества вещества карбоната калия к общему количеству веществ в растворе:

$$\chi(\text{K}_2\text{CO}_3) = \frac{n(\text{K}_2\text{CO}_3)}{n(\text{K}_2\text{CO}_3) + n(\text{H}_2\text{O})},$$

где $n(\text{K}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{K}_2\text{CO}_3)}{M(\text{K}_2\text{CO}_3)} = \frac{24 \text{ г}}{138 \text{ г/моль}} = 0,17 \text{ моль}$.

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{76 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 4,22 \text{ моль.}$$

тогда:

$$\chi(\text{K}_2\text{CO}_3) = \frac{0,17}{0,17 + 4,22} = 0,039.$$

Молярность карбоната калия в растворе равна отношению числа моль этого вещества к массе воды (в кг):

$$V(\text{K}_2\text{CO}_3) = \frac{n(\text{K}_2\text{CO}_3)}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{0,17 \text{ моль}}{0,076 \text{ кг}} = 2,24 \text{ моль/кг.}$$

Молярную концентрацию растворенного вещества получим из выражения:

$$C(\text{K}_2\text{CO}_3) = \frac{n(\text{K}_2\text{CO}_3)}{V_p}, \text{ где}$$

$$V_p = \frac{m_p}{\rho} = \frac{100 \text{ г}}{1,232 \text{ г/см}^3} = 81 \text{ см}^3 = 0,081 \text{ дм}^3.$$

$$C(\text{K}_2\text{CO}_3) = \frac{0,17 \text{ моль}}{0,081 \text{ дм}^3} = 2,09 \text{ моль/дм}^3.$$

Пример 6.2. Определите молярную концентрацию эквивалентов и массовую долю растворенного вещества в растворе, полученном при растворении 2 г хлорида алюминия в 0,098 дм³ воды (плотность раствора 1,016 г/см³).

Дано:

$$m(\text{AlCl}_3) = 2 \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 0,098 \text{ дм}^3$$

$$\rho = 1,016 \text{ г/см}^3$$

$$\omega(\text{AlCl}_3) - ?$$

$$C_{\text{эkv}}(\text{AlCl}_3) - ?$$

Решение:

Находим массовую долю хлорида алюминия в растворе:

$$\omega(\text{AlCl}_3) = \frac{m(\text{AlCl}_3)}{m_p} \cdot 100\%,$$

где

$$m_p = m(\text{AlCl}_3) + m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{AlCl}_3) + \rho(\text{H}_2\text{O}) \cdot V(\text{H}_2\text{O}) = \\ = 2 \text{ г} + 1 \text{ г/см}^3 \cdot 98 \text{ см}^3 = 100 \text{ г}.$$

Тогда:

$$\omega(\text{AlCl}_3) = \frac{2 \text{ г}}{100 \text{ г}} \cdot 100 \% = 2 \%.$$

Вычисляем молярную концентрацию эквивалентов хлорида алюминия в растворе:

$$C_{\text{ЭКВ}}(\text{AlCl}_3) = z \cdot C(\text{AlCl}_3) = \frac{z \cdot m(\text{AlCl}_3)}{M(\text{AlCl}_3) \cdot V_p}, \text{ где}$$

z - число эквивалентности.

$$V_p = \frac{m_p}{\rho} = \frac{100 \text{ г}}{1,016 \text{ г/см}^3} = 98 \text{ см}^3 = 0,098 \text{ дм}^3,$$

Следовательно:

$$C_{\text{ЭКВ}}(\text{AlCl}_3) = \frac{3 \cdot 2 \text{ г}}{133,5 \text{ г/моль} \cdot 0,098 \text{ дм}^3} = 0,46 \text{ моль/дм}^3.$$

Пример 6.3. К 200 см^3 водного раствора гидроксида натрия с массовой долей растворенного вещества 35% (плотность раствора $1,320 \text{ г/см}^3$) прибавили 150 см^3 воды. Определите массовую долю и моляльность вещества в этом растворе.

Дано:

$$V_{p1} = 200 \text{ см}^3$$

$$\omega_1(\text{NaOH}) = 35 \%$$

$$\rho_1 = 1,320 \text{ г/см}^3$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 150 \text{ см}^3$$

$$\omega_2(\text{NaOH}) - ?$$

$$B_2(\text{NaOH}) - ?$$

Решение:

При разбавлении растворов масса растворенного вещества остается постоянной. Поэтому находим $m(\text{NaOH})$ в исходном растворе:

$$\omega_1(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{m_{p1}} \cdot 100\%,$$

где $m_{p_1} = V_{p_1} \cdot \rho = 200 \text{ см}^3 \cdot 1,320 \text{ г/см}^3 = 264 \text{ г}$.

Тогда:

$$m(\text{NaOH}) = \frac{\omega_1(\text{NaOH}) \cdot m_{p_1}}{100\%} = \frac{35\% \cdot 264 \text{ г}}{100\%} = 92,4 \text{ г}.$$

После разбавления масса раствора m_{p_1} увеличилась на массу прибавленной воды:

$$m_{p_2} = m_{p_1} + m(\text{H}_2\text{O}),$$

где $m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O}) \cdot \rho(\text{H}_2\text{O}) = 150 \text{ см}^3 \cdot 1 \text{ г/см}^3 = 150 \text{ г}$.

Тогда:

$$m_{p_2} = 264 \text{ г} + 150 \text{ г} = 414 \text{ г}.$$

Вычисляем массовую долю гидроксида натрия в полученном растворе:

$$\omega_2(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{m_{p_2}} \cdot 100\% = \frac{92,4 \text{ г}}{414 \text{ г}} \cdot 100\% = 22,32\%.$$

Моляльность гидроксида натрия в растворе равна отношению числа моль этого вещества к массе воды (в кг):

$$B_2(\text{NaOH}) = \frac{n(\text{NaOH})}{m(\text{H}_2\text{O})},$$

$$\text{где } n(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = \frac{92,4 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 2,31 \text{ моль},$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{p_2} - m(\text{NaOH}) = 414 \text{ г} - 92,4 \text{ г} = 321,6 \text{ г} = 0,322 \text{ кг}.$$

Тогда:

$$B_2(\text{NaOH}) = \frac{2,31 \text{ моль}}{0,322 \text{ кг}} = 7,17 \text{ моль/кг}.$$

Тема 7. СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Пример 7.1. Напишите уравнение электролитической диссоциации электролитов CH_3COOH , $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_2SO_4 , NaHCO_3 в водном растворе. Для слабых электролитов составьте выражения констант диссоциации и приведите их справочное значение.

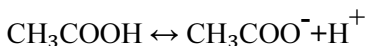
Решение:

Различают сильные и слабые электролиты. Критерием деления электролитов на сильные и слабые является их полная или частичная диссоциация.

Сильные электролиты диссоциированы нацело. Поэтому в растворе они находятся в виде ионов. Процесс диссоциации для них является необратимым.

Слабые электролиты диссоциируют частично. Они находятся в растворе в виде недиссоциированных молекул и гидратированных ионов, между которыми устанавливаются динамическое равновесие.

а) CH_3COOH – уксусная кислота. Является слабым электролитом. Диссоциирует по уравнению:



Равновесие диссоциации смещено влево, потому что в растворе слабого электролита преобладают недиссоциировавшие молекулы. Выражение константы диссоциации уксусной кислоты имеет вид:

$$K_{\text{дисс}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

б) $\text{Pb}(\text{OH})_2$ - гидроксид свинца(II). Двухкислотное основание. Является слабым электролитом. Диссоциация протекает ступенчато.

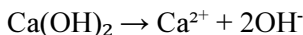
I ступень: $\text{Pb}(\text{OH})_2 \leftrightarrow \text{PbOH}^+ + \text{OH}^-$

$$K_{\partial 1} = \frac{[\text{PbOH}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{Pb}(\text{OH})_2]} = 5,0 \cdot 10^{-4}$$

II ступень: $\text{PbOH}^+ \leftrightarrow \text{Pb}^{2+} + \text{OH}^-$

$$K_{\partial 2} = \frac{[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{PbOH}^+]} = 1,4 \cdot 10^{-8}$$

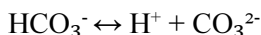
в) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ - гидроксид кальция. Является сильным электролитом, уравнение его диссоциации имеет вид:



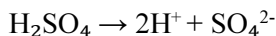
г) NaHCO_3 - гидрокарбонат натрия, кислая соль, образованная слабой кислотой. Такие соли в водном растворе сначала диссоциируют нацело:



Затем диссоциирует гидроанион:



д) H_2SO_4 - серная кислота. Является сильным электролитом. Уравнение её диссоциации имеет вид:



Пример 7.2. Напишите уравнения реакций (в молекулярной и ионно-молекулярной формах), протекающих в водном растворе между иодидом калия и нитратом свинца(II).

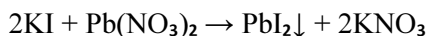
Решение:

Реакции обмена в водных растворах электролитов – это реакции между их ионами (точнее, гидратированными ионами).

Они протекают обычно с большой скоростью, и равновесие в них смещается в сторону малодиссоциирующих частиц (молекул слабого электролита, комплексных ионов) и малорастворимых веществ (осадков или газов).

В рассматриваемом примере равновесие реакции обмена смещено в сторону образования малорастворимой соли иодида свинца(II).

1. Составим молекулярное уравнение взаимодействия водных растворов иодида калия и нитрата свинца(II):

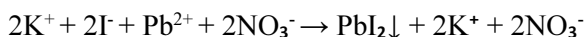


Молекулярные уравнения не отражают химической сущности реакций ионного обмена. Поэтому для них составляют вспомогательные ионно - молекулярные уравнения по следующим правилам:

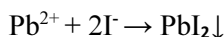
1) Растворимые сильные электролиты записывают в виде отдельных составляющих их ионов;

2) Малодиссоциирующие частицы (молекулы слабого электролита, комплексные ионы) и малорастворимые вещества (газы, осадки) – в недиссоциированном виде, независимо от того, являются ли они исходными веществами или продуктами реакции.

2. Используя указанные правила, составим ионно - молекулярную схему реакции:



Исключив те ионы, которые не приняли участия в химическом взаимодействии, получим ионно - молекулярное уравнение:



В тех случаях, когда малодиссоциирующие частицы, малорастворимые вещества имеются как среди исходных веществ, так и среди образующихся, равновесие смещается в направле-

нии наиболее полного связывания ионов (их наименьшей концентрации в растворе).

Пример № 7.3. Рассчитайте значение рН и рОН водных растворов с заданной концентрацией растворимого вещества:

а) азотной кислоты с молярной концентрацией $2,0 \cdot 10^{-5}$ моль/дм³;

б) гидроксида калия с молярной концентрацией 2,5 моль/дм³;

в) фтороводородной кислоты с молярной концентрацией $2,0 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³;

г) гидроксида аммония с молярной концентрацией $1,0 \cdot 10^{-2}$ моль/дм³.

Решение:

Для характеристики кислотности разбавленных растворов применяют величину рН (водородный показатель):

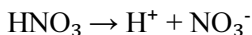
$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+].$$

По аналогии определяют и рОН:

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-],$$

где $[\text{H}^+]$ и $[\text{OH}^-]$ – равновесные молярные концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов.

а) HNO_3 – сильный электролит. В растворе полностью диссоциирует на ионы:



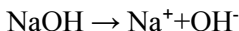
Из 1 моль HNO_3 образуется 1 моль H^+ , следовательно, равновесная молярная концентрация H^+ численно равна молярной концентрации HNO_3 в растворе:

$$[\text{H}^+] = C(\text{HNO}_3) = 2,0 \cdot 10^{-5} \text{ моль/дм}^3,$$

тогда $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 2 \cdot 10^{-5} = -(\lg 2 + \lg 10^{-5}) = 4,7$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 4,7 = 9,3$$

б) NaOH – сильный электролит. В растворе диссоциирует нацело:



1 моль NaOH дает 1 моль OH^- , следовательно, молярная концентрация NaOH численно равна равновесной молярной концентрации OH^- .

$$[\text{OH}^-] = C(\text{NaOH}) = 2,5 \cdot 10^{-5} \text{ моль/дм}^3$$

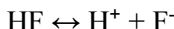
Находим величину pOH:

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 2,5 \cdot 10^{-5} = -(\lg 2,5 + \lg 10^{-5}) = 4,6$$

Затем рассчитываем pH:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,6 = 9,4$$

в) HF – слабый электролит. В растворе частично диссоциирует на ионы:



Определяем степень диссоциации $\alpha_{\text{д}}$ фтороводородной кислоты в указанном растворе:

$$\alpha_{\text{д}} = \sqrt{\frac{K_{\text{д}}(\text{HF})}{C(\text{HF})}}$$

Подставляя значения $K_{\text{д}}(\text{HF}) = 6,6 \cdot 10^{-4}$, $C(\text{HF}) = 2,0 \cdot 10^{-1}$ моль/дм³, получаем:

$$\alpha_{\text{д}} = \sqrt{\frac{6,6 \cdot 10^{-4}}{2,0 \cdot 10^{-2}}} = 1,81 \cdot 10^{-1}$$

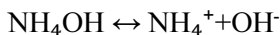
Далее находим равновесную молярную концентрацию катионов водорода $[\text{H}^+]$ и значения pH и pOH:

$$[\text{H}^+] = \alpha_{\text{д}} \cdot C(\text{HF}) = 1,81 \cdot 10^{-1} \cdot 2 \cdot 10^{-2} = 3,6 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 3,6 \cdot 10^{-3} = -(\lg 3,6 + \lg 10^{-3}) = 2,4$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 2,4 = 11,6$$

д) NH_4OH – слабый электролит. Запишем уравнение его электролитической диссоциации:



Вычисляем степень диссоциации NH_4OH в указанном растворе

$$\alpha_{\text{д}} = \sqrt{\frac{K_{\text{д}}(\text{NH}_4\text{OH})}{C(\text{NH}_4\text{OH})}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{1 \cdot 10^{-2}}} = 4,2 \cdot 10^{-2}.$$

Тогда равновесная молярная концентрация гидроксид – ионов равна:

$$[\text{OH}^-] = \alpha_{\text{д}} \cdot C(\text{NH}_4\text{OH}) = 4,24 \cdot 10^{-2} \cdot 1 \cdot 10^{-2} = 4,24 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3.$$

Рассчитываем значение рН и рОН:

$$\text{рОН} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 4,24 \cdot 10^{-4} = -(\lg 4,24 + \lg 10^{-4}) = 3,37.$$

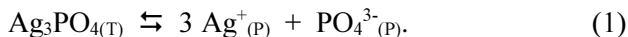
$$\text{рН} = 14 - \text{рОН} = 14 - 3,37 = 10,63.$$

Тема 8. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ

Пример 8.1. Растворимость ортофосфата серебра(I) Ag_3PO_4 при 20°C равна $1,6 \cdot 10^{-5}$ моль/дм³. Рассчитайте произведение растворимости Ag_3PO_4 при этой температуре.

Решение:

В насыщенном растворе малорастворимого электролита Ag_3PO_4 устанавливается гетерогенное равновесие между твердой фазой (осадком) и раствором:



В этом растворе произведение равновесных молярных концентраций ионов, взятых в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам, при данной температуре есть вели-

чина постоянная, называемая произведением растворимости (ПР):



При диссоциации 1 моль Ag_3PO_4 (см. уравнение 1) образуется 3 моль ионов Ag^+ и 1 моль ионов PO_4^{3-} , поэтому концентрация ионов PO_4^{3-} равна растворимости Ag_3PO_4 , а концентрация ионов Ag^+ - в 3 раза больше:

$$[\text{PO}_4^{3-}] = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ моль/дм}^3; \quad [\text{Ag}^+] = 3 \cdot 1,6 \cdot 10^{-5} = 4,8 \cdot 10^{-5} \text{ моль/дм}^3.$$

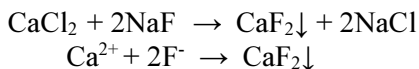
Тогда произведение растворимости будет равно:

$$\text{ПР Ag}_3\text{PO}_4 = (4,8 \cdot 10^{-5})^3 \cdot 1,6 \cdot 10^{-5} = 1,8 \cdot 10^{-18}.$$

Пример 8.2. Определите, образуется ли осадок CaF_2 при смешивании $0,5 \text{ дм}^3$ раствора CaCl_2 с молярной концентрацией $0,002 \text{ моль/дм}^3$ и $0,5 \text{ дм}^3$ раствора NaF с молярной концентрацией $0,1 \text{ моль/дм}^3$. Произведение растворимости CaF_2 при 25°C равно $4,0 \cdot 10^{-11}$.

Решение:

Запишем молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции:



Выпадение осадка малорастворимого электролита из раствора происходит, когда произведение концентраций его ионов, взятых в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, превышает произведение растворимости данного электролита:

$$C(\text{Ca}^{2+}) \cdot C^2(\text{F}^-) > \text{ПРCaF}_2 = 4,0 \cdot 10^{-11}.$$

Определим концентрации ионов Ca^{2+} и F^- в общем растворе. Считаем, что при смешивании равных объемов растворов

двух солей объем общего раствора увеличился вдвое. Следовательно, концентрации обеих солей уменьшились в два раза:

$$C(\text{NaF})=0,05 \text{ моль/дм}^3, \quad C(\text{CaCl}_2)=0,001 \text{ моль/дм}^3.$$

В соответствии с уравнением диссоциации ($\text{NaF} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{F}^-$) концентрация ионов фтора: $C(\text{F}^-) = C(\text{NaF}) = 0,05 \text{ моль/дм}^3$. Согласно уравнению диссоциации ($\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$) концентрация ионов кальция: $C(\text{Ca}^{2+}) = C(\text{CaCl}_2) = 0,001 \text{ моль/дм}^3$.

Найдем произведение концентраций ионов Ca^{2+} и F^- , присутствующих в растворе, и сравним его с ПРСаF₂:

$$C(\text{Ca}^{2+}) \cdot C^2(\text{F}^-) = 0,001 \cdot (0,05)^2 = 2,5 \cdot 10^{-6}.$$

$$2,5 \cdot 10^{-6} > 4,0 \cdot 10^{-11}, \text{ поэтому осадок CaF}_2 \text{ образуется.}$$

Пример 8.3. Произведение растворимости иодида свинца(II) при 20 °С равно $8 \cdot 10^{-9}$. Вычислите растворимость этой соли в моль/дм³ и в г/дм³.

Решение:

Запишем уравнение диссоциации соли:



Обозначим искомую растворимость соли через S (моль/дм³). Тогда в насыщенном растворе PbI_2 содержится S моль/дм³ ионов Pb^{2+} и $2S$ моль/дм³ ионов I^- , и выражение ПР будет иметь вид:

$$\text{ПР}(\text{PbI}_2) = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2 = S \cdot (2S)^2 = 4 S^3.$$

$$\text{Отсюда } S = \sqrt[3]{\frac{\text{ПР}_{\text{PbI}_2}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{8 \cdot 10^{-9}}{4}} = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3.$$

Поскольку молярная масса PbI_2 равна 461 г/моль, то растворимость PbI_2 в г/дм³ составит:

$$1,3 \cdot 10^{-3} \cdot 461 = 0,6 \text{ (г/дм}^3\text{)}.$$

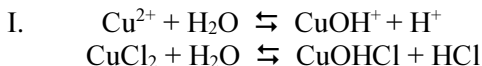
Тема 9. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Пример 9.1. Какие из приведенных солей подвергаются гидролизу: CuCl_2 , Na_2S , K_2SO_4 ? Напишите молекулярные и ионно – молекулярные уравнения гидролиза этих солей и укажите реакцию среды их водных растворов (кислая, щелочная).

Решение:

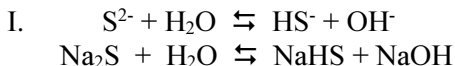
Гидролиз соли – это реакция обменного взаимодействия ионов соли с водой, приводящая к образованию малодиссоциирующих частиц (молекул или ионов) и, как правило, изменению рН среды.

Хлорид меди(II) CuCl_2 – соль сильной кислоты HCl и слабого двухкислотного основания $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Эта соль гидролизуеться по катиону с образованием малодиссоциирующих гидроксокатионов меди CuOH^+ и накоплением в растворе ионов водорода H^+ . Обратимый гидролиз многозарядных ионов протекает ступенчато и при обычных условиях, главным образом, идет только по первой ступени:



Водный раствор хлорида меди(II) имеет кислую реакцию среды ($\text{pH} < 7$).

Сульфид натрия Na_2S – соль сильного основания NaOH и слабой двухосновной кислоты H_2S . Такая соль обратимо гидролизуеться по аниону с образованием малодиссоциирующих гидросульфид-анионов HS^- и накоплением OH^- - ионов в растворе. Первой ступени гидролиза Na_2S соответствуют следующие ионно-молекулярное и молекулярное уравнения:



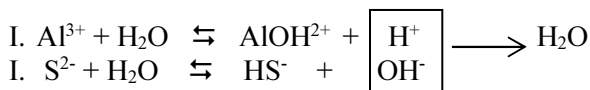
Водный раствор сульфида натрия имеет щелочную реакцию среды ($\text{pH} < 7$).

Соль K_2SO_4 образована сильной кислотой H_2SO_4 и сильным основанием KOH , гидролизу не подвергается, pH среды не меняется (pH=7).

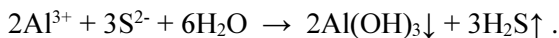
Пример 9.2. Объясните, почему при сливании водных растворов хлорида алюминия и сульфида натрия в осадок выпадает гидроксид алюминия. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения протекающей реакции.

Решение:

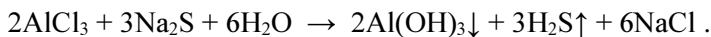
В водных растворах $AlCl_3$ и Na_2S , взятых порознь, процесс гидролиза практически останавливается на первой степени:



Если смешать растворы этих солей, то ионы H^+ и OH^- взаимодействуют между собой с образованием малодиссоциированных молекул воды H_2O . Это, в соответствии с принципом Ле Шателье, приводит к взаимному усилению гидролиза, смещает оба равновесия гидролиза солей вправо и приводит к образованию осадка амфотерного гидроксида алюминия $Al(OH)_3$ и сероводорода H_2S :



Молекулярное уравнение реакции:



Пример 9.3. Вычислите pH водных растворов:

- хлорида аммония с молярной концентрацией $0,01$ моль/дм³;
- гипохлорита натрия с молярной концентрацией $0,02$ моль/дм³.

Решение:

а) Хлорид аммония NH_4Cl – соль, образованная слабым основанием NH_4OH и сильной кислотой HCl , и её раствор, вследствие гидролиза по катиону NH_4^+ , должен иметь кислую реакцию, т.е. $\text{pH} < 7$. Чтобы определить значение pH , нужно найти степень гидролиза α_r , а для этого необходима константа гидролиза K_r . Таким образом, последовательность решения: 1) написать уравнение гидролиза, 2) найти K_r , 3) найти α_r , 4) определить $[\text{H}^+]$, 5) вычислить pH .

1) Напишем уравнение гидролиза в ионно-молекулярной форме: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$.

2) Находим константу гидролиза соли NH_4Cl , взяв значение константы диссоциации $K_d(\text{NH}_4\text{OH})$ в Приложении 2 или в справочниках:

$$K_r = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_d(\text{NH}_4\text{OH})} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10},$$

где $K_d(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_{\text{H}_2\text{O}}$ – ионное произведение воды, равное $1 \cdot 10^{-14}$.

3) Находим степень гидролиза соли (α_r) – долю ионов соли, вступивших в реакцию с водой. Степень гидролиза и константа гидролиза связаны соотношением:

$\alpha_r = \sqrt{K_r / C(\text{NH}_4\text{Cl})}$ (при $\alpha_r \ll 1$), где $C_{\text{NH}_4\text{Cl}}$ – молярная концентрация соли в растворе.

$$\alpha_r = \sqrt{5,6 \cdot 10^{-10} / 0,01} = \sqrt{5,6 \cdot 10^{-8}} = 2,4 \cdot 10^{-4}.$$

4) Определяем равновесную молярную концентрацию ионов водорода $[\text{H}^+]$ в растворе соли, учитывая, что в результате гидролиза 1 моль NH_4^+ образуется 1 моль H^+ . Следовательно, если исходная молярная концентрация ионов аммония

$C(\text{NH}_4^+) = C(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,01$ моль/дм³, то концентрация подвергшихся гидролизу ионов NH_4^+ и образовавшихся ионов H^+ равна:

$$[\text{H}^+] = \alpha_r \cdot C(\text{NH}_4\text{Cl}) = 2,4 \cdot 10^{-4} \cdot 0,01 = 2,4 \cdot 10^{-6} \text{ (моль/дм}^3\text{)}.$$

5) Вычисляем водородный показатель:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 2,4 \cdot 10^{-6} = 5,62.$$

6) Гипохлорит натрия NaClO – соль, образованная сильным основанием NaOH и слабой кислотой HClO , и её раствор, вследствие гидролиза по аниону ClO^- , должен иметь щелочную реакцию, т.е. $\text{pH} > 7$. Последовательность решения: 1) написать уравнение гидролиза, 2) найти K_r , 3) найти α_r , 4) определить $[\text{OH}^-]$, 5) вычислить pOH , 6) вычислить pH .

1) Напишем уравнение гидролиза в ионно-молекулярной форме: $\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HClO} + \text{OH}^-$.

2) Находим константу гидролиза соли NaClO , взяв значение константы диссоциации $K_d(\text{HClO})$ в Приложении 2 или в справочниках:

$$K_r = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_d(\text{HClO})} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{5 \cdot 10^{-8}} = 2 \cdot 10^{-7}.$$

3) Находим степень гидролиза соли:

$\alpha_r = \sqrt{K_r / C(\text{NaClO})}$ (при $\alpha_r \ll 1$), где C_{NaClO} – молярная концентрация соли в растворе.

$$\alpha_r = \sqrt{2 \cdot 10^{-7} / 0,02} = \sqrt{10^{-5}} = 3,2 \cdot 10^{-3}.$$

4) Определяем равновесную молярную концентрацию гидроксид-ионов $[\text{OH}^-]$ в растворе соли, учитывая, что в результате гидролиза 1 моль ClO^- образуется 1 моль OH^- . Следовательно, если исходная молярная концентрация гипохлорит-ионов $C(\text{ClO}^-) = C(\text{NaClO}) = 0,02$ моль/дм³, то концентрация подвергшихся гидролизу ионов ClO^- и образовавшихся ионов OH^- равна:

$$[\text{OH}^-] = \alpha_r \cdot C(\text{NaClO}) = 3,2 \cdot 10^{-3} \cdot 0,02 = 6,4 \cdot 10^{-5} \text{ (моль/дм}^3\text{)}.$$

5) Вычисляем гидроксильный показатель:

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 6,4 \cdot 10^{-5} = 4,19.$$

6) Вычисляем водородный показатель:

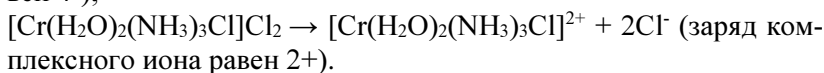
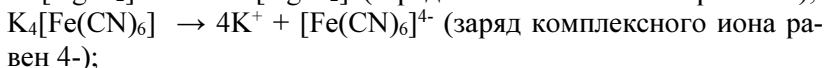
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,19 = 9,81.$$

Тема 10. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

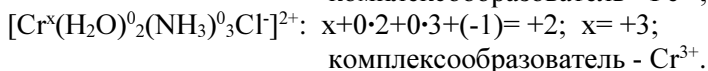
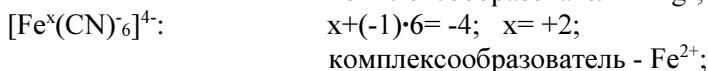
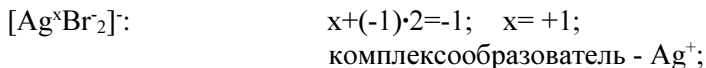
Пример 10.1. Определите заряд комплексного иона, координационное число и заряд иона-комплексобразователя в соединениях: $\text{Na}[\text{AgBr}_2]$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}_2$. Назовите данные комплексные соединения.

Решение:

Для определения заряда комплексного иона (внутренней сферы) записываем первичную диссоциацию комплексных соединений в растворах (по типу сильных электролитов):



Вычисляем заряд иона-комплексобразователя (x), учитывая, что заряд комплексного иона равен сумме зарядов частиц, входящих в его состав:



Координационное число (к.ч.) комплексобразователя определяем по числу связей, образуемых им с лигандами:

$[\text{AgBr}_2]^-$: к.ч. (Ag^+) = 2;

$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$: к.ч. (Fe^{2+}) = 6;

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]^{2+}$: к.ч. (Cr^{3+}) = 6.

Называя комплексные соединения, учитываем, что сначала указывается анион в именительном падеже, а затем - катион в родительном падеже. Формулы комплексов читаются строго справа налево с соблюдением указанного в них порядка расположения лигандов.

$\text{Na}[\text{AgBr}_2]$ - дибромоаргентат(I) натрия;

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ - гексацианоферрат(II) калия;

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}_2$ - хлорид хлоротриамминдиаквахрома(III).

Пример 10.2. Напишите координационную формулу комплексного соединения: гексахлороплатинат(IV) натрия. Укажите координационное число и заряд комплексобразователя, а также заряд внутренней сферы.

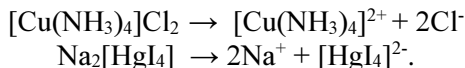
Решение:

В условии приведено название анионного комплексного соединения. Комплексобразователем является ион платины Pt^{4+} (заряд иона 4+), лиганды – ионы хлора Cl^- . Вокруг Pt^{4+} координировано 6 лигандов, потому координационное число Pt^{4+} равно 6. Таким образом, внутренняя сфера имеет формулу $[\text{PtCl}_6]^{2-}$. Внешнесферные ионы натрия Na^+ компенсируют заряд внутренней сферы (2-), поэтому формула комплексного соединения: $\text{Na}_2[\text{PtCl}_6]$.

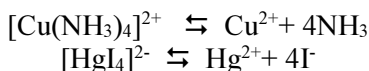
Пример 10.3. Напишите уравнения диссоциации комплексных соединений $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ и $\text{Na}_2[\text{HgI}_4]$. Составьте выражения общих констант нестойкости их комплексных ионов. Используя справочные данные, укажите, какой из этих ионов является более прочным.

Решение:

Комплексные соединения, имеющие внешнюю сферу, при растворении в воде ведут себя как сильные электролиты, полностью диссоциируют на комплексный ион и внешнесферные ионы (первичная диссоциация):



Далее комплексные ионы диссоциируют незначительно как слабые электролиты (вторичная диссоциация):



Обратимые и равновесные процессы вторичной диссоциации количественно характеризуются константами равновесия, которые называют общими константами нестойкости (справочные данные):

$$K_{\text{нест}} = \frac{[\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{NH}_3]^4}{[[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}]} = 2,1 \cdot 10^{-13}$$

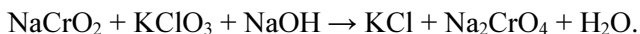
$$K_{\text{нест}} = \frac{[\text{Hg}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^4}{[[\text{HgI}_4]^{2-}]} = 1,5 \cdot 10^{-30}$$

Чем меньше общая константа нестойкости, тем труднее распадается комплексный ион на составляющие его частицы. $K_{\text{нест}} [\text{HgI}_4]^{2-} \ll K_{\text{нест}} [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, следовательно, ион $[\text{HgI}_4]^{2-}$ прочнее.

Тема 11. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной ре-

акции, протекающей по схеме. Укажите окислитель и восстановитель.



Решение:

В основе метода электронного баланса лежит *следующее правило*: общее число электронов, отдаваемое атомами-восстановителями, должно совпадать с общим числом электронов, которые принимают атомы-окислители, т.е. должен соблюдаться материальный баланс. Подбор коэффициентов основывается на составлении вспомогательных электронных уравнений, в основе которых лежит сравнение степеней окисления атомов химических элементов, входящих в состав исходных веществ и продуктов реакции.

При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций рекомендуется придерживаться следующего порядка:

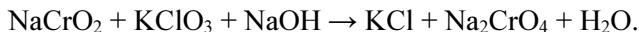
- 1) Составить схему реакции с указанием исходных и образующихся веществ.
- 2) Отметить элементы, изменяющие в результате реакции степень окисления, и проставить ее над ними; найти окислитель и восстановитель.

Частица (атом, ион или молекула), *отдающая электроны*, называется *восстановителем*, а процесс отдачи – окисление. Частица (атом, ион или молекула), *принимающая электроны*, называется *окислителем*, а процесс принятия – восстановление.

- 3) Составить электронные уравнения, определив число принятых или отданных электронов (составить электронный баланс).
- 4) Подобрать множители (основные коэффициенты) для электронных уравнений так, чтобы число электронов, отданных при окислении, было равно числу электронов, принимаемых при восстановлении.
- 5) Сложить электронные уравнения с учетом найденных основных коэффициентов.

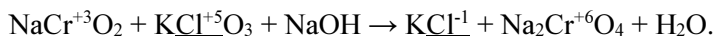
б) Проставить коэффициенты при окислителе и восстановителе и подобрать остальные коэффициенты.

Расставим коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции:



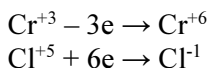
Решение:

1) Запишем схему реакции и определим элементы, изменяющие в результате реакции степень окисления:

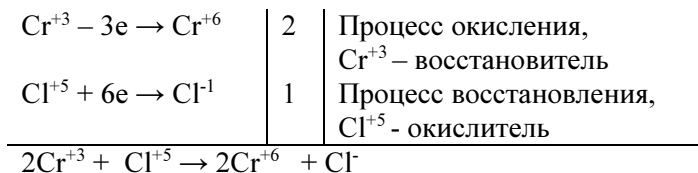


В данной реакции степень окисления хрома повышается (от +3 в составе NaCrO_2 до +6 в составе Na_2CrO_4), у хлора – понижается (от +5 в составе KClO_3 до –1 в составе KCl). Следовательно, хромит натрия NaCrO_2 является восстановителем, а хлорат калия KClO_3 – окислителем.

2) Определим число электронов, приобретенных окислителем и отданных восстановителем:



3) Уравняем число принятых и отданных электронов, соблюдая законы сохранения числа атомов и заряда в каждом уравнении. Тем самым устанавливаем коэффициенты для соединений, в которых присутствуют элементы, изменяющие степень окисления:



Находим множители для уравнений окисления и восстановления, при умножении на которые, числа отданных и принятых электронов будут равны. Так как наименьшим общим кратным чисел «3» и «6» является «6», то уравнение процесса окисления нужно умножить на «2», уравнение процесса восстановления – на «1». Множители 2 и 1 – это стехиометрические коэффициенты перед формулами восстановителя и окислителя и продуктов их превращения: 2 – для хрома, 1 – для хлора.

4) Подбираем коэффициенты для всех остальных участников реакции в следующей последовательности: металлы, неметаллы, кислород, водород:



Получено уравнение ОВР, о правильности подбора стехиометрических коэффициентов в котором свидетельствует одинаковое число атомов кислорода (9) в левой и правой частях уравнения.

Тема 12. ЭЛЕКТРОЛИЗ

Напишите уравнения катодного и анодного процессов, протекающих при электролизе водного раствора сульфата меди(II) на графитовых электродах.

Определите массу меди и объем кислорода, выделяющихся на катоде и аноде при электролизе водного раствора данной соли в течение 50 минут при силе тока 1,5А.

Решение:

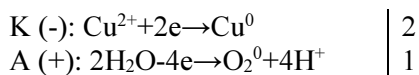
Рассмотрим процесс электролиза раствора сульфата меди(II) на графитовых электродах.

При диссоциации сульфата меди(II) образуются ионы меди(II) и сульфат-ионы:

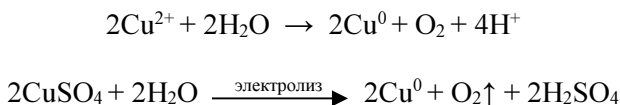


Медь в электрохимическом ряду напряжений стоит после водорода, значит, на катоде происходит восстановление ионов меди(II). В растворе находятся кислородсодержащие кис-

лотные остатки (SO_4^{2-}), вместо которых электролизу на аноде подвергается вода и в результате выделяется кислород O_2 .



Суммарное уравнение электролиза раствора сульфата меди(II):



Массу меди и объем кислорода, выделяющихся на катоде и аноде, находим, используя **закон Фарадея**:

масса электролита, подвергаясь превращению при электролизе, а также массы образующихся на электродах веществ прямо пропорциональны количеству электричества, прошедшего через раствор или расплав электролита, и молярным массам эквивалентов соответствующих веществ.

$$m(X) = \frac{M_{\text{экв}}(X) \cdot I \cdot \tau}{F},$$

где $m(X)$ - масса вещества, г;
 $M_{\text{экв}}(X)$ - молярная масса эквивалентов вещества, г/моль;
 I - сила тока, А;
 τ - время электролиза, с;
 F - постоянная Фарадея, 96500 Кл/моль.

Определяем молярную массу эквивалентов меди:

$$M_{\text{экв}}(\text{Cu}) = f_{\text{экв}}(\text{Cu}) \cdot M(\text{Cu}) = \frac{1}{2} \cdot M(\text{Cu}) = \frac{1}{2} \cdot 64 \text{ г/моль} = 32 \text{ г/моль}.$$

Подставив значения известных величин, получаем:

$$m(\text{Cu}) = \frac{321,5 \cdot 3000}{96500} = 1,5 \text{ г};$$

Определяем эквивалентный объем кислорода:

$$V_{\text{экв}}(\text{O}_2) = f_{\text{экв}}(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = \frac{1}{4} \cdot 22,4 \text{ дм}^3 = 5,6 \text{ дм}^3.$$

По закону Фарадея рассчитываем объем выделившегося кислорода:

$$V(\text{O}_2) = \frac{V_{\text{экв}}(\text{O}_2) \cdot I \cdot \tau}{F} = \frac{5,6 \cdot 1,5 \cdot 3000}{96500} = 0,026 \text{ дм}^3.$$

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

Тема 1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

Условие к задачам №1 - №20:

Вычислите относительную молекулярную массу газа, заданный объём которого (V , дм^3) при нормальных условиях имеет соответствующую массу (m , г). Определите число молекул в данном объеме газа. Какова масса одной молекулы в граммах?

№	V , дм^3	m , г	№	V , дм^3	m , г
1	1,0	1,96	11	1,0	2,86
2	2,0	7,14	12	7,3	11,08
3	5,6	4,25	13	4,8	9,43
4	3,2	4,00	14	4,6	16,43
5	1,3	1,86	15	3,3	9,43
6	1,5	2,01	16	1,0	1,16
7	1,0	0,09	17	2,4	3,00
8	3,2	4,57	18	7,0	0,63
9	6,0	7,5	19	3,0	9,51
10	1,0	1,25	20	1,3	0,99

Условие к задачам №21 - №40:

Определите факторы эквивалентности и рассчитайте молярные массы эквивалентов подчеркнутых веществ в реакциях, протекающих по уравнениям **а** и **б**.

№	Уравнения реакций
21	а) $\underline{2\text{H}_3\text{PO}_4} + \text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ б) $\underline{2\text{H}_3\text{PO}_4} + 3\text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ в) $\underline{\text{S}} + 2\text{F}_2 = \text{SF}_4$
22	а) $\underline{\text{Al}(\text{OH})_3} + 2\text{HCl} = \text{AlOHC}_l_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ б) $\underline{\text{Al}(\text{OH})_3} + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ в) $\underline{2\text{Ba}} + \text{O}_2 = 2\text{BaO}$
23	а) $\text{NaOH} + \underline{\text{H}_2\text{SO}_4} = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ б) $2\text{NaOH} + \underline{\text{H}_2\text{SO}_4} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ в) $\underline{\text{Mg}} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2$

№	Уравнения реакций
24	а) $\underline{\text{H}_2\text{S}} + \text{NaOH} = \text{NaHS} + \text{H}_2\text{O}$ б) $\underline{\text{H}_2\text{S}} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ в) $\underline{\text{Zn}} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
25	а) $\underline{\text{Sn(OH)}}_2 + \text{HNO}_3 = \text{SnOHNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ б) $\underline{\text{Sn(OH)}}_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{Sn(NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ в) $\underline{2\text{C}} + \text{O}_2 = 2\text{CO}$
26	а) $\underline{\text{Ca(OH)}}_2 + \text{HCl} = \text{CaOHCl} + \text{H}_2\text{O}$ б) $\underline{\text{Ca(OH)}}_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ в) $\underline{\text{Sn}} + \text{Cl}_2 = \text{SnCl}_2$
27	а) $\underline{\text{H}_2\text{SO}_4} + 2\text{Ca(OH)}_2 = (\text{CaOH})_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ б) $\underline{\text{H}_2\text{SO}_4} + \text{Ca(OH)}_2 = \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ в) $\underline{\text{S}} + 3\text{F}_2 = \text{SF}_6$
28	а) $\underline{\text{Ba(OH)}}_2 + \text{HCl} = \text{BaOHCl} + \text{H}_2\text{O}$ б) $\underline{\text{Ba(OH)}}_2 + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ в) $\underline{\text{S}} + \text{H}_2 = \text{H}_2\text{S}$
29	а) $\underline{\text{Al(OH)}}_3 + 2\text{HCl} = \text{AlOHCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ б) $\underline{\text{Al(OH)}}_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ в) $\underline{\text{N}_2} + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$
30	а) $\underline{\text{Fe(OH)}}_3 + 2\text{HCl} = \text{FeOHCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ б) $\underline{\text{Fe(OH)}}_3 + 3\text{HCl} = \text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ в) $\underline{\text{C}} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$
31	а) $\underline{\text{Sn(OH)}}_2 + \text{HCl} = \text{SnOHCl} + \text{H}_2\text{O}$ б) $\underline{\text{Sn(OH)}}_2 + 2\text{HCl} = \text{SnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ в) $\underline{4\text{B}} + 3\text{O}_2 = 2\text{B}_2\text{O}_3$
32	а) $\underline{\text{Ca(OH)}}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Ca(HSO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ б) $\underline{\text{Ca(OH)}}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ в) $\underline{\text{Mg}} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
33	а) $\underline{\text{H}_3\text{PO}_4} + 3\text{Fe(OH)}_2 = (\text{FeOH})_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ б) $\underline{2\text{H}_3\text{PO}_4} + 3\text{Fe(OH)}_2 = \text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ в) $\underline{\text{C}} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$
34	а) $\text{NaOH} + \underline{\text{H}_2\text{SO}_4} = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ б) $2\text{NaOH} + \underline{\text{H}_2\text{SO}_4} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ в) $\underline{\text{Cu}} + \text{Cl}_2 = \text{CuCl}_2$
35	а) $\underline{\text{Cr(OH)}}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CrOHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ б) $2\text{Cr(OH)}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$ в) $\underline{\text{Sn}} + 2\text{HCl} = \text{SnCl}_2 + \text{H}_2$
36	а) $\underline{\text{H}_2\text{CrO}_4} + \text{KOH} = \text{KHCrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ б) $\underline{\text{H}_2\text{CrO}_4} + \text{KOH} = \text{K}_2\text{CrO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ в) $\underline{2\text{B}} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{BCl}_3$

№	Уравнения реакций
37	а) $\underline{\text{Ba}}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{BaHPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ б) $3\underline{\text{Ba}}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ в) $2\underline{\text{P}} + 5\text{Cl}_2 = 2\text{PCl}_5$
38	а) $\underline{\text{Cu}}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 = \text{CuOHNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ б) $\underline{\text{Cu}}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ в) $\underline{\text{Si}} + 2\text{F}_2 = \text{SiF}_4$
39	а) $\underline{\text{H}_2\text{S}} + \text{NaOH} = \text{NaHS} + \text{H}_2\text{O}$ б) $\underline{\text{H}_2\text{S}} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ в) $\underline{\text{Ba}} + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + \text{H}_2$
40	а) $\underline{\text{Sr}}(\text{OH})_2 + \text{HCl} = \text{SrOHCl} + \text{H}_2\text{O}$ б) $\underline{\text{Sr}}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{SrCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ в) $\underline{\text{S}} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$

Тема 2. СТРОЕНИЕ АТОМА

41. Какие квантовые числа характеризуют состояние электрона в многоэлектронном атоме? Какие значения они могут принимать? Приведите возможные значения квантовых чисел l , m_l , m_s при главном квантовом числе $n=3$.
42. Сформулируйте принцип наименьшей энергии и правило Клечковского. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: $5s$ или $4d$?
43. Сколько протонов и нейтронов содержат ядра атомов изотопов алюминия ^{27}Al и кобальта ^{59}Co ? Составьте электронную формулу атома алюминия. Укажите валентные электроны.
44. Составьте электронные формулы атомов магния и кремния. Определите их валентные электроны. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?
45. Какие квантовые числа характеризуют состояние электрона в многоэлектронном атоме? Какие значения они могут принимать? Приведите возможные значения квантовых чисел l , m_l , m_s при главном квантовом числе $n=4$.
46. Сформулируйте принцип наименьшей энергии и правило Клечковского. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: $5f$ или $6d$?

47. Сколько протонов и нейтронов содержат ядра атомов изотопов фосфора ^{31}P и кальция ^{40}Ca ? Составьте электронную формулу атома фосфора. Подчеркните валентные электроны.
48. Составьте электронные формулы атомов калия и титана. Определите их валентные электроны. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?
49. Какие квантовые числа характеризуют состояние электрона в многоэлектронном атоме? Какие значения они могут принимать? Приведите возможные значения квантовых чисел l , m_l , m_s при главном квантовом числе $n=5$.
50. Сформулируйте принцип наименьшей энергии и правило Клечковского. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: $6s$ или $5d$?
51. Сколько протонов и нейтронов содержат ядра атомов изотопов натрия ^{23}Na и никеля ^{59}Ni ? Составьте электронную формулу атома натрия. Подчеркните валентные электроны.
52. Составьте электронные формулы атомов меди и галлия. Определите их валентные электроны. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?
53. Какие квантовые числа характеризуют состояние электрона в многоэлектронном атоме? Какие значения они могут принимать? Приведите возможные значения квантовых чисел l , m_l , m_s при главном квантовом числе $n=6$.
54. Сформулируйте принцип наименьшей энергии и правило Клечковского. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: $5d$ или $6p$?
55. Сколько протонов и нейтронов содержат ядра атомов изотопов цинка ^{65}Zn и хлора ^{35}Cl ? Составьте электронную формулу атома цинка. Подчеркните валентные электроны.
56. Составьте электронные формулы атомов лития и скандия. Определите их валентные электроны. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?
57. Какие квантовые числа характеризуют состояние электрона в многоэлектронном атоме? Какие значения они могут принимать? Приведите возможные значения квантовых чисел l , m_l , m_s при главном квантовом числе $n=7$.

58. Сформулируйте принцип наименьшей энергии и правило Клечковского. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: $4f$ или $6s$?

59. Сколько протонов и нейтронов содержат ядра атомов изотопов серы ^{32}S и рутения ^{101}Ru ? Составьте электронную формулу атома серы. Подчеркните валентные электроны.

60. Составьте электронные формулы атомов углерода и марганца. Определите их валентные электроны. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

Тема 3. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Условие к задачам №61 - №70:

Приведите современную формулировку Периодического закона. Составьте электронные формулы представленных элементов. Расположите их в порядке возрастания: 1) эффективного радиуса; 2) электроотрицательности; 3) сродства к электрону. Составьте формулы оксидов и гидроксидов, отвечающих их высшей степени окисления, и расположите в порядке убывания основности. Для подчеркнутого элемента приведите электронно-графическое изображение валентного уровня в основном и возбужденном состояниях.

61. хлор, бром, иод
62. азот, фосфор, мышьяк
63. кислород, селен, сера
64. углерод, германий, кремний
65. олово, кремний, германий
66. селен, теллур, сера
67. аstat, иод, бром
68. свинец, углерод, олово
69. сера, кислород, теллур
70. бром, хлор, фтор

Тема 4. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Условие к задачам №71 - №80:

Определите механизм образования связей представленных ионов и молекул. Рассмотрите с точки зрения метода валентных связей строение подчеркнутых молекул или ионов.

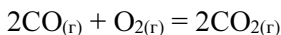
Какая химическая связь называется водородной? Между молекулами каких из предложенных веществ образуются водородные связи?

71. Li, H₂S, O₂, NaCl, CO₂
72. Na, HF, F₂, KBr, BeH₂
73. K, HCl, Cl₂, LiCl, CO₃²⁻
74. Rb, H₂Se, Br₂, CaF₂, SO₄²⁻
75. Cs, HBr, I₂, MgCl₂, PO₄³⁻
76. Fr, H₂Te, H₂, Na₂S, ClO₄⁻
77. Ca, NH₃, N₂, K₂Se, SO₃²⁻
78. Sr, HI, O₂, LiF, CO₃²⁻
79. Ba, PH₃, H₂, KI, SiO₃²⁻
80. K, HF, F₂, NaI, BrO₄⁻

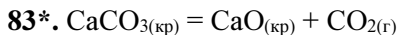
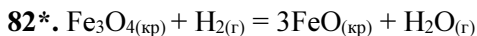
Тема 5. ЗАКОНОМЕРНОСТИ ПРОТЕКАНИЯ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

При решении задач следует использовать справочные значения термодинамических свойств веществ, приведенных в Приложении 1.

81. Исходя из стандартных энтальпий образования ($\Delta H_{f,298}^0$) и абсолютных стандартных энтропий (S_{298}^0) соответствующих веществ, вычислите изменение энергии Гиббса реакции



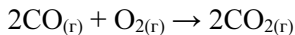
и определите направление процесса при стандартных условиях.



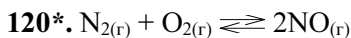
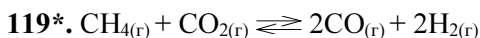
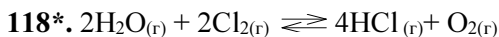
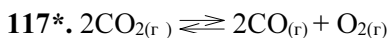
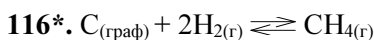
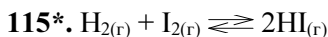
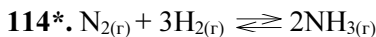
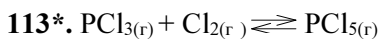
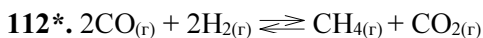
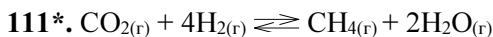
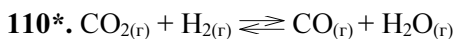
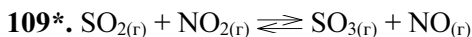
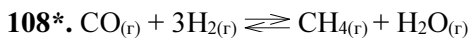
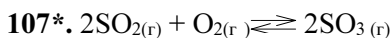
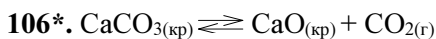
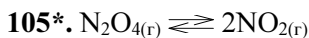
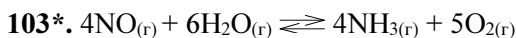
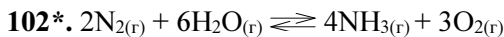
- 84*. $4\text{HCl}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} + 2\text{Cl}_{2(г)}$
- 85*. $2\text{NO}_{2(г)} + \text{O}_{3(г)} = \text{O}_{2(г)} + \text{N}_2\text{O}_{5(г)}$
- 86*. $\text{CH}_{4(г)} + 2\text{O}_{2(г)} = \text{CO}_{2(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$
- 87*. $\text{H}_{2(г)} + \text{CO}_{2(г)} = \text{H}_2\text{O}_{(г)} + \text{CO}_{(г)}$
- 88*. $\text{CO}_{2(г)} + 4\text{H}_{2(г)} = \text{CH}_{4(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$
- 89*. $\text{CO}_{(г)} + 3\text{H}_{2(г)} = \text{CH}_{4(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$
- 90*. $\text{FeO}_{(кр)} + \text{CO}_{(г)} = \text{Fe}_{(кр)} + \text{CO}_{2(г)}$
- 91*. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(ж)} = \text{C}_2\text{H}_{4(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)}$
- 92*. $\text{CH}_{4(г)} + \text{CO}_{2(г)} = 2\text{CO}_{(г)} + 2\text{H}_{2(г)}$
- 93*. $2\text{CuO}_{(кр)} = \text{O}_{2(г)} + 2\text{Cu}_{(кр)}$
- 94*. $\text{Al}_2\text{O}_3_{(кр)} + 3\text{C}_{(графит)} = 2\text{Al}_{(к)} + 3\text{CO}_{(г)}$
- 95*. $\text{C}_{(графит)} + \text{CO}_{2(г)} = 2\text{CO}_{(г)}$
- 96*. $4\text{NH}_{3(г)} + 3\text{O}_{2(г)} = 2\text{N}_{2(г)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(г)}$
- 97*. $\text{CaO}_{(кр)} + \text{C}_{(графит)} = \text{Ca}_{(кр)} + \text{CO}_{(г)}$
- 98*. $\text{CO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} = \text{COCl}_{2(г)}$
- 99*. $2\text{SO}_3_{(г)} = 2\text{SO}_2_{(г)} + \text{O}_{2(г)}$
- 100*. $2\text{NO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} = 2\text{NOCl}_{(г)}$

* См. условие задачи № 81.

101. Напишите выражение константы равновесия для системы:



В соответствии с принципом Ле Шателье, определите, как необходимо изменить: а) температуру; б) давление; в) концентрации исходных веществ, чтобы сместить равновесие в сторону продуктов реакции.



* См. условие задачи № 101.

Тема 6. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРОВ

Условие к задачам №121 - №140:

Рассчитайте молярную концентрацию, моляльность, молярную долю вещества (X) в водном растворе с массовой долей растворенного вещества $\omega(X)$ и плотностью раствора ρ .

№	Вещество (X)	$\omega(X)$, %	ρ , г/см ³
121	ацетат натрия	10	1,049
122	хлорид бария	8	1,072
123	сульфат кадмия	4	1,038
124	нитрат серебра(I)	20	1,194
125	хлорид кальция	35	1,337
126	хлорид аммония	20	1,057
127	гидроксид аммония	18	0,929
128	сульфат цинка	8	1,084
129	хлорид алюминия	4	1,034
130	карбонат калия	10	1,090
131	гидроксид натрия	16	1,175
132	сульфат меди(II)	18	1,206
133	азотная кислота	4	1,010
134	карбонат калия	18	1,169
135	сульфат железа(II)	12	1,122
136	нитрат натрия	14	1,097
137	гидроксид калия	6	1,053
138	нитрат аммония	28	1,119
139	хлорид натрия	26	1,197
140	нитрат натрия	8	1,053

Условие к задачам №141 - №160:

Определите молярную концентрацию эквивалентов и массовую долю растворенного вещества (X) в растворе, полученном при растворении вещества X массой $m(X)$ в воде объемом $V(H_2O)$. Плотность полученного раствора – ρ .

№	Вещество (X)	m (X), г	V(H ₂ O), дм ³	ρ, г/см ³
141	нитрат натрия	10	0,090	1,067
142	гидроксид калия	4	0,096	1,034
143	нитрат аммония	12	0,088	1,048
144	хлорид натрия	18	0,082	1,132
145	нитрат натрия	6	0,094	1,039
146	гидроксид натрия	22	0,078	1,241
147	сульфат меди(II)	6	0,094	1,062
148	азотная кислота	14	0,086	1,078
149	карбонат калия	8	0,092	1,071
150	сульфат железа(II)	16	0,084	1,168
151	хлорид бария	20	0,080	1,203
152	сульфат кадмия	8	0,092	1,080
153	нитрат серебра(I)	14	0,086	1,128
154	хлорид кальция	2	0,098	1,015
155	ацетат натрия	10	0,090	1,049
156	хлорид аммония	16	0,084	1,046
157	гидроксид аммония	4	0,096	0,981
158	сульфат цинка	12	0,088	1,131
159	хлорид алюминия	2	0,098	1,016
160	карбонат калия	6	0,094	1,053

Условие к задачам №161 - №180:

К водному раствору вещества X объемом V с массовой долей растворенного вещества $\omega(X)$ (плотность раствора ρ) прибавили воду объемом V(H₂O). Определите массовую долю и молярность вещества X в этом растворе.

№	Вещество X	V, см ³	$\omega(X)$, %	ρ, г/см ³	V(H ₂ O), см ³
161	азотная кислота	100	40	1,247	300
162	серная кислота	150	30	1,218	250
163	гидроксид калия	50	35	1,341	300
164	гидроксид натрия	200	26	1,285	100

№	Вещество X	V, см ³	ω(X), %	ρ, г/см ³	V(H ₂ O), см ³
165	азотная кислота	150	35	1,214	200
166	серная кислота	100	20	1,139	200
167	гидроксид калия	100	40	1,396	250
168	гидроксид натрия	150	30	1,318	250
169	азотная кислота	200	30	1,180	150
170	серная кислота	200	28	1,202	150
171	гидроксид калия	150	26	1,246	200
172	гидроксид натрия	200	20	1,219	150
173	азотная кислота	50	26	1,154	200
174	серная кислота	100	35	1,260	250
175	гидроксид калия	200	20	1,186	100
176	гидроксид натрия	50	40	1,430	150
177	азотная кислота	100	20	1,115	200
178	серная кислота	50	40	1,303	200
179	гидроксид калия	150	30	1,288	300
180	гидроксид натрия	200	35	1,320	150

Тема 7. СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Необходимые для расчетов константы диссоциации слабых электролитов могут быть взяты в Приложении 2 или в справочниках.

Условие к задачам №181 - №200:

Напишите уравнения электролитической диссоциации электролитов в водном растворе. Для слабых электролитов составьте выражения констант диссоциации и приведите их справочные значения.

181	HNO ₂ , Al(OH) ₃ , HCl, NaOH, KHCO ₃
182	HBrO, Cu(OH) ₂ , HNO ₃ , KOH, Na ₂ HPO ₄
183	HCOOH, Ga(OH) ₃ , HBr, LiOH, CaCl ₂
184	HCN, Fe(OH) ₃ , HI, Ba(OH) ₂ , NaBr
185	HF, Cr(OH) ₃ , H ₂ Cr ₂ O ₇ , NaOH, KHS

186	H ₂ CO ₃ , Mn(OH) ₂ , HClO ₄ , KOH, BaCl ₂
187	HClO, NH ₄ OH, HClO ₃ , NaOH, Pb(NO ₃) ₂
188	H ₂ SiO ₃ , Zn(OH) ₂ , HNO ₃ , LiOH, Na ₂ CO ₃
189	H ₃ PO ₄ , Fe(OH) ₂ , HCl, NaOH, Pb(NO ₃) ₂
190	H ₂ S, Al(OH) ₃ , HCl, KOH, NaHPO ₄
191	HClO ₂ , Cu(OH) ₂ , H ₂ Cr ₂ O ₇ , NaOH, Cr ₂ (SO ₄) ₃
192	H ₃ BO ₃ , AgOH, HMnO ₄ , Ba(OH) ₂ , Na ₂ SO ₄
193	H ₂ SO ₃ , Mn(OH) ₂ , H ₂ CrO ₄ , RbOH, KHSO ₃
194	H ₂ CrO ₄ , Hg(OH) ₂ , NaOH, H ₂ SO ₄ , Ca(HCO ₃) ₂
195	HCN, Fe(OH) ₂ , HNO ₃ , NaOH, KMnO ₄
196	H ₂ Se, Pb(OH) ₂ , HCl, KOH, CrCl ₃
197	H ₂ SiO ₃ , Co(OH) ₂ , H ₂ Cr ₂ O ₇ , KOH, Na ₂ CO ₃
198	H ₂ SO ₃ , Cd(OH) ₂ , HClO ₃ , RbOH, KHS
199	CH ₃ COOH, Al(OH) ₃ , HIO ₃ , Ba(OH) ₂ , BaCl ₂
200	HF, NH ₄ OH, HBrO ₃ , NaOH, NaH ₂ PO ₄

Условие к задачам №201 - №220:

Напишите уравнения реакции (в молекулярной и ионно-молекулярной формах), протекающей в водном растворе между:

201	гидроксидом калия и серной кислотой
202	нитратом серебра(I) и иодидом калия
203	гидроксидом калия и сульфатом меди(II)
204	хлоридом бария и серной кислотой
205	сульфитом натрия и хлороводородной кислотой
206	нитратом кальция и карбонатом кальция
207	карбонатом натрия и хлороводородной кислотой
208	сульфатом калия и нитратом серебра(I)
209	хлоридом хрома(III) и гидроксидом натрия
210	гидроксидом натрия и серной кислотой
211	нитратом свинца(II) и хлоридом натрия
212	хлоридом аммония и гидроксидом калия
213	сульфитом калия и серной кислотой
214	бромидом калия и нитратом серебра(I)
215	гидроксидом калия и хлороводородной кислотой

216	сульфидом натрия и хлороводородной кислотой
217	ортофосфатом калия и нитратом кальция
218	нитратом свинца(II) и серной кислотой
219	гидроксидом калия и нитратом алюминия
220	хлоридом цинка и нитратом свинца(II)

Условие к задачам №№221-240:

Рассчитайте pH и pOH водных растворов с заданной молярной концентрацией $C(X)$ и $C(Y)$ (или молярной концентрацией эквивалентов $C_{\text{эКВ}}(X)$).

№	Вещество (X)	Концентрация, моль/дм³
221	азотная кислота гидроксид аммония	$C(X)=0,005$ $C(Y)=0,005$
222	гидроксид натрия азотная кислота	$C(X)=0,002$ $C(Y)=0,2$
223	гидроксид бария бромноватистая кислота	$C(X)=0,025$ $C(Y)=0,5$
224	иодоводородная кислота гидроксид аммония	$C(X)=0,015$ $C(Y)=0,3$
225	серная кислота фтороводородная кислота	$C_{\text{эКВ}}(X)=0,005$ $C(Y)=0,2$
226	хлорная кислота муравьиная кислота	$C(X)=0,004$ $C(Y)=0,05$
227	серная кислота уксусная кислота	$C(X)=0,003$ $C(Y)=0,3$
228	гидроксид натрия хлорноватистая кислота	$C_{\text{эКВ}}(X)=0,005$ $C(Y)=0,05$
229	хлороводородная кислота гидроксид аммония	$C_{\text{эКВ}}(X)=0,006$ $C(Y)=0,3$
230	гидроксид цезия азотистая кислота	$C(X)=0,001$ $C(Y)=0,1$
231	азотная кислота сернистая кислота	$C_{\text{эКВ}}(X)=0,002$ $C(Y)=0,2$
232	серная кислота селеноводородная кислота	$C_{\text{эКВ}}(X)=0,006$ $C(Y)=0,6$

№	Вещество (X)	Концентрация, моль/дм ³
233	гидроксид калия ортофосфорная кислота	$C(X)=0,003$ $C(Y)=0,1$
234	иодоводородная кислота циановодородная кислота	$C_{\text{экв}}(X)=0,025$ $C(Y)=0,2$
235	гидроксид бария азотистая кислота	$C(X)=0,015$ $C(Y)=0,3$
236	азотная кислота уксусная кислота	$C(X)=0,005$ $C(Y)=0,5$
237	серная кислота гидроксид аммония	$C_{\text{экв}}(X)=0,010$ $C(Y)=0,1$
238	гидроксид натрия муравьиная кислота	$C(X)=0,002$ $C(Y)=0,02$
239	иодоводородная кислота гидроксид аммония	$C(X)=0,003$ $C(Y)=0,2$
240	гидроксид калия бромноватистая кислота	$C_{\text{экв}}(X)=0,004$ $C(Y)=0,05$

Тема 8. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ

Необходимые для решения некоторых задач значения ПР приведены в Приложении 3.

241. Произведение растворимости фторида магния при 298 К равно $6,4 \cdot 10^{-9}$. Вычислите растворимость этой соли в моль/дм³ и г/дм³.

242. Произведение растворимости хлорида свинца(II) при 25 °С равно $1,7 \cdot 10^{-5}$. Вычислите растворимость этой соли в моль/дм³ и г/дм³.

243. Вычислите произведение растворимости карбоната стронция, если в 5 дм³ его насыщенного раствора содержится 0,008 граммов соли.

244. Рассчитайте и сравните равновесные молярные концентрации ионов кальция в насыщенных водных растворах сульфата кальция и карбоната кальция, используя справочные значения ПР указанных солей при 298 К.

245*. сульфита кальция и фторида кальция.

246*. хромата кальция и карбоната кальция.

**См. условие задачи № 244.*

247. Рассчитайте и сравните равновесные молярные концентрации сульфат-ионов в насыщенных водных растворах сульфата серебра(I) и сульфата бария, используя справочные значения ПР указанных солей при 298 К.

248*. сульфата кальция и сульфата свинца(II).

249*. сульфата стронция и сульфата серебра(I).

**См. условие задачи № 247.*

250. В 100 см³ насыщенного раствора иодида свинца(II) при 298 К содержится 0,026 г ионов свинца Pb²⁺. Вычислите произведение растворимости этой соли.

251. Используя справочные значения ПР сульфата бария и сульфата стронция при 25 °С, определите, растворимость какой соли больше и во сколько раз.

252. Рассчитайте, образуется ли осадок при смешивании равных объемов водных растворов хлорида бария и сульфата натрия с молярной концентрацией растворенных веществ 0,002 моль/дм³.

253*. хлорида калия и нитрата свинца(II).

254*. иодида натрия и нитрата серебра(I).

255*. сульфида натрия и хлорида меди(II).

**См. условие задачи № 252.*

256. Вычислите молярную концентрацию хлорида свинца(II) в насыщенном растворе, если произведение растворимости этой соли при 298 К равно $1,7 \cdot 10^{-5}$.

257. Определите, выпадет ли осадок AgNO₂ (ПР = $6,0 \cdot 10^{-4}$) при смешивании одинаковых объемов растворов нитрата серебра(I) и нитрита калия с равными молярными концентрациями ($C(\text{AgNO}_3) = C(\text{KNO}_2) = 0,01$ моль/дм³). Приведите расчеты.

258. Произведения растворимости AgCl и AgI при 298 К равны соответственно $1,8 \cdot 10^{-10}$ и $2,3 \cdot 10^{-16}$. Вычислите растворимости этих солей (в моль/дм³ и г/дм³).

259. Вычислите ПР(CaCO₃) при 20 °С, если при этой температуре в 100 мл раствора содержится $6,5 \cdot 10^{-4}$ г соли.

260. Чему равно $PP(\text{PbI}_2)$ при 298 К, если в 1 литре насыщенного раствора иодида свинца(II) при этой температуре содержится 0,3175 г иодид-ионов?

Тема 9. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Необходимые для решения некоторых задач константы диссоциации слабых электролитов могут быть взяты в Приложении 3 или в справочниках.

261. Какие из приведенных солей подвергаются гидролизу: Na_2SO_3 , BaCl_2 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$? Напишите молекулярные и ионно – молекулярные уравнения гидролиза этих солей и укажите реакцию среды их водных растворов.

262*. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, K_3PO_4 , FeCl_3 .

263*. $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, Na_2CO_3 , KBr .

264*. CuSO_4 , Na_3PO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

265*. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2SO_4 , K_2S .

**См. условие задачи 261.*

266. Почему водные растворы цианида калия и сульфита натрия имеют щелочную реакцию среды, а водные растворы хлорида аммония и хлорида меди(II) - кислую? Ответ подтвердите молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями гидролиза этих солей.

267. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза сульфата цинка и нитрата алюминия. Укажите реакцию среды водных растворов этих солей.

268. Объясните, почему при сливании водных растворов нитрата алюминия и карбоната натрия в осадок выпадает гидроксид алюминия. Напишите молекулярное и ионно–молекулярное уравнения протекающей реакции.

269. Укажите, какое вещество выпадает в осадок при сливании водных растворов хлорида хрома(III) и сульфида натрия. Напишите молекулярное и ионно–молекулярное уравнения протекающей реакции.

270. Объясните, почему при сливании водных растворов хлорида хрома(III) и карбоната натрия в осадок выпадает гидроксид

хрома(III). Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения протекающей реакции.

271. Вычислите и сравните степени гидролиза цианида натрия и ацетата натрия в водных растворах с молярной концентрацией $0,1 \text{ моль/дм}^3$.

272. Вычислите и сравните степени гидролиза гипохлорита калия и нитрита калия в водных растворах с молярной концентрацией $0,01 \text{ моль/дм}^3$.

273. Какое значение pH (>7 , 7 , <7) имеют растворы солей: MnCl_2 , Na_2CO_3 , $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

274. Вычислите константу и степень гидролиза хлорида цинка в водном растворе с молярной концентрацией $0,5 \text{ моль/дм}^3$, учитывая только первую ступень гидролиза.

275. Рассчитайте значение pH водного раствора фторида натрия с молярной концентрацией $0,05 \text{ моль/дм}^3$.

276. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей: CH_3COOK , ZnSO_4 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$. Какое значение pH (>7 , 7 , <7) имеют растворы этих солей?

277. Вычислите значение pH водного раствора цианида калия с молярной концентрацией $0,1 \text{ моль/дм}^3$.

278. Вычислите значение pH водного раствора, в 500 см^3 которого содержится $2,14 \text{ г}$ хлорида аммония.

279. Вычислите значение pH водного раствора карбоната натрия с молярной концентрацией эквивалентов $0,02 \text{ моль/дм}^3$, учитывая только первую ступень гидролиза.

280. Какое значение pH (>7 , 7 , <7) имеют растворы следующих солей: K_3PO_4 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, Na_2S ? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей.

Тема 10. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Необходимые для выполнения некоторых заданий значения $K_{\text{нест}}$ приведены в Приложении 4.

281. Определите заряд комплексного иона, координационное число и заряд комплексообразователя в соединениях: $\text{Na}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $[\text{NiH}_2\text{O}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}]\text{Cl}$. Назовите эти

соединения и напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.

282. Напишите уравнения диссоциации комплексных соединений в водных растворах: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$; $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Составьте выражения общих констант нестойкости их комплексных ионов. Какой из комплексных ионов является более прочным?

283. Определите заряд комплексного иона, координационное число и заряд комплексообразователя в соединениях: $[\text{Mn}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$; $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$; $[\text{PdH}_2\text{O}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}]\text{Cl}$. Назовите эти соединения и напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.

284. Напишите уравнения диссоциации и выражения общих констант нестойкости комплексных ионов $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$; $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$; $[\text{PtCl}_6]^{2-}$. Укажите координационное число и заряд иона-комплексообразователя в них. Составьте формулы соединений, содержащих эти комплексные ионы.

285. Определите заряд комплексного иона, координационное число и заряд комплексообразователя в соединениях: $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$; $\text{Na}_2[\text{SiF}_6]$; $[\text{PtH}_2\text{O}(\text{NH}_3)_3\text{Br}_2]\text{SO}_4$. Назовите эти соединения и напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.

286. Составьте координационные формулы комплексных соединений кобальта(III), учитывая, что его координационное число равно шести: $3\text{NaNO}_2 \cdot \text{Co}(\text{NO}_2)_3$; $\text{CoCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$; $2\text{KNO}_2 \cdot \text{NH}_3 \cdot \text{Co}(\text{NO}_2)_3$. Назовите соединения и напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.

287. Чему равен заряд комплексных ионов: $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_5\text{NO}_2]^x$, $[\text{Pd}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]^x$, $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^x$, если комплексообразователями являются Cr^{3+} , Pd^{2+} , Ni^{2+} ? Напишите формулы комплексных соединений, содержащих эти ионы.

288. Напишите формулы соединений: гексацианоферрата(II) калия; тетрагидроксоцинката(II) натрия; хлорида дихлоротетраамминжелеза(III). Составьте уравнения их диссоциации в водных растворах.

289. Составьте формулы соединений: хлорида дибромодиаминдакваплатины(IV); гексафторосиликата(IV) натрия; тетрахлородимминкобальтата(III) калия. Напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.

290. Напишите уравнения диссоциации в водных растворах комплексных ионов $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$, $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$, $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$; составьте выражения их общих констант нестойкости. Укажите, в каком из растворов при равной молярной концентрации комплексных ионов (0,1 моль/дм³) образуется больше цианид-ионов CN^- .

291. Назовите комплексные соединения: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $\text{Na}[\text{Ag}(\text{SCN})_2]$, $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$. Напишите выражения общих констант нестойкости их комплексных ионов. Рассчитайте, в каком растворе, при равной молярной концентрации указанных соединений 0,1 моль/дм³, ионов Ag^+ образуется больше.

292. Составьте координационные формулы комплексных соединений хрома(III), учитывая, что его координационное число равно шести: $3\text{NaBr} \cdot \text{CrBr}_3$; $\text{CrCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; $2\text{KCN} \cdot \text{NH}_3 \cdot \text{Cr}(\text{CN})_3$. Назовите эти соединения и напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.

293. Используя частицы (K^+ ; Na^+ ; Cl^- ; NH_3 ; NO_2^-), составьте координационные формулы возможных комплексных соединений кобальта(III), учитывая, что его координационное число равно шести. Назовите эти соединения.

294. Напишите уравнения диссоциации комплексных соединений $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$, $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Br}_2$. Составьте выражения общих констант нестойкости их комплексных ионов, укажите значения. Какой из комплексных ионов ($[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$ или $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$) является более прочным?

295. Напишите уравнения диссоциации в водных растворах комплексных ионов: $[\text{Hg}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$; $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ и $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$. Составьте выражения общих констант нестойкости этих ионов и сравните их устойчивость.

296. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений платины: $\text{PtCl}_4 \cdot 6\text{NH}_3$, $\text{PtCl}_4 \cdot 4\text{NH}_3$, $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{NH}_3$. Координационное число платины(IV) равно шести. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах. Какое соединение является комплексным неэлектролитом?

297. Чему равны заряд комплексного иона, заряд и координационное число комплексообразователя в соединениях: $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$, $\text{K}_4[\text{TiCl}_8]$, $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$? Как диссоциируют эти соединения в водных растворах?

298. Чему равен заряд следующих комплексных ионов: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]^x$, $[\text{HgBr}_4]^x$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^x$, если комплексообразователями являются Cr^{3+} , Hg^{2+} , Fe^{3+} ? Напишите формулы соединений, содержащих эти комплексные ионы.

299. Из сочетания частиц (Cr^{3+} , H_2O , Cl^- , K^+) можно составить семь координационных формул комплексных соединений хрома, одна из которых $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$. Составьте формулы других шести соединений и напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.

300. Напишите выражения для констант нестойкости комплексных ионов: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $[\text{PtCl}_6]^{2-}$. Чему равны заряд и координационное число комплексообразователей в этих ионах?

Тема 11. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Условие к задачам №301 - №320:

Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в уравнениях окислительно - восстановительных реакций, протекающих по схемам. Укажите окислитель и восстановитель.

№	Реакция
301	$\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{KCl}$
302	$\text{Cu} + \text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
303	$\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
304	$\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
305	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HI} = \text{H}_2\text{S} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
306	$\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
307	$\text{Ag} + \text{HNO}_3 = \text{AgNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
308	$\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr}$
309	$\text{P} + \text{HNO}_3 = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
310	$\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
311	$\text{FeCl}_3 + \text{KI} = \text{FeCl}_2 + \text{KCl} + \text{I}_2$
312	$\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{KOH}$
313	$\text{Zn} + \text{AgCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Ag} + \text{ZnSO}_4 + \text{HCl}$

№	Реакция
314	$\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
315	$\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
316	$\text{HBr} + \text{CrO}_3 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
317	$\text{KI} + \text{FeCl}_3 = \text{I}_2 + \text{FeCl}_2 + \text{KCl}$
318	$\text{Br}_2 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{HBr}$
319	$\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 = \text{KMnO}_4 + \text{KCl}$
320	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$

Тема 12. ЭЛЕКТРОЛИЗ

Условие к задачам №№ 321-340:

Напишите уравнения катодного и анодного процессов, протекающих при электролизе указанных растворов на графитовых электродах.

Вычислите массу веществ, выделившихся на электродах при пропускании тока силой 2 А через раствор вещества X в течение 1 часа. Если в результате электролиза на электродах выделяются газы, то вычислите объем газа при н.у.

№	Вещество (X)	№	Вещество (X)
321	иодид натрия	331	сульфат железа(III)
322	хлорид золота(III)	332	иодид кобальта(II)
323	хлорид бария	333	нитрат висмута(III)
324	нитрат серебра(I)	334	сульфат меди(II)
325	бромид марганца(II)	335	нитрат ртути(II)
326	нитрат олова(II)	336	бромид меди(II)
327	ортофосфат натрия	337	нитрат меди(II)
328	нитрат свинца(II)	338	перманганат калия
329	сульфат хрома(III)	339	нитрат кальция
330	хлорид меди(II)	340	бромид магния

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ, РЕКОМЕНДУЕМОЙ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия : учебник для студ. хим.-технол. спец. вузов / Н. С. Ахметов. - 6-е изд., стер. - М. : Высшая школа, 2005. - 743 с.

2. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс : учеб. пособие для студ. вузов, обуч. по спец. в области техники и технологии / В. В. Вольхин. - 2-е изд., перераб. и доп. - СПб. ; М. ; Краснодар : Лань, 2008. - 464 с. : ил.

3. Гельфман, М.И. Химия: учебник для студ. вузов, обуч. по техн. спец. / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. - 4-е изд., стер. - СПб. : Лань, 2008. - 480 с.

4. Коровин, Н.В. Общая химия: учебник для студентов вузов, обуч. по техн. напр. спец. / Н. В. Коровин. - 8-е изд., стер. - М. : Высшая школа, 2007. - 557 с : ил.

5. Юстратов, В.П. Основы химии : учеб. пособие для студ., обуч. по напр. подгот. бакалавров укрупненной группы 2600000 "Технология продовольственных продуктов и потребительских товаров" всех форм обучения / В. П. Юстратов, Л. Н. Мартыновская. - 2-е изд., испр. и доп. - Кемерово : КемТИПП, 2014. - 203 с.

6. Краткий справочник физико-химических величин [текст]: справочник / сост.: Н.Б.Барон, А.М.Пономарева, А.А.Равдель и др. - 10-е изд., испр. и доп. - СПб.: Иван Федоров, 2002. - 238 с.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

Термодинамические свойства веществ

Вещество	$\Delta H_{f,298}^0$ кДж/моль	S_{298}^0 Дж/моль·К	$\Delta G_{f,298}^0$ кДж/моль
Al(кр)	0	28,33	0
Al ₂ O ₃ (кр)	-1675,69	50,92	-1582,27
C(граф)	0	5,74	0
CH ₄ (г)	-75,85	186,27	-50,85
C ₂ H ₄ (г)	52,30	219,45	68,14
C ₂ H ₅ OH (ж)	-276,98	160,67	-174,15
CO(г)	-110,53	197,55	-137,15
CO ₂ (г)	-393,51	213,66	-394,37
COCl ₂ (г)	-219,50	283,64	-205,31
Ca(кр)	0	41,63	0
CaCO ₃ (кр)	-1206,83	91,71	-1128,35
CaO(кр)	-635,09	38,07	-603,46
Cl ₂ (г)	0	222,98	0
Cu(кр)	0	33,14	0
CuO(кр)	-162,00	42,63	-134,26
Fe(кр)	0	27,15	0
FeO(кр)	-264,85	60,75	-244,30
Fe ₃ O ₄ (кр)	-1117,13	146,19	-1014,17
H ₂ (г)	0	130,52	0
HCl(г)	-92,31	186,79	-95,30
HI(г)	26,36	206,48	1,58
H ₂ O(г)	-241,81	188,72	-228,61
H ₂ O(ж)	-285,83	69,95	-237,23
I ₂ (г)	62,43	260,60	19,39
N ₂ (г)	0	191,50	0
NH ₃ (г)	-45,94	192,66	-16,48
NO(г)	91,25	210,64	87,58
NOCl(г)	52,59	263,50	66,37
NO ₂ (г)	34,19	240,06	52,29
N ₂ O ₄ (г)	11,11	304,35	99,68

Окончание табл. 1

Вещество	$\Delta H_{f,298}^0$ кДж/моль	S_{298}^0 Дж/моль·К	$\Delta G_{f,298}^0$ кДж/моль
N ₂ O _{5(r)}	13,30	355,65	117,14
O _{2(r)}	0	205,04	0
O _{3(r)}	142,26	238,82	162,76
PCl _{3(r)}	-287,02	311,71	-267,98
PCl _{5(r)}	-374,89	364,47	-305,10
SO _{2(r)}	-296,90	248,07	-300,21
SO _{3(r)}	-395,85	256,69	-371,17

Приложение 2

Константы диссоциации некоторых слабых электролитов

Электролиты	Формула	Численные значения констант диссоциации
Азотистая кислота	HNO ₂	$4 \cdot 10^{-4}$
Аммиака гидрат (гидроксид аммония)	NH ₄ OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Бромноватистая кислота	HBrO	$2,1 \cdot 10^{-9}$
Гидроксид цинка, K ₁ K ₂	Zn(OH) ₂	$1,3 \cdot 10^{-5}$ $4,9 \cdot 10^{-7}$
Муравьиная кислота	HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$
Ортофосфорная кислота, K ₁ K ₂ K ₃	H ₃ PO ₄	$7,5 \cdot 10^{-3}$ $6,3 \cdot 10^{-8}$ $1,3 \cdot 10^{-12}$
Сернистая кислота, K ₁ K ₂	H ₂ SO ₃	$1,6 \cdot 10^{-2}$ $6,3 \cdot 10^{-8}$
Сероводородная кислота, K ₁ K ₂	H ₂ S	$6 \cdot 10^{-8}$ $1 \cdot 10^{-14}$
Циановодородная кислота	HCN	$7,9 \cdot 10^{-10}$
Угольная кислота, K ₁ K ₂	H ₂ CO ₃	$4,5 \cdot 10^{-7}$ $4,7 \cdot 10^{-11}$
Уксусная кислота	CH ₃ COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Фтороводородная кислота	HF	$6,6 \cdot 10^{-4}$
Хлорноватистая кислота	HCIO	$5,0 \cdot 10^{-8}$

Приложение 3

Произведения растворимости малорастворимых солей
в водных растворах при 298 К

Соединение	ПР	Соединение	ПР
AgI	$2,3 \cdot 10^{-16}$	CdS	$6,5 \cdot 10^{-28}$
Ag ₂ SO ₄	$1,2 \cdot 10^{-5}$	CuS	$1,4 \cdot 10^{-36}$
BaSO ₄	$1,8 \cdot 10^{-10}$	MgF ₂	$6,4 \cdot 10^{-9}$
CaCO ₃	$4,4 \cdot 10^{-9}$	PbCl ₂	$1,7 \cdot 10^{-5}$
CaF ₂	$4,0 \cdot 10^{-11}$	PbI ₂	$8,7 \cdot 10^{-9}$
CaSO ₃	$3,2 \cdot 10^{-7}$	PbSO ₄	$1,7 \cdot 10^{-8}$
CaSO ₄	$3,7 \cdot 10^{-5}$	SrSO ₄	$2,7 \cdot 10^{-7}$
CaCrO ₄	$7,1 \cdot 10^{-4}$	ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$

Приложение 4

Константы нестойкости комплексных ионов
в водных растворах при 298 К

Комплексный ион	Константа нестойкости
[Ag(CN) ₂] ⁻	$8,0 \cdot 10^{-22}$
[Ag(NH ₃) ₂] ⁺	$9,3 \cdot 10^{-8}$
[Ag(SCN) ₂] ⁻	$2,1 \cdot 10^{-11}$
[Cd(CN) ₄] ²⁻	$1,4 \cdot 10^{-19}$
[Cd(NH ₃) ₄] ²⁺	$7,6 \cdot 10^{-8}$
[Co(NH ₃) ₆] ³⁺	$3,1 \cdot 10^{-33}$
[Fe(CN) ₆] ³⁻	$1,3 \cdot 10^{-31}$
[Hg(CN) ₄] ²⁻	$4,0 \cdot 10^{-42}$
[Hg(NH ₃) ₄] ²⁺	$5,0 \cdot 10^{-20}$
[Zn(CN) ₄] ²⁻	$1,3 \cdot 10^{-17}$
[Zn(NH ₃) ₄] ²⁺	$3,5 \cdot 10^{-10}$

Приложение 5

Варианты контрольных заданий для контрольной работы №1

Номер варианта	Номера задач									
	01	1	21	41	61	71	81	101	121	141
02	2	22	42	62	72	82	102	122	142	162
03	3	23	43	63	73	83	103	123	143	163
04	4	24	44	64	74	84	104	124	144	164
05	5	25	45	65	75	85	105	125	145	165
06	6	26	46	66	76	86	106	126	146	166
07	7	27	47	67	77	87	107	127	147	167
08	8	28	48	68	78	88	108	128	148	168
09	9	29	49	69	79	89	109	129	149	169
10	10	30	50	70	80	90	110	130	150	170
11	11	31	51	61	71	91	111	131	151	171
12	12	32	52	62	72	92	112	132	152	172
13	13	33	53	63	73	93	113	133	153	173
14	14	34	54	64	74	94	114	134	154	174
15	15	35	55	65	75	95	115	135	155	175
16	16	36	56	66	76	96	116	136	156	176
17	17	37	57	67	77	97	117	137	157	177
18	18	38	58	68	78	98	118	138	158	178
19	19	39	59	69	79	99	119	139	159	179
20	20	40	60	70	80	100	120	140	160	180
21	1	40	60	61	80	82	109	131	142	165
22	2	39	59	70	79	99	110	121	143	166
23	3	38	41	62	71	81	111	122	144	167
24	4	37	42	63	72	100	101	123	141	168
25	5	21	43	64	73	83	102	124	142	161
26	6	22	44	65	74	84	103	125	143	162
27	7	23	45	66	75	85	104	126	144	163
28	8	24	46	67	76	86	105	127	145	164
29	9	25	47	68	77	87	106	128	146	165
30	10	26	48	69	78	88	107	129	147	166

Продолжение

Номер варианта	Номера задач									
	31	11	27	49	70	79	89	108	130	148
32	12	28	50	61	80	90	109	131	149	168
33	13	29	51	62	78	91	110	132	150	169
34	14	30	52	63	71	92	111	133	151	170
35	15	31	53	64	72	93	112	134	152	171
36	16	32	54	65	73	94	113	135	153	172
37	17	33	55	66	74	95	114	136	154	173
38	18	34	56	67	75	96	115	137	155	174
39	19	35	57	68	76	97	116	138	156	175
40	20	36	58	69	77	98	117	139	157	176
41	1	37	59	70	78	99	118	140	158	177
42	2	38	60	69	79	100	119	132	159	178
43	3	39	58	61	80	98	120	133	160	179
44	4	40	57	62	77	97	112	121	147	180
45	5	36	56	63	76	96	113	122	148	161
46	6	35	41	64	75	95	114	123	149	161
47	7	34	42	65	71	81	115	124	150	162
48	8	33	43	66	72	82	101	125	141	163
49	9	32	44	67	73	83	102	126	142	164
50	10	21	45	68	74	84	103	127	143	165
51	11	22	46	69	75	85	104	128	144	166
52	12	23	47	70	76	86	105	129	145	167
53	13	24	48	68	77	87	106	130	146	168
54	14	25	49	61	78	88	107	131	147	169
55	15	26	50	62	79	89	108	132	148	170
56	16	27	51	63	80	90	109	133	149	171
57	17	28	52	64	74	91	110	134	150	172
58	18	29	53	65	73	92	111	135	151	173
59	19	30	54	66	71	93	112	136	152	174
60	20	31	55	67	72	94	113	137	153	175
61	1	32	56	68	73	95	114	138	154	176
62	2	33	57	69	74	96	115	139	155	177

Продолжение

Номер варианта	Номера задач									
63	3	34	58	70	75	97	116	140	156	178
64	4	35	59	61	76	98	117	134	157	179
65	5	36	60	62	77	99	118	135	158	180
66	6	37	55	63	78	100	119	121	159	162
67	7	38	54	64	79	94	120	122	160	163
68	8	39	53	65	80	93	116	123	151	164
69	9	40	41	66	71	92	117	124	152	161
70	10	31	42	67	72	91	118	125	153	162
71	11	30	43	68	80	81	101	126	154	163
72	12	29	44	69	71	82	102	127	155	164
73	13	28	45	70	72	83	103	128	141	165
74	14	27	46	67	73	84	104	129	142	166
75	15	21	47	61	74	85	105	130	143	167
76	16	22	48	62	75	86	106	131	144	168
77	17	23	49	63	76	87	107	132	145	169
78	18	24	50	64	77	88	108	133	146	170
79	19	25	51	65	78	89	109	134	147	171
80	20	26	52	66	79	90	110	135	148	172
81	1	27	53	67	80	91	111	136	149	173
82	2	28	54	68	79	92	112	137	150	174
83	3	29	55	69	78	93	113	138	151	175
84	4	30	56	70	71	94	114	139	152	176
85	5	31	57	61	72	95	115	140	153	177
86	6	32	58	62	73	96	116	136	154	178
87	7	33	59	63	74	97	117	137	155	179
88	8	34	60	64	75	98	118	138	156	180
89	9	35	52	65	76	99	119	121	157	169
90	10	36	51	66	77	100	120	122	158	170
91	11	37	50	67	78	90	119	123	159	161
92	12	38	41	68	79	89	120	124	160	162
93	13	39	42	69	80	88	101	125	156	163
94	14	40	43	70	77	81	102	126	157	164

Продолжение

Номер варианта	Номера задач									
	95	15	26	44	66	76	82	103	127	158
96	16	25	45	65	75	83	104	128	159	166
97	17	24	46	64	71	84	105	129	160	167
98	18	23	47	63	72	85	106	130	141	168
99	19	22	48	62	73	86	107	131	142	169
00	20	21	49	61	74	87	108	132	143	170

Приложение 6

Варианты контрольных заданий
для контрольной работы №2

Номер варианта	Номера задач									
	01	150	176	181	220	221	260	261	300	301
02	149	180	182	219	222	259	262	299	302	339
03	148	179	183	218	223	258	263	298	303	338
04	147	178	184	217	224	257	264	297	304	337
05	146	177	185	216	225	256	265	296	305	336
06	145	176	186	215	226	255	266	295	306	335
07	144	175	187	214	227	254	267	294	307	334
08	143	174	188	213	228	253	268	293	308	333
09	142	171	189	212	229	252	269	292	309	332
10	141	172	190	211	230	251	270	291	310	331
11	140	173	191	210	231	250	271	290	311	330
12	139	170	192	209	232	249	272	289	312	329
13	138	169	193	208	233	248	273	288	313	328
14	137	168	194	207	234	247	274	287	314	327
15	136	167	195	206	235	246	275	286	315	326
16	135	166	196	205	236	245	276	285	316	325
17	134	165	197	204	237	244	277	284	317	324
18	133	164	198	203	238	243	278	283	318	323
19	132	163	199	202	239	242	279	282	319	322
20	131	162	200	201	240	241	280	281	320	321

Продолжение

Номер варианта	Номера задач									
21	130	161	181	202	239	248	272	288	314	324
22	129	160	182	201	221	247	273	300	301	323
23	128	159	183	220	222	260	274	299	302	322
24	127	158	184	219	223	259	275	298	303	321
25	126	157	185	218	224	258	261	297	304	340
26	132	156	186	217	225	257	262	296	305	339
27	124	155	187	216	226	256	263	295	306	338
28	123	154	188	215	227	255	264	294	307	337
29	122	153	189	214	228	254	265	293	308	336
30	121	152	190	213	229	253	266	292	309	335
31	150	125	191	212	230	252	267	291	310	334
32	145	126	192	211	231	251	268	290	311	333
33	148	127	193	210	232	250	269	289	312	332
34	147	128	194	209	233	249	270	288	313	331
35	146	129	195	208	234	248	271	287	314	330
36	145	164	196	207	235	247	272	286	315	329
37	144	165	197	206	236	246	273	285	316	328
38	143	166	198	205	237	245	274	284	317	327
39	142	167	199	204	238	244	275	283	318	326
40	141	138	200	203	239	243	276	282	319	325
41	124	180	181	202	240	242	277	281	320	324
42	139	179	182	201	238	241	278	287	315	323
43	138	178	183	205	240	246	279	286	316	322
44	137	177	184	204	221	245	280	300	301	321
45	136	176	185	203	222	260	276	299	302	326
46	135	175	186	220	223	259	277	298	303	325
47	134	174	187	219	224	258	261	297	304	340
48	133	173	188	218	225	257	262	296	305	339
49	132	172	189	217	226	256	263	295	306	338
50	131	171	190	216	227	255	264	294	307	337
51	130	170	191	215	228	254	265	293	308	336
52	127	169	192	214	229	253	266	292	309	335
53	128	180	193	213	230	252	267	291	310	334

Продолжение

Номер вариан- та	Номера задач									
54	127	167	194	212	231	251	268	290	311	333
55	126	166	195	211	232	250	269	289	312	332
56	125	165	196	210	233	249	270	288	313	331
57	124	164	197	209	234	248	271	287	314	330
58	123	163	198	208	235	247	272	286	315	329
59	122	162	199	207	236	246	273	285	316	328
60	121	161	200	206	237	245	274	284	317	327
61	150	121	181	205	238	244	275	283	318	326
62	149	122	182	204	239	243	276	282	319	325
63	148	123	183	203	240	242	277	281	320	324
64	147	124	184	202	235	241	278	285	317	323
65	146	125	185	201	236	244	279	284	318	322
66	145	126	186	208	237	243	280	283	301	321
67	144	127	187	207	221	260	279	300	302	328
68	143	128	188	206	222	259	280	299	303	327
69	142	129	189	220	223	258	261	298	304	340
70	141	130	190	219	224	257	262	297	305	339
71	140	180	191	218	225	256	263	296	306	338
72	139	180	192	217	226	255	264	295	307	337
73	138	179	193	216	227	254	265	294	308	336
74	137	178	194	215	228	253	266	293	309	335
75	136	177	195	214	229	252	267	292	310	334
76	135	176	196	213	230	251	268	291	311	333
77	134	175	197	212	231	250	269	290	312	332
78	121	174	198	211	232	249	270	289	313	331
79	132	173	199	210	233	248	271	288	314	330
80	131	160	200	209	234	247	272	287	315	329
81	130	171	181	208	235	246	273	286	316	328
82	129	170	182	207	236	245	274	285	317	327
83	128	169	183	206	237	244	275	284	318	326
84	127	168	184	205	238	243	276	283	319	325
85	126	167	185	204	239	242	277	282	320	324
86	125	166	186	203	240	241	278	281	319	323

Продолжение

Номер вариан- та	Номера задач									
87	124	165	187	202	234	242	279	282	320	322
88	123	164	188	201	233	241	280	281	301	321
89	132	163	189	220	221	260	278	300	302	330
90	131	162	190	219	222	259	279	299	303	329
91	150	175	191	218	223	258	261	298	304	340
92	149	174	192	217	224	257	262	297	305	339
93	148	173	193	216	225	256	263	296	306	338
94	147	172	194	215	226	255	264	295	307	337
95	146	171	195	214	227	254	265	294	308	336
96	145	139	196	213	228	253	266	293	309	335
97	144	138	197	212	229	252	267	292	310	334
98	143	127	198	211	230	251	268	291	311	333
99	152	136	199	210	231	250	269	290	312	332
00	151	125	200	209	232	249	270	289	313	331

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие	2
Примеры решения типовых задач	3
Тема 1. Основные понятия и законы химии	3
Тема 2. Строение атома	8
Тема 3. Периодический закон Д.И. Менделеева	13
Тема 4. Химическая связь	16
Тема 5. Закономерности протекания химических процессов	21
Тема 6. Способы выражения состава растворов	25
Тема 7. Свойства растворов электролитов	29
Тема 8. Произведение растворимости	34
Тема 9. Гидролиз солей	37
Тема 10. Комплексные соединения	41
Тема 11. Окислительно-восстановительные реакции	43
Тема 12. Электролиз	46
Контрольные задания	49
Тема 1. Основные понятия и законы химии	49
Тема 2. Строение атома	51
Тема 3. Периодический закон Д.И. Менделеева	53
Тема 4. Химическая связь	54
Тема 5. Закономерности протекания химических процессов	54
Тема 6. Способы выражения состава растворов	56
Тема 7. Свойства растворов электролитов	59
Тема 8. Произведение растворимости	62
Тема 9. Гидролиз солей	64
Тема 10. Комплексные соединения	65
Тема 11. Окислительно-восстановительные реакции	68
Тема 12. Электролиз	69
Список литературы, рекомендуемой для самостоятельной работы	70
Приложения.....	71

УЧЕБНОЕ ИЗДАНИЕ

**СБОРНИК
КОНТРОЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ
ПО ХИМИИ**

Для студентов направлений и специальности:
19.03.01, 19.03.02, 19.03.03, 19.03.04, 15.03.02, 15.03.04, 16.03.03,
20.03.01, 27.03.02, 29.03.03, 38.03.07, 20.05.01
заочной формы обучения

Составители:

Васильева Ирина Валерьевна,
Назимова Екатерина Васильевна,
Сенчурова Людмила Анатольевна,
Соловьева Юлия Викторовна,
Тарасова Юлия Викторовна,
Хитова Наталья Владимировна.

Редактор *А.В. Дюмина*
Технический редактор *О.П. Долгополова*
Художественный редактор *О.П. Долгополова*

ЛР № 020524 от 02.06.97
Подписано в печать 25.08.16. Формат 60×84^{1/16}
Бумага офсетная. Гарнитура Times
Уч.-изд. л. 4,7. Тираж 100 экз.
Заказ № 57

Оригинал-макет изготовлен в лаборатории множительной техники
Кемеровского технологического института пищевой промышленности (университета)
650002, г. Кемерово, ул. Институтская, 7

ПЛД № 44-09 от 10.10.99
Отпечатано в лаборатории множительной техники
Кемеровского технологического института пищевой промышленности (университета)
650002, г. Кемерово, ул. Институтская, 7