

Министерство сельского хозяйства Российской Федерации  
ФГБОУ ВПО <<Кубанский государственный аграрный университет>>

Теоретические основы и индивидуальные  
задания по неорганической и аналитической хи-  
мии для самостоятельной работы студентов.

Учебное пособие

Краснодар  
2013

УДК 546(076)  
ББК 24.1  
Н52

**Р е ц е н з е н т:**

**С.П. Доценко** – доктор химических наук, профессор  
(Кубанский государственный аграрный университет)

**Авторы:** Е.А. Кайгородова, И.И. Сидорова, Н.А. Кошеленко, Н.Е.,  
Косянок Н.Е.

**Н52 Неорганическая химия.** Теоретические основы и индивидуальные задания для самостоятельной работы студентов биологических направлений и специальностей аграрных вузов: Учеб. пособие. / Е.А. Кайгородова и др. – Краснодар: КубГАУ, 2012. – 184с.

В учебном пособии кратко изложены современные теоретические положения неорганической химии. Основные теоретические вопросы тесно связаны с конкретными вопросами прикладного характера, ориентированными на специальные дисциплины. В пособии представлены примеры решения типовых задач, а также содержатся контрольные вопросы и задачи. Учебное пособие снабжено глоссарием и необходимыми для выполнения упражнений и решения задач справочными материалами.

Адресовано студентам биологических факультетов.

**УДК 546(076)**  
**ББК 24.1**

©Коллектив авторов,2013  
ФГБОУ ВПО <<Кубанский  
государственный аграрный  
университет>> 2013

## Содержание

Введение.....	4
Методические советы по изучению отдельных тем дисциплины и вопросы индивидуальных заданий.....	5
1. Основные понятия и законы химии.....	5
Индивидуальные задания.....	10
2. Важнейшие классы неорганических соединений.....	17
Индивидуальные задания .....	21
3. Строение атома. Периодический закон Д.И.Менделеева.....	29
Индивидуальные задания .....	37
4. Химическая связь.....	43
Индивидуальные задания.....	52
5. Комплексные соединения.....	57
Индивидуальные задания.....	60
6. Энергетика химических процессов (термохимические расчеты).....	65
Индивидуальные задания.....	70
7. Химическая кинетика и химическое равновесие	77
Индивидуальные задания.....	82
8. Концентрация растворов.....	90
Индивидуальные задания.....	94
9. Теория электролитической диссоциации. Ионно-молекулярные (ионные) реакции обмена.....	99
Индивидуальные задания.....	106
10. Диссоциация воды. Гидролиз солей. Буферные растворы.....	111
Индивидуальные задания.....	120
11. Окислительно-восстановительные реакции.....	126
Индивидуальные задания.....	129
12. Химические свойства неметаллов .....	135
Индивидуальные задания .....	144
13. Химические свойства металлов.....	149
Индивидуальные задания.....	158
14. Аналитическая химия	
ГЛОССАРИЙ.....	165
Рекомендуемая литература.....	170
Приложения.....	171

## Введение

Предлагаемое учебное пособие «Неорганическая химия. Теоретические основы и индивидуальные задания для самостоятельной работы студентам биологических направлений и специальностей аграрных вузов» составлено по основным разделам общей и неорганической химии, включая свойства химических элементов.

В начале каждого раздела кратко изложены теоретические вопросы, тесно увязанные с конкретными вопросами прикладного характера, ориентированными на специальные дисциплины.

При изучении курса неорганической химии в высших учебных заведениях большое значение имеет приобретение навыков в решении задач, что является одним из критериев прочного усвоения курса. В пособии приведены примеры с подробным объяснением хода решения типовых задач и заданий.

Теоретические введения в разделах наряду с примерами решения задач помогут студенту при выполнении индивидуальной самостоятельной работы, усвоить основные положения химии и закономерности химических процессов. Объем введений определяется сложностью темы и степенью ее трудности. Пособие соответствует системе единиц СИ не только в отношении единиц физических величин, но и в отношении терминологии, с которой связано их применение в химии.

Учебно-методическое пособие снабжено глоссарием и необходимыми для выполнения упражнений в решении задач справочными материалами.

# МЕТОДИЧЕСКИЕ СОВЕТЫ ПО ИЗУЧЕНИЮ ОТДЕЛЬНЫХ ТЕМ ДИСЦИПЛИНЫ И ВОПРОСЫ ИНДИВИДУАЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ

## 1. Основные понятия и законы химии

Количественные химические расчеты невозможны без знаний основных понятий, таких, как: атом, молекула, относительная атомная и относительная молекулярная массы, молярная масса, количество вещества, количество вещества эквивалентов.

Атом – наименьшая частица элемента, обладающая его химическими свойствами. Это электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и электронов.

Элемент – это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра. Ядро составляет фундаментальную основу атома и определяет его индивидуальность. В состав ядра входят протоны ( $m_p=1,67265 \cdot 10^{-27}$  кг и заряд  $q=1,60219 \cdot 10^{-19}$  Кл) и нейтроны ( $m_n = 1,67495 \cdot 10^{-27}$  кг, заряд равен нулю).

Молекула – наименьшая частица данного вещества, обладающая его химическими свойствами.

В химии используют не абсолютные атомные массы (они очень малы), а относительные. В 1961г за единицу атомной массы принята атомная единица массы (а.е.м.) - 1/12 часть массы атома изотопа  $^{12}\text{C}$ .

$$1 \text{ а.е.м.} = 1,6606 \cdot 10^{-27} \text{ кг}, \quad m_a = A_r \cdot 1 \text{ а.е.м.}, \quad A_r = m_a / 1 \text{ а.е.м.}$$

$A_r$ - относительная атомная масса элемента – это величина, равная отношению средней массы атома при его природном изотопном составе к 1/12 массы изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ .

Это величина безразмерная, подстрочный индекс «r» происходит от латинского «relativus» – относительный.  $A_r(\text{O}) = 15,9994$ ,  $A_r(\text{H}) = 1,00794$ .

Относительные атомные массы известных элементов приведены в таблице «Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева».

Относительной молекулярной массой вещества ( $M_r$ ) называют отношение средней массы молекулы естественного изотопического состава, включающего атомы отдельных элементов в их природном изотопном составе, к  $1/12$  массы атома изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ . Это величина безразмерная, равная сумме соответствующих относительных атомных масс.

Например:  $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$ ,  $m$  (молекулы) =  $M_r \cdot 1 \text{ а.е.м.}$

Любое вещество состоит из определенных структурных единиц, называемые формульными единицами и обозначаемые как ФЕ.

ФЕ - это реально существующие частицы, представляющие собой электроны, атомы, молекулы, ионы, условные молекулы кристаллических веществ и полимеров. Для характеристики числа частиц введено понятие количества вещества.

Количество вещества  $n$  (или  $\nu$ ) – это физическая величина, указывающая на число ФЕ вещества относительно постоянной Авогадро .

$$n_{\text{в}} = N(\text{ФЕ})/N_{\text{А}}$$

где  $N(\text{ФЕ})$  – число частиц вещества,

$N_{\text{А}}$  – постоянная Авогадро равная  $6,02 \cdot 10^{23}$ , показывающая число атомов, содержащихся в 12 г изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ , или количество атомных единиц массы в 1 г вещества. Количество вещества измеряют в молях.

Моль – это такое количество вещества, которое содержит столько ФЕ, сколько атомов содержится в 12 г изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ .

Например: 1 моль атомарного кислорода (O) содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  атомов,  
1 моль молекулярного кислорода ( $\text{O}_2$ ) содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул или  $12,04 \cdot 10^{23}$  атомов.

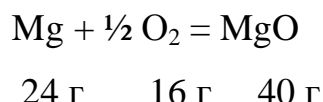
Масса 1 моль ФЕ вещества называется молярной массой ( $M$ ). Она рассчитывается через массу и количество вещества по формуле:  $M_{\text{в}} = m_{\text{в}}/n_{\text{в}}$ .

Значение молярной массы вещества численно равно значению относительной молекулярной массы этого вещества, но выраженное в г/моль.

**Основные законы химии.** Раздел химии, изучающий весовые и объемные отношения между реагирующими веществами называется стехиометрией. Основу стехиометрии составляют следующие законы:

1. Закон сохранения массы, открытый М.В. Ломоносовым (1748-1756 гг.)

**Масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.**



2. Закон сохранения энергии. **При любых взаимодействиях, имеющих место в изолированной системе, энергия этой системы остается постоянной и возможны лишь переходы из одного вида энергии в другой.**

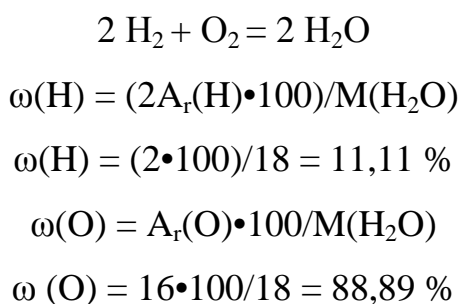
В 1905г немецкий физик Эйнштейн установил количественную взаимосвязь между  $m$  и  $E$ , применимой для химических и ядерных реакций. Математически это выражается уравнением:  $E=mc^2$ .

На основании этого уравнения был сформулирован общий закон сохранения массы и энергии: **сумма массы вещества системы и массы, которая эквивалентна энергии, полученной и отданной той же системой, постоянны.** Этот закон необходим при ядерных реакциях, которые сопровождаются огромными энергетическими эффектами.

3. Закон постоянства состава вещества открыт французским ученым Прустом в 1808г.

**Любое химически чистое вещество имеет один и тот же качественный и количественный состав независимо от способа его получения.**

Закон всегда выполняется для газообразных и жидких веществ



#### 4. Закон Авогадро (1811 г.)

**В равных объемах любых газов, взятых при одной и той же температуре и одинаковом давлении, содержится одно и то же число молекул.**

Согласно закону Авогадро одно и то же число молекул любого газа занимает при одинаковых условиях один и тот же объем. Один моль любого вещества в газообразном или парообразном состоянии занимает один и тот же объем.

Отношение объема, занимаемого веществом, к его количеству называется молярным объемом вещества.

При нормальных условиях ( $T=273\text{ К}$  и  $P = 101,325\text{ кПа}$ ) молярный объем ( $V_n$ ) любого газа равен  $22,4\text{ л/моль}$ .

$$V_n = V/n, \text{ л/моль}$$

#### ***Эквивалент. Количество вещества эквивалентов. Закон эквивалентов***

Из закона постоянства состава следует, что элементы соединяются друг с другом в строго определенных количественных соотношениях. Поэтому в химии введено понятие эквивалента (слово «эквивалентный» означает «равноценный»).

Эквивалент – это условная или реальная частица вещества, которая в данной кислотно-основной реакции эквивалентна (равноценна) одному катиону водорода  $\text{H}^+$  или одному электрону в данной окислительно-восстановительной реакции.

В ФЭ вещества  $\text{В}$  может содержаться  $z(\text{В})$  – эквивалентов вещества. Число  $z(\text{В})$ - называется эквивалентным числом. В обменных реакциях эквивалентное число определяют по стехиометрии реакции.

Пример. Для реакции:  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

$z(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2$ , т.к. на 1ФЭ  $\text{H}_2\text{SO}_4$  требуется 2ФЭ  $\text{NaOH}$

В реакции  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

$z(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ , т.к. на 1ФЭ  $\text{H}_2\text{SO}_4$  требуется 1ФЭ  $\text{NaOH}$ .

К эквивалентам применимо понятие количества вещества эквивалентов ( $n_{\text{ЭК}}$ ), которое всегда в  $z$  раз больше (или равно) количества вещества ( $n$ ).



$$n_{\text{ЭК}}(\text{B})=z(\text{B})\cdot n(\text{B}), \quad n_{\text{ЭК}}(\text{B})=N_{\text{ЭК}}(\text{B})/N_{\text{A}}$$

$n_{\text{ЭК}}(\text{B})$ —физическая величина, пропорциональная числу эквивалентов вещества.

Молярной массой эквивалентов вещества В называется отношение массы вещества В к его количеству вещества эквивалентов:

$$M_{\text{ЭК}}(\text{B}) = m(\text{B})/n_{\text{ЭК}}(\text{B})$$

Молярная масса эквивалентов вещества в конкретной реакции всегда в Z раз меньше молярной массы этого вещества.

$$M_{\text{ЭК}}(\text{B}) = M(\text{B})/z(\text{B})$$

Если химическая реакция неизвестна, то  $M_{\text{ЭК}}$  сложного вещества рассчитывается по формулам: Для оксидов  $M_{\text{ЭК}} = M(\text{оксида})/V(\text{элемента}) n_{\text{ЭК}}$

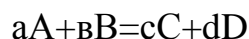
$$\text{Для кислот } M_{\text{ЭК}}(\text{B}) = M(\text{кислоты})/n(\text{H}^+)$$

$$\text{Для оснований } M_{\text{ЭК}} = M(\text{основания})/n(\text{OH}^-)$$

$$\text{Для солей } M_{\text{ЭК}} = M(\text{соли})/V(\text{Me}) \cdot n(\text{Me}),$$

где V – валентность.

**Вещества взаимодействуют друг с другом в количествах, пропорциональных их эквивалентам.** (Закон эквивалентов Рихтера, 1793 г.)



$$n_{\text{ЭК}}(\text{A}) = n_{\text{ЭК}}(\text{B})$$

или массы (объемы) реагирующих друг с другом веществ пропорциональны молярным массам эквивалентов (объемам эквивалентов).

$$m_1/m_2 = M_{\text{ЭК}1}/M_{\text{ЭК}2} \quad \text{или} \quad V_{\text{A}}/V_{\text{B}} = V_{\text{ЭК}}(\text{A})/V_{\text{ЭК}}(\text{B}) \quad \text{и} \quad m(\text{A})/V(\text{B}) = M_{\text{ЭК}}(\text{A})/V_{\text{ЭК}}(\text{B})$$

где  $V_{\text{ЭК}}$  – объем эквивалентов, это объем, который занимает 1 моль эквивалентов. Вычисляют его исходя из молярного объема.

$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}$$

$$V_{\text{м}} = 22,4 \text{ л/моль}$$

$$M_{\text{ЭК}}(\text{O}) = 8 \text{ г/моль}$$

$$V_{\text{ЭК}} = 5,6 \text{ л/моль}$$

$$M_{\text{ЭК}}(\text{H}) = 1 \text{ г/моль}$$

$$V_{\text{ЭК}}(\text{H}) = 11,2 \text{ л/моль}$$

$$V_{\text{ЭК}} = V_{\text{м}}/n_{\text{ЭК}}, \text{ л/моль}$$

## Индивидуальные задания Вариант 1

1. Какой объем газа выделится (н.у.), если в реакцию вступят 10 г карбоната кальция и 0,1 моль хлороводородной кислоты?
2. Вычислите массовую долю кислорода в оксиде четырехвалентного металла, зная, что молярная масса эквивалентов металла равна 29,6 г/моль. Определите название металла, составьте формулу его оксида.
3. Заполните таблицу.

Вещество	Молярная масса, $M$ , моль	Масса, $m$ , г	Количество вещества, $n$ , моль	Объем газа при нормальных условиях, $V$ , л	Число молекул, $N$	Количество моль эквивалентов, $n_{эк}$
$H_3PO_4$			3	-		
$H_2S \uparrow$				5.6		

## Вариант 2

1. Какой объем газа выделится ( $0^\circ C$ , 101,3 кПа), если в реакцию вступят 5,3 г хлорида аммония и 7,4 г гидроксида кальция?
2. При соединении 2,52 г железа с хлором образовалось 7,32 г хлорида железа. Определите молярную массу эквивалентов и валентность железа, если молярная масса эквивалентов хлора равна 35,5 г/моль.
3. Заполните таблицу.

Вещество	Молярная масса, $M$ , моль	Масса, $m$ , г	Количество вещества, $n$ , моль	Объем газа при нормальных условиях, $V$ , л	Число молекул, $N$	Количество моль эквивалентов, $n_{эк}$
$Co(OH)_3$				-		6
$CO \uparrow$					$3,01 \cdot 10^{23}$	

## Вариант 3

1. Какой объем газа выделится ( $0^\circ C$ , 101,3 кПа), если в реакцию вступят 10,6 г карбоната натрия и 0,5 моль серной кислоты?

2. На восстановление 1,59 г оксида металла израсходовано 448 мл водорода, измеренного при нормальных условиях. Рассчитайте молярные массы эквивалентов оксида и металла. Назовите металл, зная, что в данном оксиде его валентность равна двум.

3. Заполните таблицу.

Вещество	Молярная масса, <b>M</b> , моль	Масса, <b>m</b> , г	Количество вещества, <b>n</b> , моль	Объем газа при нормальных условиях, <b>V</b> , л	Число молекул, <b>N</b>	Количество моль эквивалентов, <b>n<sub>эк</sub></b>
CaO		28		-		
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ↑				112		

#### Вариант 4

1. Какой объем газа выделится (0 °С, 101,3 кПа), если в реакцию вступят 6,3 г сульфида натрия и 7,3 г хлороводородной кислоты?

2. На восстановление 16 г оксида трехвалентного металла алюминием израсходовано 5,4 г алюминия. Определите молярную массу эквивалентов и название металла. Молярная масса эквивалентов алюминия равна 9 г/моль. Составьте уравнение протекающей реакции.

3. Заполните таблицу.

Вещество	Молярная масса, <b>M</b> , моль	Масса, <b>m</b> , г	Количество вещества, <b>n</b> , моль	Объем газа при нормальных условиях, <b>V</b> , л	Число молекул, <b>N</b>	Количество моль эквивалентов, <b>n<sub>эк</sub></b>
HNO <sub>3</sub>				-		3
SO <sub>2</sub> ↑			4			

#### Вариант 5

1. Какой объем газа выделится (0 °С, 101,3 кПа), если в реакцию вступят 7,4 г карбида кальция и 0,5 моль воды?

2. Как определяют молярные массы эквивалентов кислот, оснований и солей в реакциях обмена? Вычислите молярную массу эквивалентов

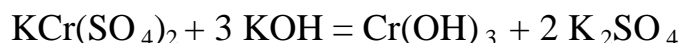
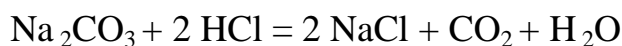
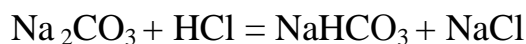
ортофосфорной кислоты в реакциях образования солей:  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ .

3. Заполните таблицу.

Вещество	Молярная масса, $M$ , моль	Масса, $m$ , г	Количество вещества, $n$ , моль	Объем газа при нормальных условиях, $V$ , л	Число молекул, $N$	Количество моль эквивалентов, $n_{\text{эк}}$
$\text{CaCO}_3$		200		-		
$\text{O}_2\uparrow$				44,8		

### Вариант 6

- Какой объем газа выделится ( $0^\circ\text{C}$ , 101,3 кПа), если в реакцию вступят 4,2 г карбоната магния и 0,1 моль азотной кислоты?
- Что называется эквивалентом сложного вещества? Является ли эквивалент сложных веществ величиной постоянной? Вычислите молярные массы эквивалентов  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и  $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$  в реакциях:



3. Заполните таблицу.

Вещество	Молярная масса, $M$ , моль	Масса, $m$ , г	Количество вещества, $n$ , моль	Объем газа при нормальных условиях, $V$ , л	Число молекул, $N$	Количество моль эквивалентов, $n_{\text{эк}}$
$\text{Al}(\text{OH})_3$				-	$6,02 \cdot 10^{22}$	
$\text{CO}_2\uparrow$						8

### Вариант 7

- Какой объем газа выделится ( $0^\circ\text{C}$ , 101,3 кПа), если в реакцию вступят 13,8 г карбоната калия и 7,3 г хлороводородной кислоты?
- Какие элементы имеют переменные значения молярных масс эквивалентов?

Олово образует два оксида, один из которых содержит 88,12 %, а другой – 78,77 % олова. Определите валентность олова в соответствующих оксидах и составьте формулы оксидов.

3. Заполните таблицу.

Вещество	Молярная масса, $M$ , моль	Масса, $m$ , г	Количество вещества, $n$ , моль	Объем газа при нормальных условиях, $V$ , л	Число молекул, $N$	Количество моль эквивалентов, $n_{эк}$
$MgSO_4$		60		-		
$HCl \uparrow$				11,2		

### Вариант 8

- Какой объем газа выделится ( $0^\circ C$ , 101,3 кПа), если в реакцию вступят 8 г нитрата аммония и 8 г гидроксида натрия?
- При сжигании 19 г вещества, состоящего из углерода и серы, образовалось 32 г  $SO_2$ . Выведите формулу вещества.
- Заполните таблицу.

Вещество	Молярная масса, $M$ , моль	Масса, $m$ , г	Количество вещества, $n$ , моль	Объем газа при нормальных условиях, $V$ , л	Число молекул, $N$	Количество моль эквивалентов, $n_{эк}$
$FeCl_3$			0,1	-		
$Cl_2 \uparrow$						4

### Вариант 9

- Какой объем газа выделится ( $0^\circ C$ , 101,3 кПа), если в реакцию вступят 12 г карбоната бария и 12 г уксусной кислоты?
- При сжигании 2,3 г вещества, состоящего из углерода, водорода и кислорода, образовалось 4,4 г  $CO_2$  и 2,7 г  $H_2O$ . Плотность пара вещества по водороду равна 23. Выведите формулу вещества и напишите уравнение реакции его горения.

3. Заполните таблицу.

Вещество	Молярная масса, $M$ , моль	Масса, $m$ , г	Количество вещества, $n$ , моль	Объем газа при нормальных условиях, $V$ , л	Число молекул, $N$	Количество моль эквивалентов, $n_{эк}$
$H_2SO_4$				-	$18,06 \cdot 10^{23}$	
$NO \uparrow$		15				

### Вариант 10

1. Оксид двухвалентного металла содержит 19,66 % кислорода. Определите атомную массу металла и составьте формулу его оксида.
2. При обработке 100 г образца карбида кальция водой получено 30 л ацетилена, измеренного при нормальных условиях. Определите массовую долю  $CaC_2$  в образце.
3. Заполните таблицу.

Вещество	Молярная масса, $M$ , моль	Масса, $m$ , г	Количество вещества, $n$ , моль	Объем газа при нормальных условиях, $V$ , л	Число молекул, $N$	Количество моль эквивалентов, $n_{эк}$
$NaOH$			5	-		
$N_2O \uparrow$				33,6		

### Вариант 11

1. При сжигании 1,8 г трехвалентного металла было получено 3,4 г его оксида. Определите атомную массу металла и составьте формулу его оксида.
2. Масса 1 л воздуха при нормальных условиях равна 1,29 г, а масса 250 мл неизвестного газа – 0,312 г. Определите молекулярную массу газа, исходя из его плотности по воздуху, из молярного объема.

3. Заполните таблицу.

Вещество	Молярная масса, <b>M</b> , моль	Масса, <b>m</b> , г	Количество вещества, <b>n</b> , моль	Объем газа при нормальных условиях, <b>V</b> , л	Число молекул, <b>N</b>	Количество моль эквивалентов, <b>n<sub>эк</sub></b>
Na <sub>2</sub> S				-		8
NO <sub>2</sub> ↑					6,02·10 <sup>21</sup>	

### Вариант 12

1. При разложении некоторого количества оксида одновалентного металла образовалось 2,158 г металла и 0,16 г кислорода. Вычислите молярную массу эквивалентов металла. Какой это металл?
2. При добавлении AgNO<sub>3</sub> к раствору, содержащему 1 г соединения железа с хлором, образовалось 2,65 г AgCl. Определите валентность железа во взятом веществе.
3. Заполните таблицу.

Вещество	Молярная масса, <b>M</b> , моль	Масса, <b>m</b> , г	Количество вещества, <b>n</b> , моль	Объем газа при нормальных условиях, <b>V</b> , л	Число молекул, <b>N</b>	Количество моль эквивалентов, <b>n<sub>эк</sub></b>
K <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>		308		-		
Cl <sub>2</sub> ↑						10

### Вариант 13

1. Определите молярную массу эквивалентов и название двухвалентного металла, 0,060 г которого вытесняет из кислоты 56 мл водорода, измеренного при нормальных условиях.
2. При сжигании 4 г вещества, состоящего из углерода и водорода, образовалось 5,6 л углекислого газа, измеренного при нормальных условиях. Выведите формулу вещества, если плотность его по водороду равна 8, напишите уравнение реакции горения.

3. Заполните таблицу.

Вещество	Молярная масса, <b>M</b> , моль	Масса, <b>m</b> , г	Количество вещества, <b>n</b> , моль	Объем газа при нормальных условиях, <b>V</b> , л	Число молекул, <b>N</b>	Количество моль эквивалентов, <b>n<sub>эк</sub></b>
Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>				-	12,04·10 <sup>23</sup>	
H <sub>2</sub> ↑			6			

### Вариант 14

1. В оксиде трехвалентного металла содержится 30,1 % кислорода. Вычислите молярные массы эквивалентов металла и его оксида; определите название металла, составьте формулу его оксида.
2. Чему равна массовая доля (%) фосфора в дигидрофосфате кальция?
3. Заполните таблицу.
- 4.

Вещество	Молярная масса, <b>M</b> , моль	Масса, <b>m</b> , г	Количество вещества, <b>n</b> , моль	Объем газа при нормальных условиях, <b>V</b> , л	Число молекул, <b>N</b>	Количество моль эквивалентов, <b>n<sub>эк</sub></b>
Ca(OH) <sub>2</sub>		18,5		-		
N <sub>2</sub> ↑					6,02·10 <sup>24</sup>	

### Вариант 15

1. Определите молярную массу эквивалентов и название двухвалентного металла, 1,12 г которого вытесняют из раствора серебряной соли 2,16 г Ag. Молярная масса эквивалентов Ag равна 108 г/моль.
2. Чему равна массовая доля (%) азота в нитрате аммония.
3. Заполните таблицу.



Вещество	Молярная масса, $M$ , моль	Масса, $m$ , г	Количество вещества, $n$ , моль	Объем газа при нормальных условиях, $V$ , л	Число молекул, $N$	Количество моль эквивалентов, $n_{эк}$
$CrCl_3$			0,5	-		
$ClO_2 \uparrow$				89,6		

## 2. Важнейшие классы неорганических соединений

### Классификация и номенклатура.



По составу неорганические вещества разделяются на двухэлементные (бинарные) и многоэлементные. К первым относятся: оксиды, галогениды, халькогениды, нитриды, гидриды, карбиды, силициды, бориды. Среди многоэлементных соединений важную группу составляют гидроксиды - вещества, содержащие гидроксогруппы  $OH^-$ .



(свойства кислот)    (свойства оснований)    (свойства как оснований, так и кислот)

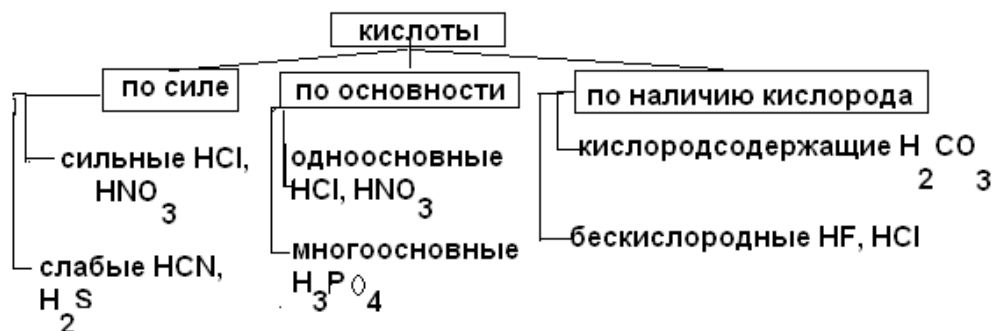
По функциональным признакам неорганические вещества классифицируются на классы: ● оксиды; ● кислоты; ● основания; ● соли.

**Оксидами** называются сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления  $-2$ : ( $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{ZnO}$ ).

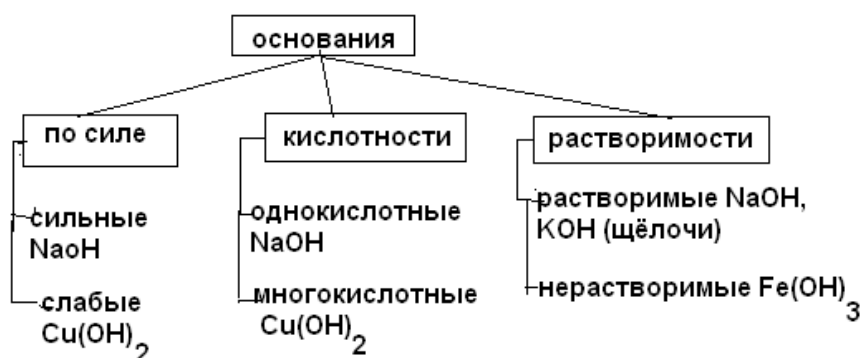


**Основными** называют оксиды, взаимодействующие с кислотами (или кислотными оксидами) с образованием солей. **Кислотными** называют оксиды, взаимодействующие с основаниями (или основными оксидами) с образованием солей. **Амфотерными** называются оксиды, образующие соли при взаимодействии как с основаниями (щелочами), так и с кислотами.

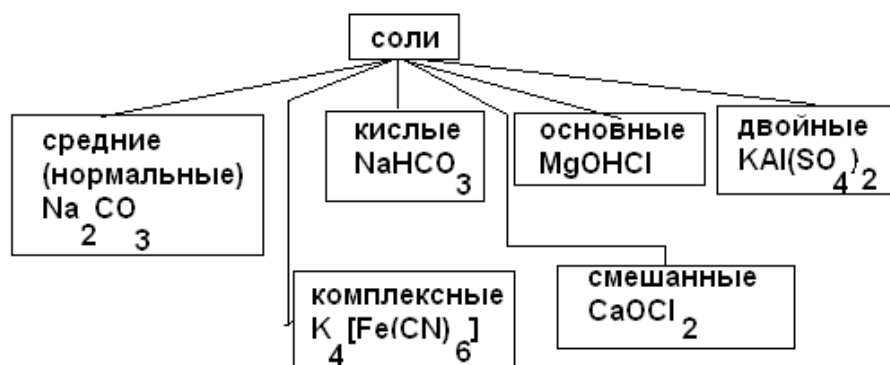
**Кислотами** называются сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотного остатка.



**Основаниями** называются сложные вещества, состоящие из атомов металла и одной или нескольких гидроксогрупп.



**Солями** называются сложные вещества, состоящие из основного и кислотного остатков.



Названия бинарных соединений образуются из латинских названий элементов с окончанием **-ид** и русского названия менее электроотрицательного элемента в родительном падеже: NaCl – хлорид натрия, CaC<sub>2</sub> – карбид кальция. Если менее электроотрицательный элемент может находиться в разных степенях окисления, то после его названия в скобках указывается его валентность. Можно вместо валентности с помощью греческих числительных приставок (моно-, ди-, три-, тетра-) указать стехиометрический состав соединения:

CO – оксид углерода (II) или монооксид углерода, CO<sub>2</sub> - оксид углерода (IV) или диоксид углерода, SF<sub>6</sub> – фторид серы (VI) или гексафторид серы. Для отдельных бинарных соединений сохраняются традиционные названия: H<sub>2</sub>O - вода, NH<sub>3</sub> - аммиак, PH<sub>3</sub> – фосфин.

Существуют вещества, которые по составу похожи на оксиды, а по строению и свойствам относятся к солям. Это пероксиды, соли очень слабой кислоты – пероксида водорода H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>. Например, BaO<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>. К солеобразным веществам относятся и такие вещества, как Pb<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Pb<sub>3</sub>O<sub>4</sub>.

Названия основных гидроксидов составляются из слов "гидроксид" и русского названия элемента в родительном падеже с указанием, если необходимо, валентности (римскими цифрами в скобках): CuOH – гидроксид меди (I), Cu(OH)<sub>2</sub> – гидроксид меди (II).

Названия бескислородных кислот, составляют добавляя к корню русского названия кислотообразующего элемента (или к названию группы атомов,

например  $\text{CN}^-$  - циан) суффикс "О" и окончание "водородная кислота":  $\text{HCl}$  – хлороводородная кислота,  $\text{HCN}$  – циановодородная кислота.

Названия кислородсодержащих кислот образуются от русского названия соответствующего элемента с добавлением слова "**кислота**". Если элемент – кислотообразователь находится в высшей степени окисления, для названия используют окончания **-ная** или **-овая**, например:  $\text{HNO}_3$  - азотная кислота,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$  - мышьяковая кислота. С понижением степени окисления элемента – кислотообразователя окончание изменяется в следующей последовательности: **-новатая, -истая, -оватистая.**

Названия кислот, содержащих группировку атомов **-О-О-**, рассматриваются как производные пероксида водорода, снабжаются приставками – **пероксо** и, если необходимо, греческим числительным, указывающего на число атомов кислотообразующего элемента в молекуле кислоты. Например,  $\text{H}_2\text{SO}_5$  -пероксосерная кислота,  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$  - надсерная кислота.

Если одному и тому же кислотному оксиду соответствуют несколько кислот, то к названию кислоты, содержащей наименьшее число атомов кислорода, добавляется приставка –**мета**, а к названию кислоты, содержащей наибольшее число атомов кислорода, приставка –**орто**  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  - метакремниевая кислота,  $\text{H}_4\text{SiO}_4$  - ортокремниевая кислота.

Названия солей образуются из названий аниона в именительном падеже и названия катиона в родительном падеже. Название аниона состоит из корня латинского названия элемента - кислотообразователя. Анионы бескислородных кислот получают окончание –**ид**. Например,  $\text{F}^-$  -фторид,  $\text{S}^{2-}$  - сульфид,  $\text{CN}^-$  - цианид. Окончания, используемые в названиях анионов кислородных кислот, зависят от степени окисления кислотообразователя (для высшей степени окисления используют окончание –**ат**. Например:  $\text{HNO}_3$  - кислота азотная →  $\text{NO}_3^-$  -нитрат,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  - серная кислота →  $\text{SO}_4^{2-}$  - сульфат,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  - фосфорная кислота →  $\text{PO}_4^{3-}$  - фосфат. К названиям кислот, содержащих несколько атомов кислотообразующего элемента, добавляются греческие числительные приставки, указывающие число этих атомов, например, соли

дисерной кислоты  $H_2S_2O_7$  называются дисульфатами, тетраборной кислота  $H_2B_4O_7$  – тетраборатами. Анионы, содержащие атомы водорода, получают приставку **гидро-**, например,  $HPO_4^{2-}$  -гидрофосфат,  $H_2PO_4^-$  - дигидрофосфат.

Аналогично катионы, содержащие группу  $OH^-$  получают приставку – **гидроксо**, например, катион  $AlOH^{2+}$  называют гидроксоалюминием, катион  $Al(OH)_2^+$  называют дигидроксоалюминием.

Химические свойства основных классов неорганических соединений представлены в таблице 1.

**Таблица 1 - Основные классы неорганических соединений и их химические свойства**

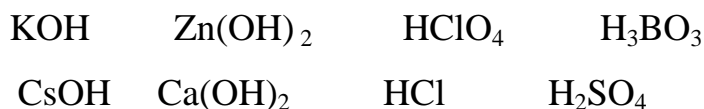
Основные классы неорганических соединений	Химические соединения взаимодействуют с веществами						
	Вода	Металл	Основной оксид	Кислотный оксид	кислота	основание	Соль
Основные оксиды	основание			соль	соль и вода		
Кислотные оксиды	кислота		соль			соль и вода	
Амфотерные оксиды			соль	соль	соль и вода	соль и вода	
Кислоты		соль и водород	соль и вода			соль и вода	соль и кислота
Основания				соль и вода	соль и вода		соль и основание
Амфотерные гидроксиды			соль	соль	соль и вода	соль и вода	
Соли	возмо- жен гид- ролиз	новая соль и металл			соль и кислота	соль и основание	соль и соль
вода		основание и водород	основание	кислота			возможен гидролиз

## Индивидуальные задания

### Вариант 1

1. Составьте формулы всех солей соответствующих кислотам и основаниям, приведенным для вашего задания. (Для амфотерных гидроксидов необходи-

мо составить формулы их солей, образованных как при реакции с кислотами, так и с основаниями). Приведите реакцию получения одной из солей в молекулярной и сокращенной ионно-молекулярной форме.



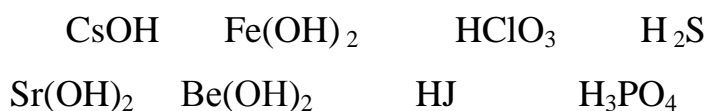
2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



3. Укажите, с какими из перечисленных веществ может взаимодействовать сернистая кислота: а) оксид кремния (IV); б) магний; в) нитрат свинца; г) оксид калия; д) гидроксид аммония; е) сульфит гидроксикальция? Напишите уравнения соответствующих реакций.

## Вариант 2

1. Составьте формулы всех солей соответствующих кислотам и основаниям, приведенным для вашего задания. (Для амфотерных гидроксидов необходимо составить формулы их солей, образованных как при реакции с кислотами, так и с основаниями). Приведите реакцию получения одной из солей в молекулярной и сокращенной ионно-молекулярной форме.



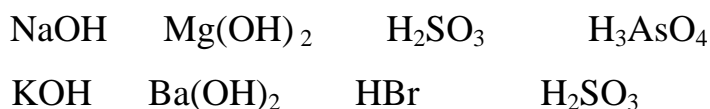
2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



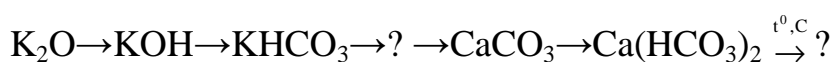
3. С какими из перечисленных веществ может взаимодействовать гидроксид бария: а) оксид кальция, б) оксид фосфора (V), в) хлорид меди(II), г) фосфорная кислота, д) гидросульфат бария, е) гидроксид цинка? Напишите уравнения соответствующих реакций.

### Вариант 3

1. Составьте формулы всех солей соответствующих кислотам и основаниям, приведенным для вашего задания. (Для амфотерных гидроксидов необходимо составить формулы их солей, образованных как при реакции с кислотами, так и с основаниями). Приведите реакцию получения одной из солей в молекулярной и сокращенной ионно-молекулярной форме.



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

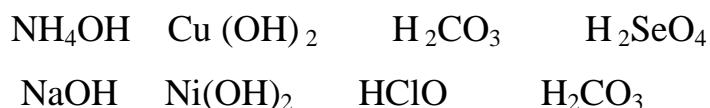


3. Укажите, какие из ниже перечисленных веществ могут взаимодействовать с водой. а) оксид кальция; б) ртуть; в) калий; г) оксид фосфора (V); д) оксид цинка; ж) оксид кремния (IV); з) хлороводородная кислота.

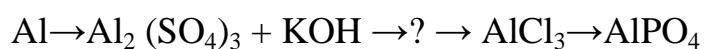
Составьте уравнение реакций, назовите продукты.

### Вариант 4

1. Составьте формулы всех солей соответствующих кислотам и основаниям, приведенным для вашего задания. (Для амфотерных гидроксидов необходимо составить формулы их солей, образованных как при реакции с кислотами, так и с основаниями). Приведите реакцию получения одной из солей в молекулярной и сокращенной ионно-молекулярной форме.



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



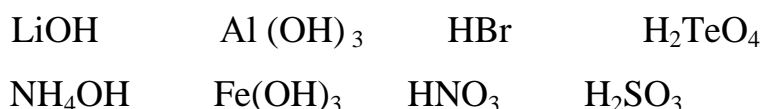
3. Какие из указанных веществ взаимодействуют с гидроксидом калия:



Составьте уравнения реакций, назовите полученные вещества

### Вариант 5

1. Составьте формулы всех солей соответствующих кислотам и основаниям, приведенным для вашего задания. (Для амфотерных гидроксидов необходимо составить формулы их солей, образованных как при реакции с кислотами, так и с основаниями). Приведите реакцию получения одной из солей в молекулярной и сокращенной ионно-молекулярной форме.



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



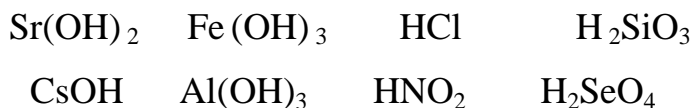
3. С какими из перечисленных веществ может взаимодействовать фосфорная кислота:



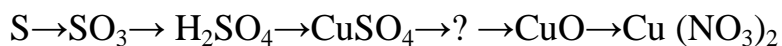
Напишите уравнения соответствующих реакций, назовите продукты.

### Вариант 6

1. Составьте формулы всех солей соответствующих кислотам и основаниям, приведенным для вашего задания. (Для амфотерных гидроксидов необходимо составить формулы их солей, образованных как при реакции с кислотами, так и с основаниями). Приведите реакцию получения одной из солей в молекулярной и сокращенной ионно-молекулярной форме.



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



3. Какие из указанных веществ реагируют с гидроксидом натрия:

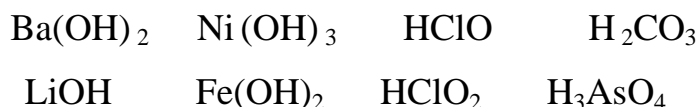




Напишите уравнения соответствующих реакций, назовите продукты.

### Вариант 7

1. Составьте формулы всех солей соответствующих кислотам и основаниям, приведенным для вашего задания. (Для амфотерных гидроксидов необходимо составить формулы их солей, образованных как при реакции с кислотами, так и с основаниями). Приведите реакцию получения одной из солей в молекулярной и сокращенной ионно-молекулярной форме.



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



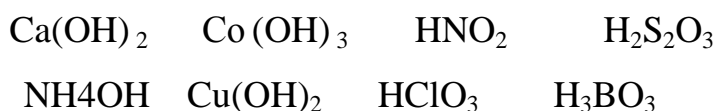
3. Какие из указанных веществ взаимодействуют с гидроксидом кальция:



Напишите уравнения соответствующих реакций. Назовите продукты.

### Вариант 8

1. Составьте формулы всех солей соответствующих кислотам и основаниям, приведенным для вашего задания. (Для амфотерных гидроксидов необходимо составить формулы их солей, образованных как при реакции с кислотами, так и с основаниями). Приведите реакцию получения одной из солей в молекулярной и сокращенной ионно-молекулярной форме.



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



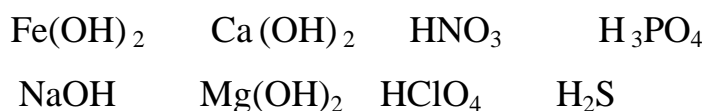
3. Какие из указанных веществ взаимодействуют с водой:



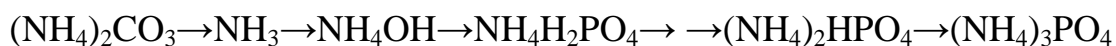
Напишите уравнения соответствующих реакций. Назовите продукты.

### Вариант 9

1. Составьте формулы всех солей соответствующих кислотам и основаниям, приведенным для вашего задания. (Для амфотерных гидроксидов необходимо составить формулы их солей, образованных как при реакции с кислотами, так и с основаниями). Приведите реакцию получения одной из солей в молекулярной и сокращенной ионно-молекулярной форме.



2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:

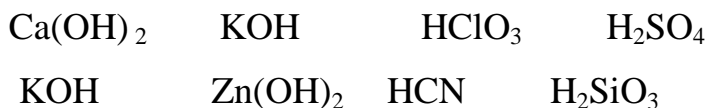


3. Напишите уравнения реакций между: а) двумя оксидами, б) кислой солью и щелочью, в) средней солью и кислотой, г) основанием и кислотой с образованием основной соли.

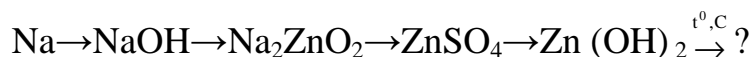
Назовите продукты реакций..

### Вариант 10

1. Составьте формулы всех солей соответствующих кислотам и основаниям, приведенным для вашего задания. (Для амфотерных гидроксидов необходимо составить формулы их солей, образованных как при реакции с кислотами, так и с основаниями). Приведите реакцию получения одной из солей в молекулярной и сокращенной ионно-молекулярной форме.



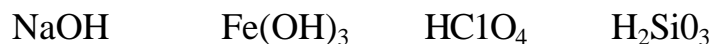
2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



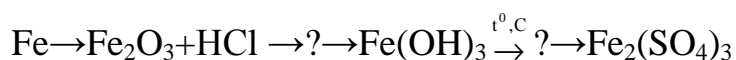
3. Приведите примеры реакций образования оснований: а) из простых веществ, б) из простого и сложного вещества, в) из двух сложных веществ. Назовите продукты реакции.

### Вариант 11

1. Составьте формулы всех солей соответствующих кислотам и основаниям, приведенным для вашего задания. (Для амфотерных гидроксидов необходимо составить формулы их солей, образованных как при реакции с кислотами, так и с основаниями). Приведите реакцию получения одной из солей в молекулярной и сокращенной ионно-молекулярной форме.



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



3. Назовите следующие соединения:  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{Al(OH)}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ . Какие из них могут взаимодействовать с гидроксидом натрия? Напишите уравнения соответствующих реакций.

### Вариант 12

1. Составьте формулы всех солей соответствующих кислотам и основаниям, приведенным для вашего задания. (Для амфотерных гидроксидов необходимо составить формулы их солей, образованных как при реакции с кислотами, так и с основаниями). Приведите реакцию получения одной из солей в молекулярной и сокращенной ионно-молекулярной форме.



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



3. С какими из перечисленных веществ может взаимодействовать серная кислота:

Ag, Ca (OH)<sub>2</sub>, NO<sub>2</sub>, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, Na<sub>2</sub>ZnO<sub>2</sub>, Ca

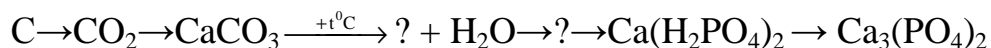
Напишите уравнения соответствующих реакций.

### Вариант 13

1. Составьте формулы всех солей соответствующих кислотам и основаниям, приведенным для вашего задания. (Для амфотерных гидроксидов необходимо составить формулы их солей, образованных как при реакции с кислотами, так и с основаниями). Приведите реакцию получения одной из солей в молекулярной и сокращенной ионно-молекулярной форме.

KOH      Co(OH)<sub>2</sub>      HNO<sub>2</sub>      H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

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



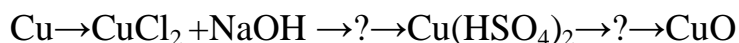
3. Какие из указанных веществ взаимодействуют с гидроксидом калия: N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S, MnO, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, FeCl<sub>3</sub>, Mn(OH)<sub>2</sub>? Напишите уравнения соответствующих реакций.

### Вариант 14

1. Составьте формулы всех солей соответствующих кислотам и основаниям, приведенным для вашего задания. (Для амфотерных гидроксидов необходимо составить формулы их солей, образованных как при реакции с кислотами, так и с основаниями). Приведите реакцию получения одной из солей в молекулярной и сокращенной ионно-молекулярной форме.

NH<sub>4</sub>OH      Mg(OH)<sub>2</sub>      HI      H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>

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

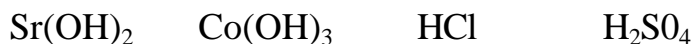


3. С какими из перечисленных веществ может взаимодействовать гидроксид кальция: а) оксид магния, б) оксид углерода (IV), в) сульфат меди(II), г) фос-

форная кислота, д) гидросульфат кальция, е) гидрокарбонат магния? Напишите уравнения соответствующих реакций.

### Вариант 15

1. Составьте формулы всех солей соответствующих кислотам и основаниям, приведенным для вашего задания. (Для амфотерных гидроксидов необходимо составить формулы их солей, образованных как при реакции с кислотами, так и с основаниями). Приведите реакцию получения одной из солей в молекулярной и сокращенной ионно-молекулярной форме.



2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:  $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow ? \rightarrow \text{ZnSO}_4$
3. Укажите, с какими из перечисленных веществ может взаимодействовать серная кислота: а) оксид углерода (IV); б) кальций; в) нитрат бария; г) оксид железа(III); д) гидроксид алюминия; е) сульфат гидроксокальция? Напишите уравнения соответствующих реакций.

### 3.Строение атома. Периодический закон Д. И. Менделеева

При изучении этого материала следует усвоить современные взгляды на корпускулярно – волновое состояние электрона в атоме, вероятный характер распределения плотности электронного облака, значения квантовых чисел для энергетической характеристики состояния электронов в атоме, принцип Паули, правило Хунда и порядок заполнения электронных уровней, подуровней, орбиталей.

**Практическая задача** – умение составить электронную и электронно-графическую формулы атома, определять его возможные валентности и степени окисления по электронно-графическим формулам.

## Строение атома

Атом – электронейтральная частица химического элемента, обладающая его химическими свойствами.

Атом состоит из положительно заряженного ядра, вокруг которого вращаются отрицательно заряженные электроны. Ядро каждого атома составляет его основу и определяет индивидуальные свойства элемента. Размер всего атома составляет примерно  $10^{-8}$  см, а размер ядра  $10^{-13}$  см, в ядре сосредоточена вся масса атома.

Согласно протонно-нейтронной теории, ядра всех атомов состоят из  $Z$  протонов ( $Z$ - равно порядковому номеру элемента в периодической системе Д. И. Менделеева) и  $N$  нейтронов. Сумма числа протонов и числа нейтронов, содержащихся в ядре атомов каждого элемента, называется массовым числом атома, т.е.  $A_r = Z + N$ , поэтому число нейтронов равно  $N = A_r - Z$ .

Каждый элемент, как правило, представляет собой совокупность нескольких изотопов. Именно этим объясняется отклонение атомных масс многих элементов от целочисленных величин, т.к. атомная масса химического элемента есть средняя величина из атомных масс существующих изотопов с учётом распределения их в природе.

При всех химических процессах ядра атомов элементов, входящих в состав реагирующих веществ, не изменяются. Изменения претерпевают только электронные оболочки.

Исследования квантовой механики показали, что электрон обладает свойствами и частицы и волны. Двойственная природа электрона определяется уравнением Луи де Бройля  $\lambda = h/mv$ ; где  $v$  - скорость движения электронов,  $h$ -постоянная Планка.

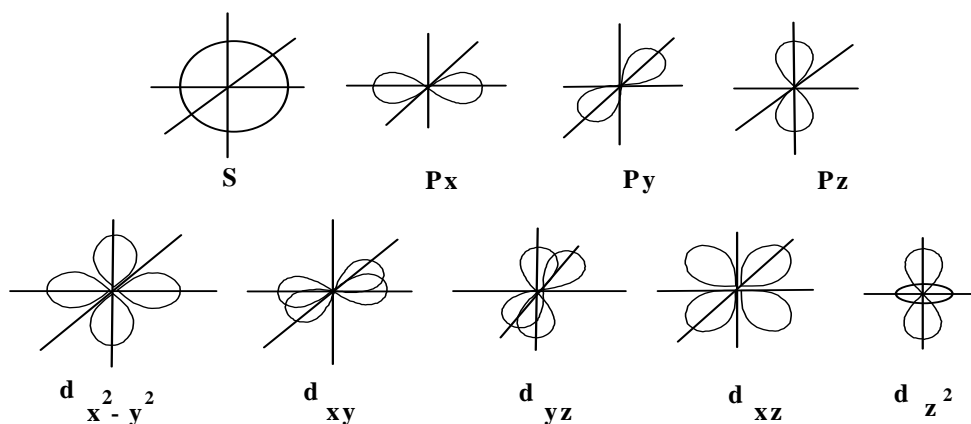
В связи с двойственной природой электрона, его движение в атоме нельзя описать определённой траекторией, а можно лишь рассматривать определённый объём пространства, в котором находится электрон.

Для описания поведения электрона в атоме Э. Шредингер предложил дифференциальное уравнение, устанавливающее соотношение между энер-

гией электрона и волновой функцией, определяющей плотность электронного облака. Волновую функцию или амплитуду электронной волны называют также атомной орбиталью или электронным облаком.

Для электронного облака атома водорода характерна сферическая форма, где на расстоянии 0,053 нм от ядра вероятность пребывания электрона максимальна. Околоядерное пространство, в котором с большой вероятностью может находиться электрон, называется атомной орбиталью (АО).

Атомная орбиталь, как любая геометрическая фигура, характеризуется тремя параметрами (координатами), получившими название квантовых чисел. Они определяют размер ( $n$ ), форму ( $l$ ) и ориентацию атомной орбитали в магнитном пространстве ( $m_l$ ). Занимая ту или другую АО, электрон образует электронное облако. Формы электронных облаков аналогичны АО (рис. 1).



Рисунек 1 - Формы электронных орбиталей

**Главное квантовое число  $n$**  характеризует энергию электрона и размеры орбитали, т.е. энергетический уровень орбитали.  $n$  принимает значения целых чисел от 1 до  $\infty$  и определяется номером периода в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. Совокупность электронов в атоме, обладающих одинаковым значением  $n$ , называют электронным слоем. Слои обозначают натуральным рядом цифр или букв.

$n$	1	2	3	4	5	6	7
Обозначение энергетического уровня	K	L	M	N	O	P	Q

**Орбитальное квантовое число  $\ell$**  определяет энергию электрона на подуровне и форму электронных орбиталей (рис. 1). Орбитальное квантовое число  $\ell$  принимает целочисленные значения от 0 до величины  $(n-1)$ :  $\ell=0, 1, 2, 3, 4 (n-1)$ . Для  $n=1$   $\ell=0$ ; для  $n=2$   $\ell=0, 1$ ; для  $n=3$   $\ell=0, 1, 2$  и т.д.

Число подуровней в каждом энергетическом уровне равно его главному квантовому числу (табл. 3). Больше четырёх подуровней не заполняется, т.к. значения  $\ell=0, 1, 2, 3$  описывают электроны в атомах всех известных элементов. АО, для которых орбитальное число принимают значения  $\ell=0, 1, 2, 3$ , соответственно называют  $s, p, d, f$ -орбиталями, а электроны, занимающие эти орбитали, соответственно  $s$ -,  $p$ -,  $d$ -,  $f$ -электронами.

**Магнитное квантовое число  $m_l$**  характеризует магнитный момент и расположение электронных облаков в пространстве (см. рис. 1). Число возможных значений магнитного квантового числа при заданном  $\ell$  равно  $2\ell+1$ , при этом  $m_l$  изменяется от  $-l$  через 0 до  $+l$  (см. табл. 1). Так если  $\ell=3$  то  $m_l$  имеет семь значений ( $2 \cdot 3 + 1 = 7$ ):  $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ .

**Спиновое квантовое число  $m_s$**  характеризует движение электрона вокруг своей оси как по часовой, так и против часовой стрелки, что условно обозначается  $+1/2$  и  $-1/2$ .

Энергетическое состояние электрона схематически обозначают в виде квантовых (энергетических) ячеек



электроны в этих ячейках обозначаются стрелками



Это соответствует графической формуле распределения электронов в атоме гелия.

Следовательно, число состояний электрона в поле ядерных сил атома определяется четырьмя квантовыми числами:  $n, \ell, m_l, m_s$ .

Распределение электронов в атоме элементов по атомным орбиталям определяется принципом наименьшей энергии, принципом Паули и правилом Хунда.



1. Принцип наименьшей энергии. **Правило Клечковского:** последовательность размещения электронов по АО в невозбуждённом атоме должен отвечать наибольшей связи их с ядром, т.е. электрон должен обладать наименьшей энергией. Согласно этому правилу, электроны занимают уровни и подуровни в следующей последовательности:

$$1s^2 \rightarrow 2s^2 \rightarrow 2p^6 \rightarrow 3s^2 \rightarrow 3p^6 \rightarrow 4s^2 \rightarrow 3d^{10} \rightarrow 4p^6 \rightarrow 5s^2 \rightarrow 4d^{10} \rightarrow 5p^6 \rightarrow 6s^2 \rightarrow 4f^{14} \rightarrow 5d^{10} \rightarrow 6p^6$$

$\rightarrow 7s^2 \rightarrow 5f^{14} \rightarrow 6d^{10} \rightarrow 7p^5$ , где  $s$ -,  $p$ -,  $d$ -,  $f$ - энергетические подуровни, цифры впереди буквы означают номер энергетического уровня, на котором находятся данные электроны, а индекс наверху справа показывает максимальное число электронов, которое может быть на данном подуровне.

Указанная последовательность заполнения электронами уровней и подуровней обусловлена принципом наименьшей энергии и правилом Клечковского: заполнение атомных орбиталей электронами происходит последовательно с ростом суммы квантовых чисел ( $n + \ell$ ), а при равенстве сумм этих чисел сначала заполняется тот подуровень, которому соответствует меньшее значение  $n$ .

Например, после  $3p$  подуровня будет заполняться  $4s$  подуровень, для которого  $n=4$ , а  $\ell=0$ . Следовательно,  $\sum 4+0=4$ . После  $4s^2$  заполняется  $3d$  подуровень для которого  $n=3$ , а  $\ell=2$  ( $\sum n+\ell=3+2=5$ ). Из таблицы 3 видно, что подуровню  $s$  соответствует орбитальное квантовое число  $\ell=0$ ,  $d$  - соответствует  $\ell=2$ .

2. **Принцип Паули:** В атоме не может быть двух электронов, имеющих одинаковый набор всех четырёх квантовых чисел, т.е. на АО могут находиться не более двух электронов с противоположными спинами  $\downarrow\uparrow$ . Согласно принципу Паули, максимальное число электронов на энергетическом уровне равно  $N=2n^2$  (см. табл. 2).

Таблица 2 - Значения квантовых чисел

n	$\ell$	$m_\ell$	$m_s$	Состояние электрона	Число электронов	
					на подуровне	на уровне
1	0	0	$\pm 1/2$	1s	2	2
2	0	0	$\pm 1/2$	2s	2	8
	1	-1, 0, +1		2p	6	
3	0	0	$\pm 1/2$	3s	2	18
	1	-1, 0, +1		3p	6	
	2	-2, -1, 0, +1, +2		3d	10	
4	0	0	$\pm 1/2$	4s	2	32
	1	-1, 0, +1		4p	6	
	2	-2, -1, 0, +1, +2		4d	10	
	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3		4f	14	

3. **Правило Хунда** : Орбитали в пределах данного подуровня заполняются сначала по одному электрону, т.е. каждый электрон располагается в отдельной квантовой ячейке в виде неспаренного электрона. Другими словами, при данном значении  $\ell$  электроны располагаются так, чтобы суммарное спиновое число их ( $\sum m_s$ ) было максимально. Суммарный спин спаренных электронов равен нулю. Например, если три  $p$  – орбитали ( $p_x, p_y, p_z$ ) надо заполнить  $p$  – электронами, то они должны в начале распределяться по одному на каждой отдельной орбитали (ячейке), а затем по два с противоположными спинами.

Строение электронных оболочек атомов тесно связано с расположением элементов в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. Порядковый номер элемента указывает на заряд ядра его (число протонов) и на число электронов.

Номер периода (главное квантовое число  $n$ ) указывает на число энергетических уровней и на число подуровней в данном энергетическом уровне. А квадрат главного квантового числа определяет число квантовых ячеек на уровне.

В зависимости от того, на какой энергетический уровень в атоме поступает последний электрон, элементы делятся на  $s$ -,  $p$ -,  $d$ -,  $f$ - элементы. При этом

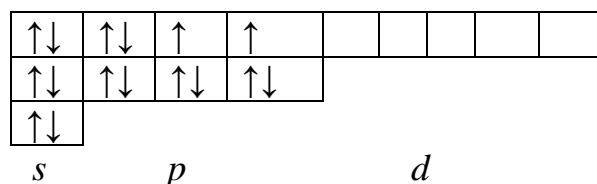
*s*- элементы находятся в главных подгруппах 1 и 2 групп периодической системы (а также H и He), *p*- элементы находятся в главных подгруппах 3, 4, 5, 6, 7 и 8 групп периодической системы; *d*- элементы находятся в побочных подгруппах любых групп периодической системы.

У *s*- и *p*- элементов на внешнем энергетическом уровне число электронов соответствует номеру группы периодической системы, а у *d*- элементов на внешнем уровне не больше 1-2 электронов.

Распределение электронов по уровням и подуровням в атоме записывается в виде электронных формул. Чтобы составить электронную или графическую формулу любого элемента, надо знать номер химического элемента, номер периода, где находится этот элемент, а также номер группы и подгруппы (главная или побочная) в периодической системе и перечисленные выше положения. Электронная формула серы будет состояться следующим образом: порядковый номер серы 16, следовательно у атома серы 16 электронов; т.к, сера находится в третьем периоде ( $n=3$ ), то её электроны располагаются на трёх энергетических уровнях.

Третий уровень состоит из трёх подуровней ( $3s$ ,  $3p$ ,  $3d$ ) на третьем уровне будет 9 ( $n^2$ ) энергетических ячеек, т.к. сера находится в шестой группе главной (A) подгруппе, то на внешнем энергетическом уровне у неё будет 6 электронов:  $3s^23p^4$ . В свете сказанного электронная формула атома серы будет иметь следующий вид  ${}_{16}\text{S } 1s^22s^22p^63s^23p^4$ .

Электронно - графическая формула распределения электронов атома серы по квантовым ячейкам имеет вид:



Распределение электронов в атоме по уровням, подуровням и орбиталиям описывают электронно-графические формулы.

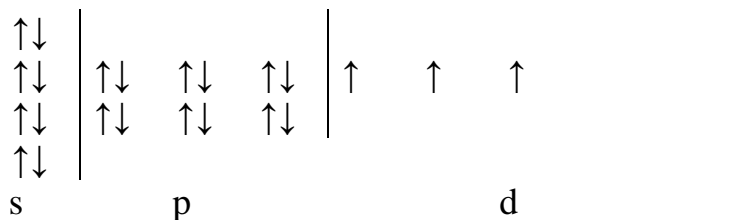
В каждой квантовой ячейке может быть не более двух электронов с противоположными спинами (принцип Паули). Орбитали одного подуровня

заполняются таким образом, чтобы суммарное спиновое квантовое число было максимальным (правило Хунда).

**Пример 1.** Составьте электронную и электронно – графическую формулу атома ванадия.

**Решение.** Так как элемент ванадий находится в четвёртом периоде, то электроны его атомов располагаются на четырёх энергетических уровнях: на первом уровне 2 электрона, на втором 8. Т.к. ванадий находится в V группе, побочной подгруппе, то у его атомов на внешнем энергетическом уровне будет два электрона, а остальные 11 электронов разместятся на третьем энергетическом уровне. Ванадий относится к *d*-электронному семейству. Электронная формула ванадия:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$

Для атома ванадия электронно-графическая схема распределения электронов имеет вид:

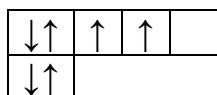


Число неспаренных электронов в атоме определяется правилом Хунда и наличием свободных ячеек (АО) в том же квантовом слое.

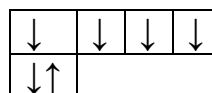
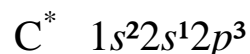
При возбуждении атома электроны могут переходить на эти свободные ячейки, а атом проявлять большую валентность. Это имеет место лишь в том случае, когда необходимая для возбуждения атома энергия, компенсируется энергией, выделяющейся при образовании нового соединения. Распариваются только атомы *последнего* энергетического уровня.

### Схемы распределения электронов в атоме углерода по квантовым ячейкам в нормальном и возбуждённом состоянии.

Нормальное состояние



Возбуждённое состояние



**Индивидуальные задания****Вариант 1**

1. Составьте электронные формулы и представьте графически размещение электронов по квантовым ячейкам для элементов: углерод, скандий. Проанализируйте возможности разъединения спаренных электронов при возбуждении атомов с образованием валентных электронов в соответствии с теорией спин – валентности.
2. Проанализируйте изменение величины зарядов ядер, радиусов атомов, величин электроотрицательностей и степеней окисления для элементов II - A группы. Каковы закономерности этих изменений при движении по группе сверху вниз или по периоду слева направо? Как изменяется в этом направлении металлические свойства элементов и характер их оксидов и гидроксидов?
3. Исходя из положения элементов в периодической системе, дайте характеристику атомов: а) серы; б) марганца.

**Вариант 2**

1. Составьте электронные формулы и представьте графически размещение электронов по квантовым ячейкам для элементов: азот, титан. Проанализируйте возможности разъединения спаренных электронов при возбуждении атомов с образованием валентных электронов в соответствии с теорией спин – валентности.
2. Проанализируйте изменение величины зарядов ядер, радиусов атомов, величин электроотрицательностей и степеней окисления для элементов IV - A группы. Каковы закономерности этих изменений при движении по группе сверху вниз или по периоду слева направо? Как изменяется в этом направлении металлические свойства элементов и характер их оксидов и гидроксидов?

3. Исходя из положения элементов в периодической системе, дайте характеристику атомов: а) железа; б) хлора.

### **Вариант 3**

1. Составьте электронные формулы и представьте графически размещение электронов по квантовым ячейкам для элементов: кислород, ванадий. Проанализируйте возможности разъединения спаренных электронов при возбуждении атомов с образованием валентных электронов в соответствии с теорией спин – валентности.
2. Проанализируйте изменение величины зарядов ядер, радиусов атомов, величин электроотрицательностей и степеней окисления для элементов V - A группы. Каковы закономерности этих изменений при движении по группе сверху вниз или по периоду слева направо? Как изменяется в этом направлении металлические свойства элементов, характер их оксидов и гидроксидов?
3. Исходя из положения элементов в периодической системе, дайте характеристику атомов: а) хрома; б) азота.

### **Вариант 4**

1. Составьте электронные формулы и представьте графически размещение электронов по квантовым ячейкам для элементов: фтор, хром. Проанализируйте возможности разъединения спаренных электронов при возбуждении атомов с образованием валентных электронов в соответствии с теорией спин – валентности.
2. Проанализируйте изменение величины зарядов ядер, радиусов атомов, величин электроотрицательностей и степеней окисления для элементов VI - A группы. Каковы закономерности этих изменений при движении по группе сверху вниз или по периоду слева направо? Как изменяется в этом направлении металлические свойства элементов и характер их оксидов и гидроксидов?

3. Исходя из положения элементов в периодической системе, дайте характеристику атомов: а) молибдена; б) углерода.

### Вариант 5

1. Составьте электронные формулы и представьте графически размещение электронов по квантовым ячейкам для элементов: алюминий, мышьяк. Проанализируйте возможности разъединения спаренных электронов при возбуждении атомов с образованием валентных электронов в соответствии с теорией спин – валентности.
2. Проанализируйте изменение величины зарядов ядер, радиусов атомов, величин электроотрицательностей и степеней окисления для элементов VII - А группы. Каковы закономерности этих изменений при движении по группе сверху вниз или по периоду слева направо? Как изменяется в этом направлении металлические свойства элементов и характер их оксидов и гидроксидов?
3. Исходя из положения элементов в периодической системе, дайте характеристику атомов: а) никеля; б) мышьяка.

### Вариант 6

1. Составьте электронные формулы и представьте графически размещение электронов по квантовым ячейкам для элементов: кремний, бром. Проанализируйте возможности разъединения спаренных электронов при возбуждении атомов с образованием валентных электронов в соответствии с теорией спин – валентности.
2. Что такое энергия ионизации? В каких единицах она выражается? Как изменяется восстановительная активность *s*- и *p*-элементов в группах периодической системы с увеличением порядкового номера? Почему?
3. Исходя из положения элементов в периодической системе, дайте характеристику атомов: а) цинка; б) кремния.

### Вариант 7

1. Составьте электронные формулы и представьте графически размещение электронов по квантовым ячейкам для элементов: фосфор, калий. Проанализируйте возможности разъединения спаренных электронов при возбуждении атомов с образованием валентных электронов в соответствии с теорией спин – валентности.
2. Что такое электроотрицательность? Как изменяется электроотрицательность *p*-элементов в периоде, в группе периодической системы с увеличением порядкового номера? Почему?
3. Исходя из положения элементов в периодической системе, дайте характеристику атомов: а) алюминия; б) германия.

### Вариант 8

1. Составьте электронные формулы и представьте графически размещение электронов по квантовым ячейкам для элементов: сера, кальций. Проанализируйте возможности разъединения спаренных электронов при возбуждении атомов с образованием валентных электронов в соответствии с теорией спин – валентности.
2. Исходя из положения германия, молибдена и рения в периодической системе, составьте формулы: водородного соединения германия, оксида молибдена и рениевой кислоты, отвечающие их высшей степени окисления. Изобразите формулы этих соединений графически.
3. Исходя из положения элементов в периодической системе, дайте характеристику атомов: а) ванадия; б) йода.

### Вариант 9

1. Составьте электронные формулы и представьте графически размещение электронов по квантовым ячейкам для элементов: хлор, бериллий. Проанализируйте возможности разъединения спаренных электронов при возбуждении



атомов с образованием валентных электронов в соответствии с теорией спин – валентности.

2. У какого из *p*-элементов V группы периодической системы – фосфора или сурьмы – сильнее выражены неметаллические свойства? Какое из водородных соединений данных элементов более сильный восстановитель? Дайте пояснения, исходя из строения атомов этих элементов.
3. Исходя из положения элементов в периодической системе, дайте характеристику атомов: а) сурьмы; б) меди.

### Вариант 10

1. Составьте электронные формулы и представьте графически размещение электронов по квантовым ячейкам для элементов: аргон, железо. Проанализируйте возможности разъединения спаренных электронов при возбуждении атомов с образованием валентных электронов в соответствии с теорией спин – валентности.
2. Исходя из положения металла в периодической системе, дайте мотивированный ответ на вопрос: какой из двух гидроксидов более сильное основание:  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  или  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  или  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cd}(\text{OH})_2$  или  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ?
3. Исходя из положения элементов в периодической системе, дайте характеристику атомов: а) молибдена; б) брома.

### Вариант 11

1. Проанализируйте изменение величины зарядов ядер, радиусов атомов, величин электроотрицательностей и степеней окисления для элементов II периода. Каковы закономерности этих изменений при движении по группе сверху вниз или по периоду слева направо? Как изменяется в этом направлении металлические свойства элементов и характер их оксидов и гидроксидов?
2. Исходя из степени окисления атомов соответствующих элементов, определите, какой из двух гидроксидов является более сильным основанием:  $\text{CuOH}$  или  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  или  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ;  $\text{Sn}(\text{OH})_2$  или  $\text{Sn}(\text{OH})_4$ ? Ответ обоснуйте.

Напишите уравнение реакций, доказывающих амфотерность гидроксида олова (II).

- Исходя из положения элементов в периодической системе, дайте характеристику атомов: а) железа; б) селена.

### Вариант 12

- Проанализируйте изменение величины зарядов ядер, радиусов атомов, величин электроотрицательностей и степеней окисления для элементов III периода. Каковы закономерности этих изменений при движении по группе сверху вниз или по периоду слева направо? Как изменяется в этом направлении металлические свойства элементов и характер их оксидов и гидроксидов?
- Какую низшую степень окисления проявляют водород, фтор, сера и азот? Почему? Составьте формулы соединений кальция с данными элементами в низшей их степени окисления. Как называются соответствующие соединения?
- Исходя из положения элементов в периодической системе, дайте характеристику атомов: а) вольфрама; б) фосфора.

### Вариант 13

- Проанализируйте изменение величины зарядов ядер, радиусов атомов, величин электроотрицательностей и степеней окисления для элементов IV периода. Каковы закономерности этих изменений при движении по группе сверху вниз или по периоду слева направо? Как изменяется в этом направлении металлические свойства элементов и характер их оксидов и гидроксидов?
- Какую низшую и высшую степени окисления проявляют кремний, мышьяк, селен и хлор? Почему? Составьте формулы соединений указанных элементов, отвечающих этим степеням окисления.
- Исходя из положения элементов в периодической системе, дайте характеристику атомов: а) марганца; б) германия.

### Вариант 14

1. Проанализируйте изменение величины зарядов ядер, радиусов атомов, величин электроотрицательностей и степеней окисления для элементов V периода. Каковы закономерности этих изменений при движении по группе сверху вниз или по периоду слева направо? Как изменяется в этом направлении металлические свойства элементов и характер их оксидов и гидроксидов?
2. Хром образует соединения, в которых он проявляет степени окисления +2, +3, +6. Составьте формулы его оксидов и гидроксидов, отвечающих этим степеням окисления. Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида хрома (III).
3. Исходя из положения элементов в периодической системе, дайте характеристику атомов: а) бария; б) брома.

### Вариант 15

1. Проанализируйте изменение величины зарядов ядер, радиусов атомов, величин электроотрицательностей и степеней окисления для элементов IV - V группы. Каковы закономерности этих изменений при движении по группе сверху вниз или по периоду слева направо? Как изменяется в этом направлении металлические свойства элементов и характер их оксидов и гидроксидов?
2. Атомные массы элементов в периодической системе непрерывно увеличиваются, тогда как свойства простых тел изменяются периодически. Чем это можно объяснить? Дайте мотивированный ответ.
3. Исходя из положения элементов в периодической системе, дайте характеристику атомов: а) олова; б) фосфора.

## 4. Химическая связь

Теория химической связи относится к числу основных вопросов курса химии, т. к. свойства веществ и их реакционная способность зависят не толь-

ко от состава, строения молекул, но и от типа химической связи между атомами. При изучении этой темы необходимо:

- разобраться в механизмах образования ионной, ковалентной и металлической связей;
- усвоить свойства и разновидности ковалентной связи;
- изучить особенности свойств соединений с различными типами химических связей;
- приобрести навыки в составлении электронных схем образования молекул с различными типами химической связи.

Условием образования химической связи является уменьшение энергии системы взаимодействующих атомов. Молекулярное состояние вещества при обычных условиях устойчивее, чем атомное. Химическое взаимодействие атомов обусловлено перекрыванием электронных облаков и образованием химических связей, за счет кулоновских сил притяжения между электронами и ядрами атомов.

При определении типа химической связи и степени окисления атомов элементов в соединении полезно использовать понятие "электроотрицательность".

**Электроотрицательность** – способность атома данного элемента притягивать к себе общую электронную плотность при образовании химической связи с другими атомами. Чем больше электроотрицательность элемента, тем меньше его металлические свойства и больше неметаллические свойства.

Используя значения электроотрицательностей, можно судить не только о смещении электронов при взаимодействии атомов в сторону более электроотрицательного атома, но и делать выводы о типе химической связи (ковалентная или ионная), о полярности связи. Если разность ( $\Delta$ ) между электроотрицательностями больше 1,7, то связь ионная, если меньше – ковалентная. Например, в соединениях

K – Cl       $\Delta \chi = 3,0 - 0,9 = 2,1 > 1,7$  – связь ионная

Be – Cl       $\Delta \chi = 3,0 - 1,5 = 1,5 < 1,7$  – связь ковалентная полярная

Cl – Cl  $\Delta \text{ЭО} = 3,0 - 3,0 = 0$  – связь ковалентная неполярная.

Следует иметь в виду, что молекулы, состоящие их атомов неметаллов, ионной связи не образуют.

В настоящее время для описания химических связей в любых молекулах наибольшее распространение получили метод валентных связей (ВС) и метод молекулярных орбиталей (МО).

В зависимости от степени обобществления электронной плотности химической связи между несколькими атомами различают: 1) локализованную (электронная пара химической связи сконцентрирована в пределах двух наиболее близко расположенных друг от друга ядер), 2) делокализованную (электронная плотность расположена между тремя и более ядрами).

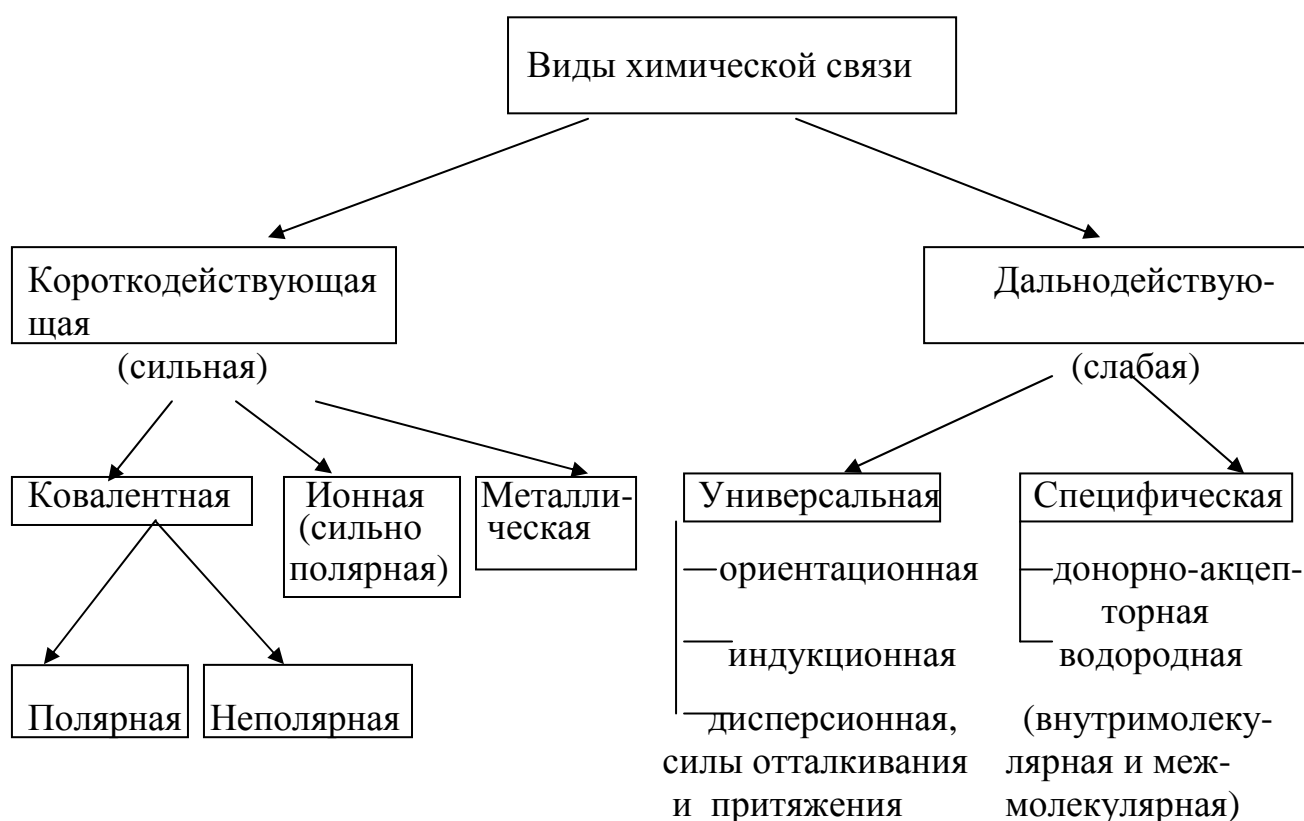


Рисунок 2 - Виды химических связей

**Ковалентная связь** – химическая связь между атомами, возникающая путем перекрывания атомных орбиталей и обобществления электронной пары.

С точки зрения метода ВС механизм возникновения связи заключается в образовании электронных пар одновременно принадлежащих двум атомам неметаллов. Ковалентная связь - двухцентровая, двухэлектронная.

Таблица 3 - Значения электроотрицательностей элементов

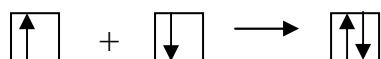
H 2,1						
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,5	Sn 1,8	Sb 1,9	Tl 2,1	I 2,15

### Изображение ковалентной связи:

1. с помощью электронов в виде точек



2. квантовых ячеек



3. в виде черточек



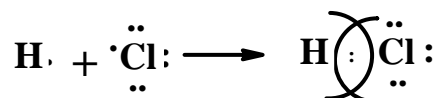
### Механизмы образования ковалентной связи

1. Обменный

- неполярная ковалентная связь:  $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{N}_2$

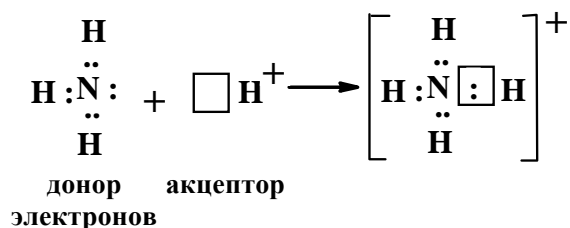


- полярная ковалентная связь

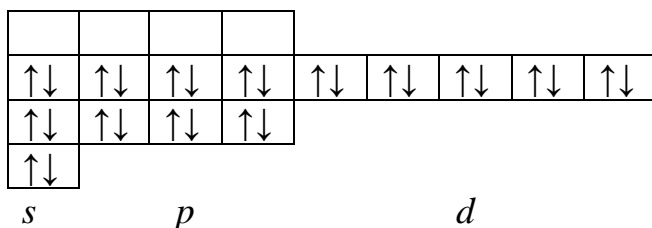
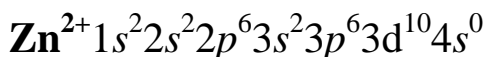
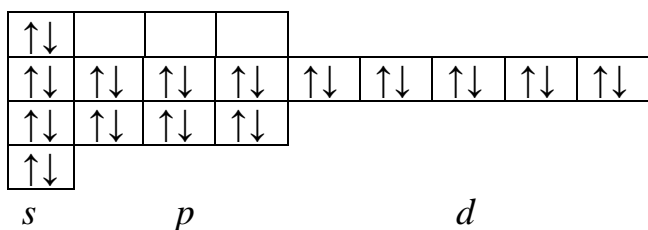
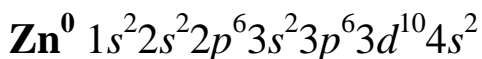


2. Донорно-акцепторный предполагает, что один атом предоставляет готовую пару электронов, являясь донором, а другой, предоставляющий свободную орбиталь, является акцептором. Так образуется ион аммония из мо-

лекулы аммиака  $\text{NH}_3$  и иона водорода  $\text{H}^+$ , азот донор электронов, а водород – акцептор.



Донорно – акцепторный механизм образования ковалентной связи имеет место в комплексных соединениях. Например, образование сложного комплексного иона  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{+2}$  осуществляется по донорно – акцепторному механизму. Zn – *d* – элемент. Строение атома и иона цинка имеет вид:



Каждая из четырёх молекул аммиака представляет по одной паре электронов, которые занимают четыре гибридные  $sp^3$  - орбитали.

### Свойства ковалентной связи

**Насыщаемость** ковалентной связи объясняется наличием у атома того или иного элемента определённого числа неспаренных электронов. Валентность, определяемую числом неспаренных электронов или образующихся при возбуждении атома, называют спин – валентностью.

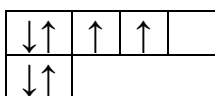
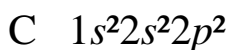
Число неспаренных электронов в атоме определяется правилом Хунда

и наличием свободных ячеек (АО) в том же квантовом слое.

При возбуждении атома электроны могут переходить в эти свободные ячейки, а атом проявлять большую валентность. Это имеет место лишь в том случае, когда энергия, необходимая для возбуждения атома, компенсируется энергией, выделяющейся при образовании нового соединения.

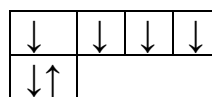
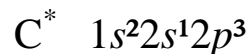
**Схемы распределения электронов в атомах углерода, кислорода, серы и хлора по квантовым ячейкам в нормальном и возбуждённом состояниях.**

Нормальное состояние

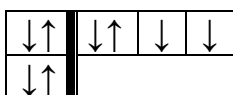
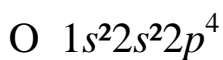


Валентность II

Возбуждённое состояние

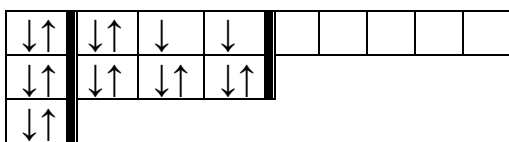
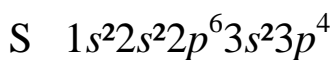


Валентность IV



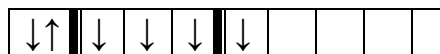
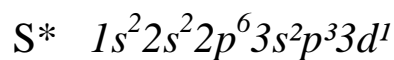
Валентность II

Отсутствует, т. к. нет свободных ячеек



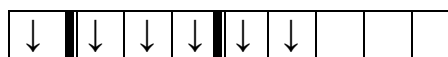
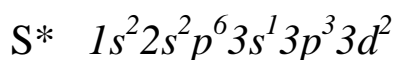
s p d

Валентность II



s p d

Валентность IV



Валентность VI



Из представленных схем видно, что числом неспаренных электронов определяется валентность атомов в нормальном и возбуждённом состояниях.

**Направленность** ковалентной связи обуславливается тем, что электронные облака атома имеют определённую конфигурацию и расположение в пространстве. Метод ВС предполагает участие в образовании ковалентной связи не только «чистых» атомных орбиталей, но и «смешанных», так называемых гибридных АО. При гибридизации первоначальная форма и энергия орбиталей (электронных облаков) взаимно изменяются и образуются орбитали новой одинаковой формы и энергии. Число гибридных орбиталей равно числу исходных.

Например, из одной  $s$  –орбитали и одной  $p$  – орбитали образуются две гибридные орбитали, расположенные друг относительно друга под углом  $180^\circ$ . Образование связей за счёт одной  $s$  – и двух  $p$  – орбиталей ( $sp^2$  – гибридизация) связано с возникновением трёх гибридных орбиталей, расположенных под углом  $120^\circ$ . Из  $s$ -орбитали и трёх  $p$  – орбиталей образуются четыре  $sp^3$ – гибридных облака под углом  $109^\circ, 28'$  (тетраэдр).

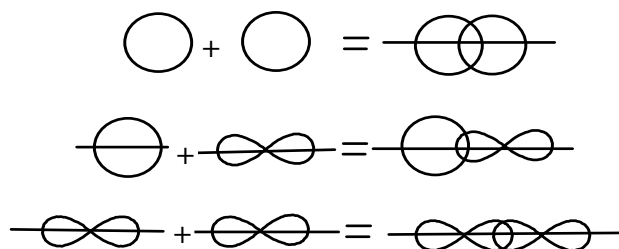
Ковалентная связь бывает неполярной и полярной. Полярность ковалентной связи обусловлена различной электроотрицательностью атомов, образующих молекулу. Электронное облако связи смещается в сторону более электроотрицательного атома и в молекуле образуется электрический момент диполя. Чем больше различие в величинах электроотрицательности двух элементов, образующих связь, тем больше химическая связь между этими атомами отличается от ковалентной связи и приближается к ионной. Смещение электронного облака в сторону более электроотрицательного элемента приводит к смещению центров тяжести положительных и отрицательных зарядов. Такие молекулы называются диполями. Расстояние между центрами положительного и отрицательного зарядов называют длиной диполя. Полярность связи, оценивают величиной её дипольного момента, представляющего собой произведение длины диполя на абсолютное значение заряда электрона:

$$\mu = \ell \cdot e.$$

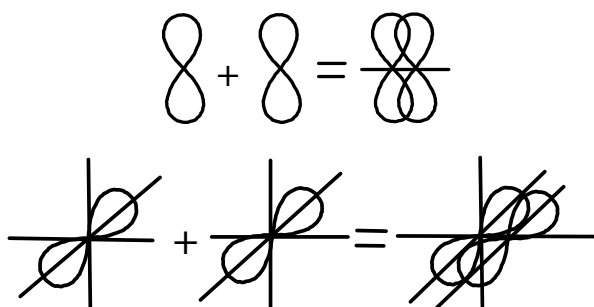
По способу перекрывания электронных облаков различают  $\sigma$  -,  $\pi$  -, и  $\delta$  - связи. Если перекрывание электронных облаков идёт по линии, соединяющей центры взаимодействующих атомов, то такую связь называют  $\sigma$  – связью.

### Способы перекрывания электронных облаков

1. Вдоль межъядерной оси – сигма связь ( $\sigma$ )



2. По обе стороны от межъядерной оси – за счёт бокового перекрывания орбиталей - Пи-связь ( $\pi$ )

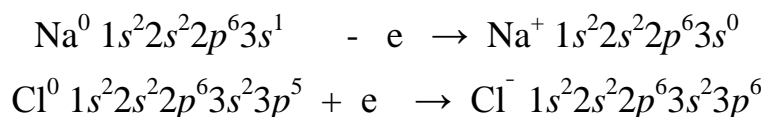


Перекрывание электронных облаков над и под линией, соединяющей ядра атомов, осуществляется за счёт так называемой  $\pi$  – связи. Если  $d$  – электронные облака, расположенные в параллельных плоскостях, перекрываются всеми четырьмя лепестками, то такую связь называют дельта связью ( $\delta$ ). В молекулах с двойной и тройной связью имеются и  $\sigma$  - и  $\pi$  – связи.

Следует различать понятия «полярность связи» и «полярность молекулы». Например, и  $\sigma$ - и  $\pi$ - связь  $C=O$  полярны, а молекула  $CO_2$  неполярна, т.к. суммарный дипольный момент молекулы равен нулю.

**Ионная связь.** Такой тип химической связи возникает только при взаимодействии атомов, которые сильно отличаются по электроотрицательности, т.е. между типичными металлами и типичными неметаллами.

При химическом взаимодействии типичные металлы, имеющие на внешнем энергетическом уровне 1 – 2 электрона, отдают их атому неметалла, который приобретает завершённый энергетический уровень и превращается в отрицательно заряжённый ион, а атом, отдавший электроны – в положительно заряженный ион. Например NaCl:



Между образовавшимися ионами осуществляется электростатическое взаимодействие, приводящее к образованию химического соединения. Химическая связь между ионами, осуществляемая электростатическим притяжением, называется ионной или электровалентной связью.



Соединения, которые образовались за счёт притяжения ионов, называются гетерополярными или ионными. Ионные соединения состоят из молекул только в парообразном состоянии.

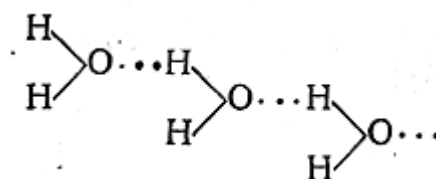
Ионная связь в отличие от ковалентной характеризуется ненаправленностью в пространстве и ненасыщаемостью. Квантово - механическая теория валентности указывает, что резкого различия между ионной и ковалентной полярной связью не существует. Ионная связь это предельный случай полярной ковалентной связи.

**Металлическая связь** – сильно делокализованная химическая связь. Возникает в том случае, когда атомы имеют мало валентных электронов по сравнению с количеством свободных валентных орбиталей, валентные электроны слабо удерживаются ядром из – за малой энергии ионизации. Наличие в металле так называемых свободных электронов (электронного газа) характеризует многие общие для всех металлов свойства: металлический блеск, теплопроводность и электрическую проводимость.

Свободные электроны связывают друг с другом ионы.

Данный вид связи характерен для металлов и их сплавов, а так же для интерметаллических соединений, она ненасыщенна и ненаправлена.

**Водородная связь.** Межмолекулярное взаимодействие может осуществляться не только за счёт донорно – акцепторных связей, но и за счёт сил Ван-дер-Ваальса (дисперсионного, ориентационного и индукционного взаимодействия) и водородной связи. Водородная связь обусловлена тем, что атом водорода, химически связанный в одной молекуле с атомом высокой электроотрицательностью (например, фтора, кислорода) может соединиться ещё с атомом этого же элемента из другой молекулы. Водородную связь обозначают пунктиром



Водородная связь менее прочна чем обычная химическая связь, но оказывает влияние на многие свойства веществ. Различают межмолекулярную водородную связь и внутримолекулярную.

### Индивидуальные задания

#### Вариант 1

1. Укажите тип химической связи в молекулах соединений вашего варианта. Составьте электронные схемы образования молекул с ковалентной связью. Определите валентность и степени окисления атомов в молекуле. Изобразите электронными уравнениями процессы образования ионов из атомов для соединений с ионной связью.



2. Составьте структурные и электронные формулы соединений фосфора с водородом (а); хлором (б); бором (в).

#### Вариант 2

1. Укажите тип химической связи в молекулах соединений вашего варианта. Составьте электронные схемы образования молекул с ковалентной связью.

Определите валентность и степени окисления атомов в молекуле. Изобразите электронными уравнениями процессы образования ионов из атомов для соединений с ионной связью.



2. Составьте структурные и электронные формулы соединений водорода с селеном (а); йодом (б); азотом (в).

### Вариант 3

1. Укажите тип химической связи в молекулах соединений вашего варианта. Составьте электронные схемы образования молекул с ковалентной связью. Определите валентность и степени окисления атомов в молекуле. Изобразите электронными уравнениями процессы образования ионов из атомов для соединений с ионной связью.



2. Объясните, за счёт электронов какого слоя осуществляется связь между атомами в ковалентных соединениях:  $\text{H}_2$ ;  $\text{Cl}_2$ ;  $\text{O}_2$ ;  $\text{N}_2$ . Составьте электронные формулы молекул.

### Вариант 4

1. Укажите тип химической связи в молекулах соединений вашего варианта. Составьте электронные схемы образования молекул с ковалентной связью. Определите валентность и степени окисления атомов в молекуле. Изобразите электронными уравнениями процессы образования ионов из атомов для соединений с ионной связью.



2. Пользуясь таблицей относительных электроотрицательностей, вычислите разность электроотрицательностей для связей:  $\text{K} - \text{Cl}$ ,  $\text{H} - \text{O}$ ,  $\text{Cl} - \text{O}$ ,  $\text{Fe} - \text{Cl}$ ,  $\text{Na} - \text{F}$ ,  $\text{Cl} - \text{Cl}$ ,  $\text{C} - \text{Br}$  и дайте характеристику этих связей.

### Вариант 5

1. Укажите тип химической связи в молекулах соединений вашего варианта. Составьте электронные схемы образования молекул с ковалентной связью. Определите валентность и степени окисления атомов в молекуле. Изобразите электронными уравнениями процессы образования ионов из атомов для соединений с ионной связью.



2. Какая из связей характеризуется наибольшей степенью ионности: K – Cl, Ca – Cl, Fe – Cl, Ge – Cl? Ответ поясните.

### Вариант 6

1. Укажите тип химической связи в молекулах соединений вашего варианта. Составьте электронные схемы образования молекул с ковалентной связью. Определите валентность и степени окисления атомов в молекуле. Изобразите электронными уравнениями процессы образования ионов из атомов для соединений с ионной связью.



2. 2Какая из связей характеризуется наибольшей степенью ковалентности: Li – F, Be – F, B – F, C – F? Ответ поясните.

### Вариант 7

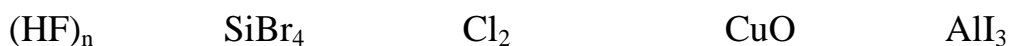
1. Укажите тип химической связи в молекулах соединений вашего варианта. Составьте электронные схемы образования молекул с ковалентной связью. Определите валентность и степени окисления атомов в молекуле. Изобразите электронными уравнениями процессы образования ионов из атомов для соединений с ионной связью.



2. Какой атом или ион служит донором электронной пары при образовании иона  $[\text{BF}_4]^-$ ? Ответ поясните.

### Вариант 8

1. Укажите тип химической связи в молекулах соединений вашего варианта. Составьте электронные схемы образования молекул с ковалентной связью. Определите валентность и степени окисления атомов в молекуле. Изобразите электронными уравнениями процессы образования ионов из атомов для соединений с ионной связью.



2. Определите ковалентность и степень окисления азота в соединениях  $KNO_3$ ,  $NaNO_2$ ,  $N_2$ ,  $NH_3$ .

### Вариант 9

1. Укажите тип химической связи в молекулах соединений вашего варианта. Составьте электронные схемы образования молекул с ковалентной связью. Определите валентность и степени окисления атомов в молекуле. Изобразите электронными уравнениями процессы образования ионов из атомов для соединений с ионной связью.



2. Определите, в каком из оксидов элементов третьего периода периодической системы элементов Д.И.Менделеева связь «элемент – кислород» наиболее приближается к ионной? Дайте обоснованный ответ.

### Вариант 10

1. Укажите тип химической связи в молекулах соединений вашего варианта. Составьте электронные схемы образования молекул с ковалентной связью. Определите валентность и степени окисления атомов в молекуле. Изобразите электронными уравнениями процессы образования ионов из атомов для соединений с ионной связью.



2. Какой атом или ион служит донором электронной пары при образовании иона  $[\text{NH}_4]^+$ ? Дайте обоснованный ответ.

### Вариант 11

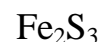
1. Укажите тип химической связи в молекулах соединений вашего варианта. Составьте электронные схемы образования молекул с ковалентной связью. Определите валентность и степени окисления атомов в молекуле. Изобразите электронными уравнениями процессы образования ионов из атомов для соединений с ионной связью.



2. Валентность и степени окисления. Всегда ли совпадают они по величине? Приведите примеры и дайте пояснения.

### Вариант 12

1. Укажите тип химической связи в молекулах соединений вашего варианта. Составьте электронные схемы образования молекул с ковалентной связью. Определите валентность и степени окисления атомов в молекуле. Изобразите электронными уравнениями процессы образования ионов из атомов для соединений с ионной связью.



2. Поясните, как влияет тип химической связи на физические свойства вещества.

### Вариант 13

1. Укажите тип химической связи в молекулах соединений вашего варианта. Составьте электронные схемы образования молекул с ковалентной связью. Определите валентность и степени окисления атомов в молекуле. Изобразите электронными уравнениями процессы образования ионов из атомов для соединений с ионной связью.





2. Перечислите основные свойства ковалентной связи. Что такое поляризация?

#### Вариант 14

1. Укажите тип химической связи в молекулах соединений вашего варианта. Составьте электронные схемы образования молекул с ковалентной связью. Определите валентность и степени окисления атомов в молекуле. Изобразите электронными уравнениями процессы образования ионов из атомов для соединений с ионной связью.



2. Каков механизм образования водородной связи? Приведите примеры соединений с водородным типом связи.

#### Вариант 15

1. Укажите тип химической связи в молекулах соединений вашего варианта. Составьте электронные схемы образования молекул с ковалентной связью. Определите валентность и степени окисления атомов в молекуле. Изобразите электронными уравнениями процессы образования ионов из атомов для соединений с ионной связью.



2. Металлическая связь, её особенности. Важнейшие физические свойства металлов.

### 5. Комплексные соединения

Комплексными называются соединения высшего порядка, в которых хотя бы одна связь образована по донорно-акцепторному механизму. Комплексные соединения состоят из внутренней и внешней сфер. Внутренняя сфера содержит центральный атом – **комплексообразователь**, вокруг кото-

рого располагаются ионы (анионы) или нейтральные молекулы, называемые **лигандами**.

В качестве комплексообразователя чаще всего выступают металлы (*d*- и *f*-элементы).

В качестве лигандов могут быть анионы:  $F^-$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$ ,  $OH^-$ ,  $CN^-$ ,  $NO_2^-$  или нейтральные молекулы:  $H_2O$ ,  $NH_3$ ,  $CO$ ,  $NO$  и т.д. Заряд комплексного иона численно равен алгебраической сумме зарядов комплексообразователя и лигандов, например, степень окисления железа в соединении  $K_3[Fe(CN)_6]$  равна +3, а заряд цианогруппы равен -1, тогда заряд комплексного иона  $x$  равен:  $x=3+(-1)\cdot 6$ ;  $x= - 3$ . Запишем заряд комплексного иона  $[Fe(CN)_6]^{3-}$ .

Различают катионные, анионные и нейтральные комплексы. Связь между комплексообразователем и лигандами осуществляется по донорно-акцепторному механизму, при этом комплексообразователь предоставляет свободные орбитали (акцептор), а лиганды – электронные пары (донор).

Комплексообразователь может присоединять различное число лигандов. Число, показывающее сколько связей может образовать комплексообразователь, называется **координационным числом**. Чаще всего координационное число в два раза больше степени окисления комплексообразователя и равно 2, 4, 6.

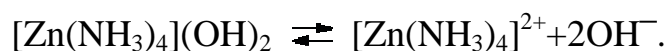
Связь между комплексообразователем и лигандами можно объяснить с позиции кристаллического поля, метода молекулярных орбиталей (МО) и метода валентных связей (ВС).

Теория ВС объясняет строение комплекса возникновением донорно-акцепторной связи между комплексообразователем и лигандами. При образовании иона  $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$  каждая из молекул аммиака предоставляет для образования химической связи неподелённую пару электронов, а ион  $Zn^{2+}$  - четыре  $sp^3$ -гибридные орбитали. Комплекс имеет тетраэдрическое строение.

Теория ВС также объясняет строение карбонилов металлов, в которых степень окисления металла равна нулю. Распределение электронов по  $(n-1)d$ ,  $ns$  – орбиталям в возбуждённом состоянии атома возможно не только за счёт

распаривания электронов, но и за счёт их спаривания. После спаривания  $3d$ -электронов внутри атомов хрома, железа и никеля имеются свободные орбитали: у атома хрома - шесть (две  $3d$ -: одна  $4s$ - и три  $4p$ -); у атома железа – пять свободных орбиталей (одна  $3d$ -; одна  $4s$ - и три  $4p$ -), у атома никеля четыре свободных орбитали (одна  $4s$ -; три  $4p$ -). Следовательно, хром является акцептором шести, железо пяти, а никель четырёх электронных пар. Донором электронных пар является оксид углерода (II) CO. Формулы карбониллов:  $\text{Cr}(\text{CO})_6$  – октаэдр,  $sp^3d^2$  – гибридизация;  $\text{Fe}(\text{CO})_5$  – тригональная бипирамида,  $sp^3d$  –гибридизация.

Устойчивость комплексных соединений характеризует **константа нестойкости** комплекса  $K_{\text{нест}}$  и **константа устойчивости**  $K_{\text{уст}}$  (это обратные величины  $K_{\text{нест}}=1/K_{\text{уст}}$ ). При растворении в воде комплексные соединения диссоциируют практически полностью на внешнюю и внутреннюю сферы:



Образовавшийся комплексный катион или анион может диссоциировать далее по типу слабого электролита, при этом устанавливается равновесие в растворе:  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3$ .

Константа равновесия является константой нестойкости комплексного иона:

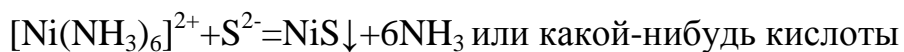
$$K_{\text{нест}} = [\text{Zn}^{2+}] [\text{NH}_3]^4 / [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}]$$

Чем меньше величина константы нестойкости, тем более устойчив данный комплексный ион.

Существуют комплексные соединения с малоустойчивой внутренней сферой, которые распадаются в водных растворах почти полностью на простые ионы и молекулы и называются **двойными солями**.

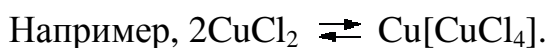
Основное отличие комплексных соединений от двойных солей заключается в том, что двойные соли при диссоциации дают все те ионы, которые имелись в растворах солей, послуживших для их образования. Диссоциация двойных солей происходит в одну стадию и константа диссоциации их очень большая:  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_4^+ + \text{Fe}^{2+} + 2\text{SO}_4^{2-}$

Усилить диссоциацию комплексного иона можно сильным разбавлением раствора, нагреванием, добавлением реагентов, дающих малорастворимые соединения даже с небольшим количеством простых ионов, которые образуются при диссоциации комплексного соединения. Так, комплексный ион  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$  в растворе можно разрушить добавлением сульфида натрия.



$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} + 6\text{H}^+ = \text{Ni}^{2+} + 6\text{NH}_4^+$ , при этом образуется более прочный комплекс  $\text{NH}_4^+$ .

Соли некоторых металлов, особенно в концентрированных растворах, способны образовывать аутокомплексы, за счёт чего концентрация соответствующих катионов и анионов в растворе уменьшается.



Таким образом, аутокомплексы образуются при сочетании молекул одного и того же вещества

## Индивидуальные задания

### Вариант 1

1. Укажите комплексообразователь, определите его степень окисления и координационное число в комплексном соединении:  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$ .
2. Определите заряд комплексного иона  $[\text{Fe}^{+3}\text{F}_6]$  и составьте две формулы комплексных соединений с данным ионом.
3. Напишите уравнение диссоциации соединения  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$  и выражение константы нестойкости комплексного иона.
4. Представьте указанное в вашем варианте вещество в виде комплексного соединения:  $2\text{Ca}(\text{CN})_2 \cdot \text{Fe}(\text{CN})_2$ .

### Вариант 2

1. Укажите комплексообразователь, определите его степень окисления и координационное число в комплексном соединении:  $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ .

2. Определите заряд комплексного иона  $[\text{Co}^{+3}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$  и составьте две формулы комплексных соединений с данным ионом.
3. Напишите уравнение диссоциации соединения  $\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$  и выражение константы нестойкости комплексного иона.
4. Представьте указанное в вашем варианте вещество в виде комплексного соединения:  $\text{KCN} \cdot \text{Co}(\text{CN})_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

### Вариант 3

1. Укажите комплексообразователь, определите его степень окисления и координационное число в комплексном соединении:  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .
2. Определите заряд комплексного иона  $[\text{Al}^{+3}\text{F}_6]$  и составьте две формулы комплексных соединений с данным ионом.
3. Напишите уравнение диссоциации соединения  $\text{K}_2[\text{SbCl}_6]$  и выражение константы нестойкости комплексного иона.
4. Представьте указанное в вашем варианте вещество в виде комплексного соединения:  $\text{AgCl} \cdot 2\text{NH}_3$ .

### Вариант 4

1. Укажите комплексообразователь, определите его степень окисления и координационное число в комплексном соединении:  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ .
2. Определите заряд комплексного иона  $[\text{Ag}^+(\text{CN})_2]$  и составьте две формулы комплексных соединений с данным ионом.
3. Напишите уравнение диссоциации соединения  $\text{H}[\text{AuCl}_4]$  и выражение константы нестойкости комплексного иона.
4. Представьте указанное в вашем варианте вещество в виде комплексного соединения:  $\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot 4\text{NH}_3$ .

### Вариант 5

1. Укажите комплексообразователь, определите его степень окисления и координационное число в комплексном соединении:  $\text{Na}_2\text{K}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ .

2. Определите заряд комплексного иона  $[\text{Cr}^{+3}(\text{H}_2\text{O})_6]$  и составьте две формулы комплексных соединений с данным ионом.
3. Напишите уравнение диссоциации соединения  $\text{Ca}[\text{Fe}(\text{CN})_4]$  и выражение константы нестойкости комплексного иона.
4. Представьте указанное в вашем варианте вещество в виде комплексного соединения:  $2\text{KCN}\cdot\text{Cu}(\text{CN})_2$ .

### Вариант 6

1. Укажите комплексообразователь, определите его степень окисления и координационное число в комплексном соединении:  $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ .
2. Определите заряд комплексного иона  $[\text{Pt}^{+4}(\text{NH}_3)_4]$  и составьте две формулы комплексных соединений с данным ионом.
3. Напишите уравнение диссоциации соединения  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_8]\text{Cl}_2$  и выражение константы нестойкости комплексного иона.
4. Представьте указанное в вашем варианте вещество в виде комплексного соединения:  $2\text{KSCN}\cdot\text{Co}(\text{SCN})_2$ .

### Вариант 7

1. Укажите комплексообразователь, определите его степень окисления и координационное число в комплексном соединении:  $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ .
2. Определите заряд комплексного иона  $[\text{Co}^{+3}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]$  и составьте две формулы комплексных соединений с данным ионом.
3. Напишите уравнение диссоциации соединения  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})_3]\text{Cl}_3$  и выражение константы нестойкости комплексного иона.
4. Представьте указанное в вашем варианте вещество в виде комплексного соединения:  $3\text{KCN}\cdot\text{Fe}(\text{CN})_6$ .

### Вариант 8

1. Укажите комплексообразователь, определите его степень окисления и координационное число в комплексном соединении:  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]\text{Cl}$ .

2. Определите заряд комплексного иона  $[\text{Pt}^{+3}(\text{OH})_2\text{Cl}_4]$  и составьте две формулы комплексных соединений с данным ионом.
3. Напишите уравнение диссоциации соединения  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$  и выражение константы нестойкости комплексного иона.
4. Представьте указанное в вашем варианте вещество в виде комплексного соединения:  $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ .

### Вариант 9

1. Укажите комплексообразователь, определите его степень окисления и координационное число в комплексном соединении:  $\text{Ni}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]\text{SO}_4$ .
2. Определите заряд комплексного иона  $[\text{Cr}^{+3}(\text{H}_2\text{O})_2\text{Cl}]$  и составьте две формулы комплексных соединений с данным ионом.
3. Напишите уравнение диссоциации соединения  $\text{K}_4[\text{W}(\text{CN})_8]$  и выражение константы нестойкости комплексного иона.
4. Представьте указанное в вашем варианте вещество в виде комплексного соединения:  $3\text{NaNO}_2 \cdot \text{Ca}(\text{NO}_2)_3$ .

### Вариант 10

1. Укажите комплексообразователь, определите его степень окисления и координационное число в комплексном соединении:  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ .
2. Определите заряд комплексного иона  $[\text{Ni}^{+2}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]$  и составьте две формулы комплексных соединений с данным ионом.
3. Напишите уравнение диссоциации соединения  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4$  и выражение константы нестойкости комплексного иона.
4. Представьте указанное в вашем варианте вещество в виде комплексного соединения:  $4\text{KCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_2$ .

### Вариант 11

1. Укажите комплексообразователь, определите его степень окисления и координационное число в комплексном соединении:  $\text{K}[\text{PtCl}_5(\text{NH}_3)_3]$ .

2. Определите заряд комплексного иона  $[\text{Cr}^{+3}(\text{H}_2\text{O})_6]$  и составьте две формулы комплексных соединений с данным ионом.
3. Напишите уравнение диссоциации соединения  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{NO}_2$  и выражение константы нестойкости комплексного иона.
4. Представьте указанное в вашем варианте вещество в виде комплексного соединения:  $\text{KCl} \cdot \text{PtCl}_4 \cdot \text{NH}_3$ .

### Вариант 12

1. Укажите комплексообразователь, определите его степень окисления и координационное число в комплексном соединении:  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]\text{Cl}_2$ .
2. Определите заряд комплексного иона  $[\text{Cu}^{+2}(\text{H}_2\text{O})_4]$  и составьте две формулы комплексных соединений с данным ионом.
3. Напишите уравнение диссоциации соединения  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})_3]\text{Cl}_3$  и выражение константы нестойкости комплексного иона.
4. Представьте указанное в вашем варианте вещество в виде комплексного соединения:  $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$ .

### Вариант 13

1. Укажите комплексообразователь, определите его степень окисления и координационное число в комплексном соединении:  $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ .
2. Определите заряд комплексного иона  $[\text{Cr}^{+3}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})_2]$  и составьте две формулы комплексных соединений с данным ионом.
3. Напишите уравнение диссоциации соединения  $\text{Na}_3[\text{Au}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$  и выражение константы нестойкости комплексного иона.
4. Представьте указанное в вашем варианте вещество в виде комплексного соединения:  $\text{Cd}(\text{OH})_2 \cdot 4\text{NH}_3$ .

### Вариант 14

1. Укажите комплексообразователь, определите его степень окисления и координационное число в комплексном соединении:  $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{NO}_2)_6]$ .



2. Определите заряд комплексного иона  $[\text{Cd}^{+2}(\text{CN})_4]$  и составьте две формулы комплексных соединений с данным ионом.
3. Напишите уравнение диссоциации соединения  $\text{K}_2[\text{MoF}_6]$  и выражение константы нестойкости комплексного иона.
4. Представьте указанное в вашем варианте вещество в виде комплексного соединения:  $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{HCl}$ .

### Вариант 15

1. Укажите комплексообразователь, определите его степень окисления и координационное число в комплексном соединении:  $\text{Na}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$ .
2. Определите заряд комплексного иона  $[\text{Ni}^{+2}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]$  и составьте две формулы комплексных соединений с данным ионом.
3. Напишите уравнение диссоциации соединения  $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$  и выражение константы нестойкости комплексного иона.
4. Представьте указанное в вашем варианте вещество в виде комплексного соединения:  $\text{KCl} \cdot \text{AuCl}_3$ .

## 6. Энергетика химических процессов (термохимические расчеты)

Науку о взаимных превращениях различных видов энергии называют **термодинамикой**. Термодинамика устанавливает законы этих превращений, а также направление самопроизвольного течения различных процессов в данных условиях.

При химических реакциях происходят глубокие качественные изменения в системе: рвутся связи в исходных веществах и возникают новые связи в конечных продуктах. Эти изменения сопровождаются поглощением или выделением энергии. В большинстве случаев этой энергией является теплота. Раздел термодинамики, изучающий тепловые эффекты химических реакций, называют **термохимией**. Реакции, которые сопровождаются выделением

теплоты, называют экзотермическими, а те, которые сопровождаются поглощением теплоты - эндотермическими. **Теплота реакций** является, таким образом, мерой изменения свойств системы, и она может иметь большое значение при определении условий протекания тех или иных реакций.

При любом процессе соблюдается закон сохранения энергии как проявление более общего закона природы — закона сохранения материи. Теплота  $Q$ , поглощенная системой, идет на изменение внутренней энергии  $\Delta U$  и на совершение работы  $A$ :

$$Q = \Delta U + A$$

**Внутренняя энергия системы**  $U$  — это общий ее запас, включающий энергию поступательного и вращательного движения молекул, энергию внутримолекулярных колебаний атомов и атомных групп, энергию движения электронов, внутриядерную энергию и т. д. Внутренняя энергия — полная энергия системы без потенциальной энергии, обусловленной положением системы в пространстве, и без кинетической энергии системы как целого. Абсолютное значение внутренней энергии  $U$  веществ неизвестно, так как нельзя привести систему в состояние, лишенное энергии. Внутренняя энергия, как и любой вид энергии, является функцией состояния. Её изменение однозначно определяется начальным и конечным состоянием системы и не зависит от пути перехода, по которому протекает процесс. Поэтому  $\Delta U = U_2 - U_1$ , где  $\Delta U$  — изменение внутренней энергии системы при переходе из начального состояния  $U_1$  в конечное  $U_2$ . Если  $U_2 > U_1$ , то  $\Delta U > 0$ .

Теплота и работа функциями состояния не являются, ибо они служат формами передачи энергии и связаны с процессом, а не с состоянием системы. При химических реакциях  $A$  — это работа против внешнего давления, т. е. в первом приближении  $A = p\Delta V$ , где  $\Delta V$  — изменение объема системы ( $V_2 - V_1$ ). Так как большинство химических реакций проходит при постоянном давлении, то для изобарно-изотермического процесса ( $p$  — const,  $T$  — const) теплота:

$$Q_p = \Delta U + p\Delta V$$

$$Q_p = (U_2 - U_1) + p(V_2 - V_1)$$

$$Q_p = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1)$$

Сумму  $U + pV$  обозначим через  $H$ , тогда

$$Q_p = - \Delta H$$

Величину  $H$  называют **энтальпией**. Таким образом, теплота при  $p = \text{const}$  и  $T = \text{const}$  приобретает свойство функции состояния и не зависит от пути, по которому протекает процесс. Отсюда теплота реакции в изобарно-изотермическом процессе  $Q_p$  равна изменению энтальпии системы  $\Delta H$  (если единственным видом работы является работа расширения):  $Q_p = \Delta H$

Энтальпия, как и внутренняя энергия, является функцией состояния; ее изменение ( $\Delta H$ ) определяется только начальными и конечными состояниями системы и не зависит от пути перехода. Очевидно, что теплота реакции в изохорно изотермическом процессе ( $V = \text{const}$ ;  $T = \text{const}$ ), при котором  $\Delta V = 0$ , равна изменению внутренней энергии системы:  $Q_v = \Delta U$

Теплоты химических процессов, протекающих при  $p$ ,  $T = \text{const}$  и  $V$ ,  $T = \text{const}$ , называют тепловыми эффектами.

При экзотермических реакциях энтальпия системы уменьшается и  $\Delta H < 0$  ( $H_2 < H_1$ ), а при эндотермических энтальпия системы увеличивается и  $\Delta H > 0$  ( $H_2 > H_1$ ). В дальнейшем тепловые эффекты всюду выражаются через  $\Delta H$ .

Термохимические расчеты основаны на **законе Гесса (1840)**: *тепловой эффект реакции зависит только от природы и физического состояния исходных веществ и конечных продуктов, но не зависит от пути перехода.*

Часто в термохимических расчетах применяют следствие из закона Гесса: *тепловой эффект реакции ( $\Delta H_{x.p.}$ ) равен сумме теплот образования  $\Delta H_{обр.}$  продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ с учетом коэффициентов перед формулами этих веществ в уравнении реакции:*

$$\Delta H_{x.p.} = \sum \Delta H_{обр}^{prod} - \sum \Delta H_{обр}^{исх}$$

При решении задач этого раздела используйте данные табл. 4.

**Пример 1.** При взаимодействии кристаллов хлорида фосфора (V) с парами воды образуется жидкий  $\text{POCl}_3$  и хлористый водород. Реакция сопровождается выделением 111,4 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение этой реакции.

**Р е ш е н и е.** Уравнения реакций, в которых около символов химических соединений указываются их агрегатные состояния или кристаллическая модификация, а также численное значение тепловых эффектов, называют термохимическими. В термохимических уравнениях, если это специально не оговорено, указываются значения тепловых эффектов при постоянном давлении  $Q_p$ , равные изменению энтальпии системы  $\Delta H$ . Значение  $\Delta H$  приводят обычно в правой части уравнения, отделяя его запятой или точкой с запятой. Приняты следующие сокращенные обозначения агрегатного состояния веществ: г — газообразное, ж — жидкое, к — кристаллическое. Эти символы опускаются, если агрегатное состояние веществ очевидно.

Если в результате реакции выделяется теплота, то  $\Delta H < 0$ . Учитывая сказанное, составляем термохимическое уравнение данной в примере реакции:

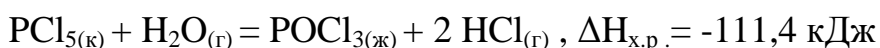


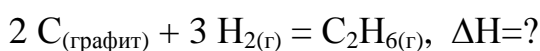
Таблица 4 - Стандартные теплоты (энтальпии) образования некоторых веществ

Вещество	Состояние	$\Delta H_{293}^0$ , кДж/моль	Вещество	Состояние	$\Delta H_{298}^0$ , Дж/моль
$\text{C}_2\text{H}_2$	г	+226,75	CO	г	—110,52
$\text{CS}_2$	г	+115,28	$\text{CH}_3\text{OH}$	г	—201,17
NO	г	+90,37	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	г	—235,31
$\text{C}_6\text{H}_6$	г	+82,93	$\text{H}_2\text{O}$	г	—241,83
$\text{C}_2\text{H}_4$	г	+52,28	$\text{H}_2\text{O}$	ж	—285,84
$\text{H}_2\text{S}$	г	—20,60	$\text{NH}_4\text{Cl}$	к	—315,39
$\text{NH}_3$	г	—46,19	$\text{CO}_2$	г	—393,51
$\text{CH}_4$	г	—74,85	$\text{Fe}_2\text{O}_3$	к	—882,10
$\text{C}_2\text{H}_6$	г	—84,67	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	к	—986,50
HCl	г	—92,31	$\text{Al}_2\text{O}_3$	к	—1669,80

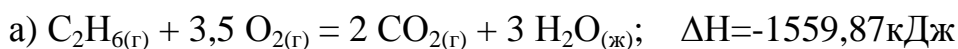
**Пример 2.** Реакция горения этана выражается термохимическим уравнением:  $C_2H_{6(g)} + 3,5 O_{2(g)} = 2 CO_{2(g)} + 3 H_2O_{(ж)}$ ,  $\Delta H_{x.p.} = -1559,87$  кДж

Вычислите теплоту образования этана, если известны теплоты образования  $CO_{2(g)}$  и  $H_2O_{(ж)}$  (табл. 4).

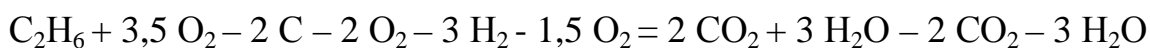
**Р е ш е н и е.** Теплотой образования (энтальпией) данного соединения называют тепловой эффект реакции образования 1 моль этого соединения из простых веществ, взятых в их устойчивом состоянии при данных условиях. Обычно теплоты образования относят к стандартному состоянию, т. е. 25 °С (298 К) и  $1,013 \cdot 10^5$  Па, и обозначают через  $\Delta H^0_{298}$ . Так как тепловой эффект с температурой изменяется незначительно, то здесь и в дальнейшем индексы опускаются и тепловой эффект обозначается через  $\Delta H$ . Следовательно, нужно вычислить тепловой эффект реакции, термохимическое уравнение которой имеет вид:



исходя из следующих данных:



На основании закона Гесса с термохимическими уравнениями можно оперировать так же, как и с алгебраическими. Для получения искомого результата следует уравнение б) умножить на 2, уравнение (в) умножить на 3, а затем сумму этих уравнений вычесть из уравнения (а):



$$\Delta H = -1559,87 - 2(-393,51) - 3(-285,84) = +84,67 \text{ кДж}$$



Так как теплота образования равна теплоте разложения с обратным знаком, то  $\Delta H(C_2H_6) = +84,67$ . К тому же результату придем, если для решения задачи применить вывод из закона Гесса:

$$\Delta H_{x.p.} = 2\Delta H_{CO_2} + 3\Delta H_{H_2O} - \Delta H_{C_2H_6} - 3 \frac{1}{2} \Delta H_{O_2}$$

Учитываем, что теплоты образования простых веществ условно приняты равными нулю:

$$\Delta H_{C_2H_6} = 2\Delta H_{CO_2} + 3\Delta H_{H_2O} - \Delta H_{x.p}$$

$$\Delta H_{C_2H_6} = 2(-393,51) + 3(-285,84) + 1559,87 = -84,67;$$

$$\Delta H_{C_2H_6}^{обр}(\text{г}) = -84,67 \text{ кДж}$$

**Пример 3.** Реакция горения этилового спирта выражается термохимическим уравнением:



Вычислите тепловой эффект реакции, если известно, что молярная теплота парообразования  $C_2H_5OH_{(л)}$  равна +42,36 кДж и известны теплоты образования:  $C_2H_5OH_{(г)}$ ,  $CO_2_{(г)}$ ,  $H_2O_{(ж)}$  (см. табл. 4).

**Решение.** Для определения теплового эффекта реакции  $\Delta H$  необходимо знать теплоту образования  $C_2H_5OH_{(ж)}$ . Последнюю находим из данных задачи:  $C_2H_5OH_{(ж)} = C_2H_5OH_{(г)}$ ;  $\Delta H = +42,36 \text{ кДж}$

$$+42,36 = -235,31 - \Delta H$$

$$+42,36 = -235,31 - \Delta H_{C_2H_5OH}(\text{ж})$$

$$\Delta H_{C_2H_5OH}(\text{ж}) = -235,31 - 42,36 = -277,67 \text{ кДж}$$

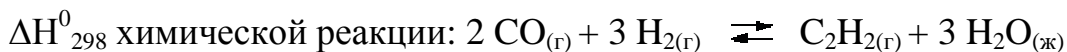
Вычисляем  $\Delta H$  реакции, применяя следствия из закона Гесса:

$$\Delta H_{x.p} = 2(-393,51) + 3(-285,84) + 277,67 = -1366,87 \text{ кДж}$$

## Индивидуальные задания

### Вариант 1

1. Используя справочные данные, определите изобарный тепловой эффект



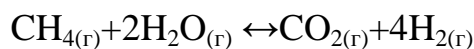
Сделайте вывод о выделении или поглощении теплоты в процессе реакции.

2. Реакция горения метилового спирта выражается уравнением:  $CH_3OH_{(ж)}$



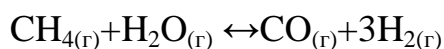
известно, что молярная теплота парообразования  $CH_3OH_{(ж)}$  равна +37,4 кДж.

3. Определите изменение энергии Гиббса  $\Delta G^0_{298}$  в ходе химической реакции. По знаку изменения энергии Гиббса  $\Delta G^0_{298}$  сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания.



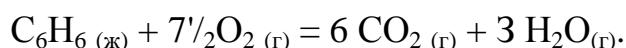
### Вариант 2

1. Вычислите, какое количество теплоты выделится при восстановлении  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  металлическим алюминием, если было получено 335,1 г железа.
2. При сгорании 11,5 г жидкого этилового спирта выделилось 308,71 кДж. Напишите термохимическое уравнение реакции, в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Вычислите теплоту образования  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  (ж).
3. Определите изменение энергии Гиббса  $\Delta G^0_{298}$  в ходе химической реакции. По знаку изменения энергии Гиббса  $\Delta G^0_{298}$  сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания.



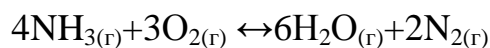
### Вариант 3

1. Газообразный этиловый спирт  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  можно получить при взаимодействии этилена  $\text{C}_2\text{H}_{4(\text{r})}$  и водяных паров. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.
2. Реакция горения бензола выражается химическим уравнением:



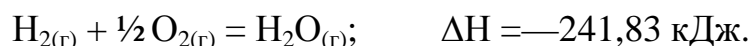
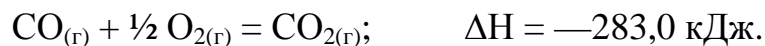
Вычислите тепловой эффект этой реакции, если известно, что мольная теплота парообразования бензола равна +33,9 кДж.

3. Определите изменение энергии Гиббса  $\Delta G^0_{298}$  в ходе химической реакции. По знаку изменения энергии Гиббса  $\Delta G^0_{298}$  сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания.

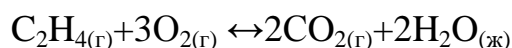


### Вариант 4

1. Вычислите тепловой эффект реакции восстановления оксида железа (II) водородом, исходя из следующих термохимических уравнений:

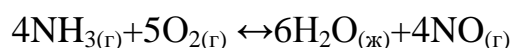


2. Используя справочные данные табл. 9, определите изобарный тепловой эффект  $\Delta H_{298}^0$  химической реакции:  $4 \text{HCl}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)}$ . Сделайте вывод о выделении или поглощении теплоты в процессе реакции.
3. Определите изменение энергии Гиббса  $\Delta G_{298}^0$  в ходе химической реакции. По знаку изменения энергии Гиббса  $\Delta G_{298}^0$  сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания.



### Вариант 5

1. При взаимодействии газообразных сероводорода и диоксида углерода образуются пары воды и сероуглерод  $\text{CS}_{2(г)}$ . Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.
2. Вычислите тепловой эффект и напишите термохимическое уравнение реакции горения 1 моль этана  $\text{C}_2\text{H}_{6(г)}$ , в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Сколько теплоты выделится при сгорании  $1 \text{ м}^3$  этана в пересчете на нормальные условия?
3. Определите изменение энергии Гиббса  $\Delta G_{298}^0$  в ходе химической реакции. По знаку изменения энергии Гиббса  $\Delta G_{298}^0$  сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания.



### Вариант 6

1. Напишите термохимическое уравнение реакции между  $\text{CO}_{(г)}$  и водородом, в результате которой образуются  $\text{CH}_{4(г)}$  и  $\text{H}_2\text{O}_{(г)}$ . Сколько теплоты выделится



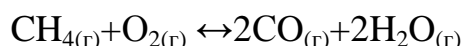
при этой реакции, если было получено 67,2 л метана (в пересчете на нормальные условия)?

2. Реакция горения аммиака выражается термохимическим уравнением:



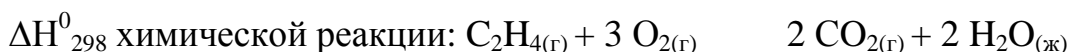
Вычислите теплоту образования  $\text{NH}_{3(\text{r})}$ .

3. Определите изменение энергии Гиббса  $\Delta G^0_{298}$  в ходе химической реакции. По знаку изменения энергии Гиббса  $\Delta G^0_{298}$  сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания.



### Вариант 7

1. Используя справочные данные, определите изобарный тепловой эффект



Сделайте вывод о выделении или поглощении теплоты в процессе реакции.

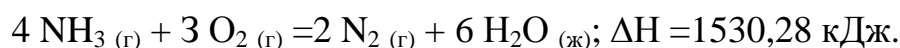
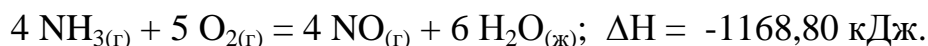
2. При взаимодействии 6,3 г железа с серой выделилось 11,31 кДж теплоты.

Вычислите теплоту образования сульфида железа  $\text{FeS}$ .

3. Определите изменение энергии Гиббса  $\Delta G^0_{298}$  в ходе химической реакции. По знаку изменения энергии Гиббса  $\Delta G^0_{298}$  сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания.  $\text{CO}_{(\text{r})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} \leftrightarrow \text{CO}_{(\text{r})} + \text{H}_{2(\text{r})}$

### Вариант 8

1. Тепловой эффект какой реакции равен теплоте образования  $\text{NO}$ ? Вычислите теплоту образования  $\text{NO}$ , исходя из следующих термохимических уравнений:



2. При сгорании 1 л ацетилена (н. у.) выделяется 56,053 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение реакции, в результате которой образуются.

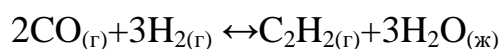
3. Определите изменение энергии Гиббса  $\Delta G^0_{298}$  в ходе химической реакции. По знаку изменения энергии Гиббса  $\Delta G^0_{298}$  сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания.  $\text{CH}_{4(\text{r})} + \text{CO}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{CO}_{(\text{r})} + 2\text{H}_{2(\text{r})}$

### Вариант 9

1. Кристаллический хлорид аммония образуется при взаимодействии газообразных аммиака и хлороводорода, напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект. Сколько теплоты выделится, если в реакции было израсходовано 10 л аммиака в пересчете на нормальные условия?
2. При получении 28 г гидроксида кальция из  $\text{CaO}_{(к)}$  и  $\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$  выделяется 32,53 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение реакции и вычислите теплоту образования оксида кальция.
3. Определите изменение энергии Гиббса  $\Delta G^0_{298}$  в ходе химической реакции. По знаку изменения энергии Гиббса  $\Delta G^0_{298}$  сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания.  $\text{CH}_{4(г)} \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_{2(г)} + 3\text{H}_{2(г)}$

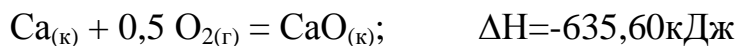
### Вариант 10

1. Тепловой эффект какой реакции равен теплоте образования метана? Вычислите теплоту образования метана, исходя из следующих термохимических уравнений:  
$$\text{H}_{2(г)} + 0,5 \text{O}_{2(г)} = \text{H}_2\text{O}_{(ж)}; \quad \Delta H = -285384 \text{ кДж}$$
$$\text{C}_{(к)} + \text{O}_{2(г)} = \text{CO}_{2(г)}; \quad \Delta H = -393,51 \text{ кДж}$$
$$\text{CH}_{4(г)} + 2 \text{O}_{2(г)} = 2 \text{H}_2\text{O}_{(ж)} + \text{CO}_{2(г)} \quad \Delta H = -890,31 \text{ кДж}$$
2. Используя справочные данные, определите изобарный тепловой эффект  $\Delta H^0_{298}$  химической реакции:  $\text{CO}_{(г)} + 3 \text{H}_{2(г)} \rightleftharpoons \text{CH}_{4(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$   
Сделайте вывод о выделении или поглощении теплоты в процессе реакции.
3. Определите изменение энергии Гиббса  $\Delta G^0_{298}$  в ходе химической реакции. По знаку изменения энергии Гиббса  $\Delta G^0_{298}$  сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания.

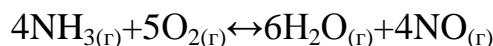


### Вариант 11

1. Тепловой эффект какой реакции равен теплоте образования гидроксида кальция? Вычислите теплоту образования гидроксида кальция, исходя из следующих термохимических уравнений:



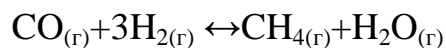
2. Определите изменение энергии Гиббса  $\Delta G^0_{298}$  в ходе химической реакции. По знаку изменения энергии Гиббса  $\Delta G^0_{298}$  сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания.



3. При сгорании 11,5 г этилового спирта  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  выделилось 311,295 кДж. Вычислите теплоту образования  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , зная, что теплоты образования  $\text{CO}_{2(г)}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_{(г)}$  соответственно равны (кДж/моль): -393,62; -241,88.

### Вариант 12

1. Тепловой эффект реакции сгорания жидкого бензола с образованием паров воды и диоксида углерода равен — 3135,58 кДж. Составьте термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования  $\text{C}_6\text{H}_{6(ж)}$ .
2. Определите изменение энергии Гиббса  $\Delta G^0_{298}$  в ходе химической реакции. По знаку изменения энергии Гиббса  $\Delta G^0_{298}$  сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания.



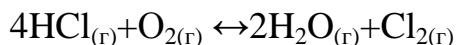
3. Вычислите тепловой эффект реакции:  $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ , зная что теплоты образования  $\text{NH}_{3(г)}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_{(г)}$ ,  $\text{NO}_{(г)}$  соответственно равны (кДж/моль): -46,20; -241,88; +90,40.

### Вариант 13

1. Используя справочные данные, определите изобарный тепловой эффект  $\Delta H^0_{298}$  химической реакции:  $\text{CH}_{4(г)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(г)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(г)} + 4 \text{H}_{2(г)}$

Сделайте вывод о выделении или поглощении теплоты в процессе реакции.

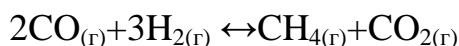
2. Определите изменение энергии Гиббса  $\Delta G^0_{298}$  в ходе химической реакции. По знаку изменения энергии Гиббса  $\Delta G^0_{298}$  сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания.



3. Тепловой эффект реакции:  $3\text{N}_2\text{O}_{(г)} + 2\text{NH}_3_{(г)} = 4\text{N}_2_{(г)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(г)}$  равен - 878,64 кДж. Вычислите теплоту образования  $\text{N}_2\text{O}$ , зная, что теплоты образования  $\text{NH}_3_{(г)}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_{(г)}$  соответственно равны (кДж/моль): -46,20; -241,88.

### Вариант 14

1. Вычислите, сколько теплоты выделится при сгорании 165л (н. у.) ацетилена  $\text{C}_2\text{H}_2$ , если продуктами сгорания являются диоксид углерода и пары воды?
2. Определите изменение энергии Гиббса  $\Delta G^0_{298}$  в ходе химической реакции. По знаку изменения энергии Гиббса  $\Delta G^0_{298}$  сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания.



3. Используя значения  $\Delta H^0_f$  и  $S^0$  веществ, определите, какая из приведенных реакций термодинамически более предпочтительнее:

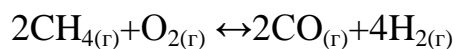


Вещество	$\text{H}_2\text{S}_{(г)}$	$\text{O}_{2(г)}$	$\text{SO}_2_{(г)}$	$\text{S}_{(к)} \text{ ромб.}$	$\text{H}_2\text{O}_{(г)}$
$\Delta H^0_f$ , кДж/моль	-20,15	0	-296,9	0	241,88
$S^0$ Дж/(моль·К)	205,64	205,03	248,1	31,88	188,74

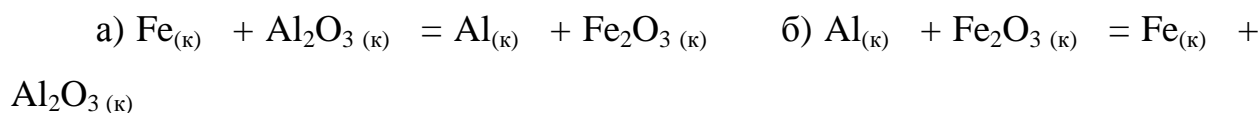
### Вариант 15

1. При сгорании газообразного аммиака образуются пары воды и оксид азота (II). Сколько теплоты выделится при этой реакции, если было получено 44,8 л  $\text{NO}$  в пересчете на нормальные условия?

2. Определите изменение энергии Гиббса  $\Delta G^0_{298}$  в ходе химической реакции. По знаку изменения энергии Гиббса  $\Delta G^0_{298}$  сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания.



3. Укажите, какая из двух реакций будет протекать самопроизвольно:

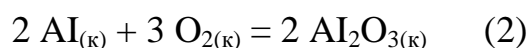
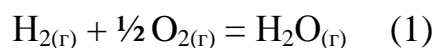


Значения  $\Delta H^0_f$  и  $S^0$  реагирующих веществ приведены ниже:

Вещество	Fe	Al	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
$H^0_f$ , кДж/моль	0	0	-821,3	-1675,0
$S^0$ , Дж/(моль·К)	27,15	28,31	89,96	50,94

## 7. Химическая кинетика и равновесие

Химическая кинетика – это учение о скорости химических реакций. Критерием принципиальной осуществимости реакций является неравенство  $\Delta G_{\text{рт}} < 0$ . Но это неравенство не является еще полной гарантией фактического течения процесса в данных условиях, не является достаточным для оценки кинетических возможностей реакции. Так  $\Delta G^0_{298,(\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})})} = -228,59$  кДж/моль, а  $\Delta G^0_{298,(\text{Al}_2\text{O}_3)} = -313,8$  кДж/моль и, следовательно, при температуре 289 К и давлении, равном  $1,013 \cdot 10^5$  Па возможны реакции, идущие по уравнениям:



Однако, эти реакции при стандартных условиях идут только в присутствии катализаторов (платины для первой и воды для второй). Катализатор как бы снимает кинетический «тормоз», и тогда проявляется термодинамическая природа вещества. Скорость химических реакций зависит от многих факторов, основные из которых – концентрация (давление – для газов) реагентов, температура и действие катализатора. Эти же факторы определяют и дости-

жение равновесия в реагирующей системе. Зависимость скорости реакции от концентрации определяется *законом действующих масс: скорость реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам*. Для реакции  $mA + nB = pC + qD$  скорость запишется следующим образом:  $v = k \cdot C(A)^m \cdot C(B)^n$ , где  $k$  - коэффициент пропорциональности, называемый константой скорости,  $C$  – молярная концентрация, моль / л.

В гетерогенных реакциях концентрация твёрдой фазы в выражение скорости реакции не входит, т.к. твёрдые вещества реагируют с поверхности и невозможно учесть изменение её.

**Обратимые химические реакции** – реакции, которые при данных внешних условиях могут самопроизвольно протекать как в прямом, так и в обратном направлении. Обратимые реакции протекают до установления химического равновесия, т.е. состояния, когда скорость прямой реакции равна скорости обратной. Равновесие характеризуется константой химического равновесия  $K$ , которая показывает во сколько раз скорость прямой реакции больше скорости обратной реакции.

При увеличении температуры скорость большинства химических реакций повышается. Зависимость скорости реакции от температуры описывается **правилом Вант-Гоффа: «При повышении температуры на 10 градусов скорость большинства химических реакций увеличивается в 2-4 раза»**.

Это правило математически выражается следующей формулой:

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}, \text{ где}$$

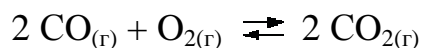
$\gamma$  – температурный коэффициент, который показывает, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 10 градусов;

$v_1$  – скорость реакции при температуре  $t_1$ ;

$v_2$  – скорость реакции при температуре  $t_2$ .

По правилу Вант-Гоффа можно рассчитывать, как изменяется скорость реакции при изменении температуры.

**Пример 1.** Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции в системе:



если объем газовой смеси уменьшить в три раза? В какую сторону сместится равновесие системы?

**Р е ш е н и е.** Обозначим концентрации реагирующих веществ:  $C(\text{CO})=a$ ,  $C(\text{O}_2)=b$ ,  $C(\text{CO}_2)=c$ . Согласно закону действия масс, скорости прямой и обратной реакции до изменения объема  $V_{\text{пр}}=k \cdot a^2 \cdot b$ ;  $V_{\text{обр}}=K_1 \cdot c^2$ .

После уменьшения объема гомогенной системы в три раза концентрация каждого из реагирующих веществ увеличится в три раза:  $[\text{CO}]=3a$ ;  $[\text{O}_2]=3b$ ;  $[\text{CO}_2]=3c$ . При новых концентрациях скорости  $V'_{\text{пр}}$  прямой и обратной  $V'_{\text{обр}}$  реакции:

$$V'_{\text{пр}}=K (3a)^2 \cdot (3b) = 27 K a^2 \cdot b; \quad V'_{\text{обр}}=K_1 \cdot (3c)^2=9 K_1 \cdot c^2.$$

Отношение скоростей равно:

$$\frac{V'_{\text{пр}}}{V_{\text{пр}}} = \frac{27 K a^2 b}{K a^2 \cdot b} = 27; \quad \frac{V'_{\text{обр}}}{V_{\text{обр}}} = \frac{9 K_1 \cdot c^2}{K_1 \cdot c^2} = 9.$$

Следовательно, скорость прямой реакции увеличилась в 27 раз, а обратной – только в девять раз. Равновесие системы сместилось в сторону образования  $\text{CO}_2$ .

**Пример 2.** Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры от  $30^\circ$  до  $70^\circ \text{C}$ , если температурный коэффициент реакции равен 2.

**Р е ш е н и е.** Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа:

$$v_{T_2} = v_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

$$v_{T_2} = v_{T_1} \cdot 2^{\frac{70 - 30}{10}} = v_{T_1} \cdot 2^4 = 16 \cdot v_{T_1}.$$

Следовательно, скорость реакции при температуре  $70^\circ \text{C}$  больше скорости реакции при температуре  $30^\circ \text{C}$  в 16 раз.

**Пример 3.** Константа равновесия гомогенной системы:



при 850 °С равна 1. Вычислите концентрации всех веществ в момент равновесия, если исходные концентрации:  $[\text{CO}]_{\text{исх}}=3$  моль/л,  $[\text{H}_2\text{O}]_{\text{исх}}=2$  моль/л.

**Решение.** При равновесии скорости прямой и обратной реакции равны, а отношение констант этих скоростей постоянно и называется константой равновесия данной системы:

$$V_{\text{пр}}=K_1[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]; V_{\text{обр}}=K_2[\text{CO}_2][\text{H}_2];$$

$$K_p = \frac{K_1}{K_2} = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

В условии задачи даны исходные концентрации, тогда как в выражении  $K_p$  входят только равновесные концентрации всех веществ системы. Предположим, что к моменту равновесия концентрации  $[\text{CO}_2]_p = x$  моль/л. Согласно уравнению системы, число молей образовавшегося водорода при этом будет также  $x$  моль/л. Столько же моль ( $x$  моль/л)  $\text{CO}$  и  $\text{H}_2\text{O}$  расходуется для образования по  $x$  моль  $\text{CO}_2$  и  $\text{H}_2$ . Следовательно, равновесные концентрации всех четырех веществ равны:  $[\text{CO}_2]_p = [\text{H}_2]_p = x$  моль/л;  $[\text{CO}]_p = (3-x)$  моль/л.  $[\text{H}_2\text{O}]_p = (2-x)$  моль/л.

Зная константу равновесия, находим значение  $x$ , а затем исходные концентрации всех веществ:

$$1 = \frac{x^2}{(3-x) \cdot (2-x)};$$

$$x^2 = 6 - 2x - 3x + x^2; 5x = 6, x = 1,2 \text{ моль/л.}$$

Таким образом, искомые равновесные концентрации равны:

$$[\text{CO}_2]_p = 1,2 \text{ моль/л} \quad [\text{H}_2]_p = 1,2 \text{ моль/л} \quad [\text{CO}]_p = 3 - 1,2 = 1,8 \text{ моль/л} \quad [\text{H}_2\text{O}]_p = 2 - 1,2 = 0,8 \text{ моль/л}$$

**Пример 4.** Эндотермическая реакция разложения пентахлорида фосфора протекает по уравнению:  $\text{PCl}_{5(г)} = \text{PCl}_{3(г)} + \text{Cl}_{2(г)}$   $\Delta H = +92,59$  кДж.

Как надо изменить: а) температуру; б) давление; в) концентрацию, чтобы сместить равновесие в сторону прямой реакции?



**Р е ш е н и е.** Смещением или сдвигом химического равновесия называют изменение равновесных концентраций реагирующих веществ в результате изменения одного из условий реакции. Направление, в котором сместилось равновесие, определяется по принципу Ле-Шателье: а) так как реакция разложения  $\text{PCl}_5$  эндотермическая ( $\Delta H > 0$ ), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции нужно повысить температуру; б) так как в данной системе разложение  $\text{PCl}_5$  ведет к увеличению объема (из одной молекулы газа образуется две газообразные молекулы), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции надо уменьшить давление; в) смещения равновесия в указанном направлении можно достигнуть как увеличением концентрации  $\text{PCl}_5$ , так и уменьшением концентрации  $\text{PCl}_3$  или  $\text{Cl}_2$ .

**Пример 5.** Константа скорости распада пенициллина при  $36^\circ\text{C}$  равна  $6 \cdot 10^{-6} \text{c}^{-1}$ , а при  $41^\circ\text{C}$  -  $1,2 \cdot 10^{-5} \text{c}^{-1}$ . Вычислите температурный коэффициент реакции.

**Р е ш е н и е.** По правилу Вант – Гоффа  $k_2 = k_1 \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$ , отсюда

$$\gamma^{\frac{41-36}{10}} = \frac{k_2}{k_1} = \frac{1,2 \cdot 10^{-5}}{0,6 \cdot 10^{-5}} = 2;$$

$\gamma^{0,5} = 2$ ;  $\gamma = 4$ . Температурный коэффициент реакции равен 4.

**Пример 6.** Константа скорости приведенной реакции при  $15^\circ\text{C}$  равна  $0,0454 \text{ мин}^{-1}$ .

$$(\text{CH}_3\text{CO})_2\text{O}_{(\text{ж})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} \rightleftharpoons 2 \text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{ж})}$$

Исходная концентрация уксусного ангидрида равна  $0,5 \text{ моль/л}$ . Чему равна скорость прямой реакции, когда концентрация уксусной кислоты станет равной  $0,1 \text{ моль/л}$ ?

**Р е ш е н и е.** Учитывая, что вода в избытке, кинетическое уравнение для данной реакции:

$$v = k_c ((\text{CH}_3\text{CO})_2\text{O})$$

По уравнению:  $1 \text{ моль } (\text{CH}_3\text{CO})_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ моль } \text{CH}_3\text{COOH}$ ;

По условию:  $0,05 \text{ моль } (\text{CH}_3\text{CO})_2\text{O} \leftarrow 0,1 \text{ моль } \text{CH}_3\text{COOH}$ ;

следовательно,  $c((\text{CH}_3\text{CO})_2\text{O}) = 0,5 - 0,05 = 0,45 \text{ моль/л}$ .

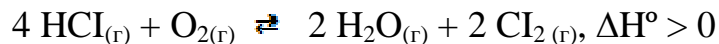
Константа скорости реакции от концентрации реагентов не зависит, поэтому

$V_{\text{р-ции}} = 0,0454 \cdot 0,45 = 0,0204 \text{ моль/л} \cdot \text{мин}$ . Скорость реакции в момент, когда  $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,1 \text{ моль/л}$ , составит  $0,0204 \text{ моль/л} \cdot \text{мин}$ .

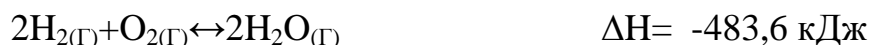
## Индивидуальные задания

### Вариант 1

1. Опираясь на знание принципа Ле-Шателье, ответьте, как повлияет на равновесную концентрацию хлора в системе:



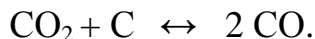
- а) понижение давления; б) увеличение концентрации HCl; в) повышение температуры.
2. Константа скорости реакции разложения  $\text{N}_2\text{O}$ , протекающей по уравнению  $2 \text{N}_2\text{O} = 2 \text{N}_2 + \text{O}_2$ , равна  $5 \cdot 10^{-4}$ : начальная концентрация  $\text{N}_2\text{O}$  равна 6,0 моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и ее скорость, когда разложится 50%  $\text{N}_2\text{O}$ .
3. Напишите кинетические уравнения скоростей прямой реакции, обратной реакции и выражение константы равновесия.



Определите, в какую сторону сместится химическое равновесие при увеличении концентрации первого исходного вещества, повышении температуры и увеличении давления.

### Вариант 2

1. Константа скорости распада пенициллина при  $36^\circ\text{C}$  равна  $6 \cdot 10^{-6} \text{ с}^{-1}$ , а при  $41^\circ\text{C}$  -  $1,2 \cdot 10^{-5} \text{ с}^{-1}$ . Вычислите температурный коэффициент реакции. Сформулируйте правило Вант-Гоффа.
2. Напишите выражение для константы равновесия гетерогенной системы



Как изменится скорость прямой реакции – образования CO, если концентрация  $\text{CO}_2$  уменьшится в 4 раза? Как следует изменить давление, чтобы повысить выход CO?

3. Напишите кинетические уравнения скоростей прямой реакции, обратной реакции и выражение константы равновесия.

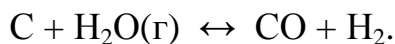


Определите, в какую сторону сместится химическое равновесие при увеличении концентрации первого исходного вещества, повышении температуры и увеличении давления.

### Вариант 3

1. Энергия активации реакции кислотного гидролиза сахарозы при 37 °С равна 102 кДж/моль, а в присутствии фермента энергия активации снижается до 35 кДж/моль. Во сколько раз быстрее протекает реакция гидролиза сахарозы в присутствии фермента?

2. Напишите выражение для константы равновесия гетерогенной системы



Как следует изменить концентрацию и давление, чтобы сместить равновесие в сторону обратной реакции – образования водяных паров?

3. Напишите кинетические уравнения скоростей прямой реакции, обратной реакции и выражение константы равновесия.



Определите, в какую сторону сместится химическое равновесие при увеличении концентрации первого исходного вещества, повышении температуры и увеличении давления.

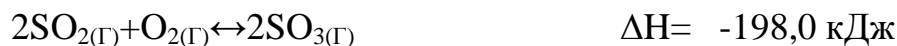
### Вариант 4

1. Во сколько раз уменьшится скорость окисления глюкозы при гипертермии, если температура тела падает от 36,6 °С до 27 °С, а температурный коэффициент данной реакции равен 1,3? Что такое температурный коэффициент реакции?

2. Равновесие гомогенной системы:  $4 \text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 2 \text{Cl}_{2(\text{г})}$

установилось при следующих равновесных концентрациях реагирующих веществ  $[\text{H}_2\text{O}] = 0,14$  моль/л;  $[\text{Cl}_2] = 0,14$  моль/л;  $[\text{HCl}] = 0,20$  моль/л;  $[\text{O}_2] = 0,32$  моль/л. Вычислите исходные концентрации хлороводорода и кислорода.

3. Напишите кинетические уравнения скоростей прямой реакции, обратной реакции и выражение константы равновесия.



Определите, в какую сторону сместится химическое равновесие при увеличении концентрации первого исходного вещества, повышении температуры и увеличении давления.

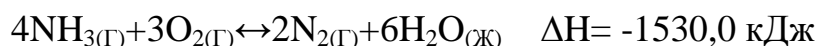
### Вариант 5

1. Вычислите энергию активации реакции спиртового брожения глюкозы, если температурный коэффициент реакции в интервале температур 30 - 70 °С равен 2.
2. Вычислите константу равновесия для гомогенной системы:



если равновесные концентрации реагирующих веществ:  $[\text{CO}] = 0,004$  моль/л;  $[\text{H}_2\text{O}] = 0,064$  моль/л;  $[\text{CO}_2] = 0,016$  моль/л;  $[\text{H}_2] = 0,016$  моль/л. Чему равны исходные концентрации воды и CO?

3. Напишите кинетические уравнения скоростей прямой реакции, обратной реакции и выражение константы равновесия.



Определите, в какую сторону сместится химическое равновесие при увеличении концентрации первого исходного вещества, повышении температуры и увеличении давления.

### Вариант 6

1. Окисление серы и ее диоксида протекает по уравнениям:



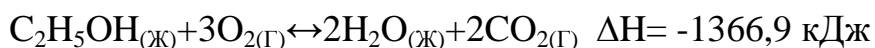
Как изменятся скорости этих реакций, если объемы каждой из систем уменьшить в четыре раза

2. Константа равновесия гомогенной системы:



при некоторой температуре равна 1. Вычислите равновесные концентрации всех реагирующих веществ, если исходные концентрации:  $[\text{CO}]_{\text{исх}} = 0,10$  моль/л;  $[\text{H}_2\text{O}]_{\text{исх}} = 0,40$  моль/л.

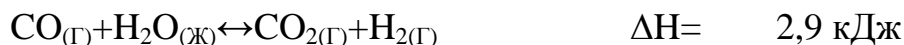
3. Напишите кинетические уравнения скоростей прямой реакции, обратной реакции и выражение константы равновесия.



Определите, в какую сторону сместится химическое равновесие при увеличении концентрации первого исходного вещества, повышении температуры и увеличении давления.

### Вариант 7

1. Напишите выражение для константы равновесия гомогенной системы  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ . Как изменится скорость прямой реакции образования аммиака, если увеличить концентрацию водорода в три раза?
2. Константа равновесия гомогенной системы  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$  при некоторой температуре равна 0,1. Равновесные концентрации водорода и аммиака соответственно равны 0,2 и 0,08 моль/л. Вычислите равновесную и исходную концентрацию азота
3. Напишите кинетические уравнения скоростей прямой реакции, обратной реакции и выражение константы равновесия.



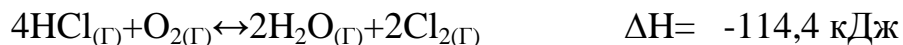
Определите, в какую сторону сместится химическое равновесие при увеличении концентрации первого исходного вещества, повышении температуры и увеличении давления.

### Вариант 8

1. Реакция идет по уравнению  $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$ . Концентрации исходных веществ до начала реакции были  $[\text{N}_2]_{\text{исх.}} = 0,049$  моль/л;  $[\text{O}_2] = 0,01$  моль/л. Вычислите концентрацию этих веществ в момент, когда  $[\text{NO}] = 0,005$  моль/л.
2. При некоторой температуре равновесие гомогенной системы

$2 \text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$  установилось при следующих концентрациях веществ:  $[\text{NO}] = 0,2$  моль/л;  $[\text{O}_2] = 0,1$  моль/л;  $[\text{NO}_2] = 0,1$  моль/л. Вычислите константу равновесия и исходную концентрацию  $\text{NO}$  и  $\text{O}_2$ .

3. Напишите кинетические уравнения скоростей прямой реакции, обратной реакции и выражение константы равновесия.



Определите, в какую сторону сместится химическое равновесие при увеличении концентрации первого исходного вещества, повышении температуры и увеличении давления.

### Вариант 9

1. Реакция идет по уравнению  $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 = 2 \text{NH}_3$ . Концентрации участвующих в ней веществ были:  $[\text{N}_2] = 0,80$  моль/л;  $[\text{H}_2] = 1,5$  моль/л;  $[\text{NH}_3] = 0,10$  моль/л. Вычислите концентрацию водорода и аммиака, когда  $[\text{N}_2] = 0,5$  моль/л.

2. Почему при изменении давления смещается равновесие системы  $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{NH}_3$  и не смещается равновесие системы  $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NO}$ ? Ответ дайте на основании расчета скорости прямой и обратной реакции в этих системах до и после изменения давления. Напишите выражение для констант равновесия каждой из данных систем.

3. Напишите кинетические уравнения скоростей прямой реакции, обратной реакции и выражение константы равновесия.



Определите, в какую сторону сместится химическое равновесие при увеличении концентрации первого исходного вещества, повышении температуры и увеличении давления.

### Вариант 10

1. Реакция идет по уравнению  $\text{H}_2 + \text{J}_2 \rightleftharpoons 2\text{HJ}$ . Константа скорости этой реакции при некоторой температуре равна 0,16. Исходные концентрации реаги-

рующих веществ:  $[H_2]_{исх.} = 0,04$  моль/л;  $[I_2]_{исх.} = 0,05$  моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и ее скорость, когда  $[H_2] = 0,03$  моль/л.

2. Исходные концентрации  $[NO]_{исх.}$  и  $[Cl_2]_{исх.}$  в гомогенной системе

$2 NO + Cl_2 \rightleftharpoons 2 NOCl$  составляют соответственно 0,5 и 0,2 моль/л. Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20% NO.

3. Напишите кинетические уравнения скоростей прямой реакции, обратной реакции и выражение константы равновесия.

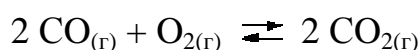


Определите, в какую сторону сместится химическое равновесие при увеличении концентрации первого исходного вещества, повышении температуры и увеличении давления.

### Вариант 11

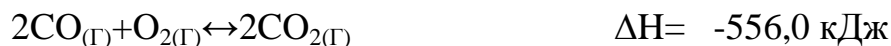
1. Вычислите во сколько раз уменьшится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если понизить температуру с 120 до 80 °С. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3.

2. Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции в системе:



если объем газовой смеси уменьшить в три раза? В какую сторону сместится равновесие системы?

3. Напишите кинетические уравнения скоростей прямой реакции, обратной реакции и выражение константы равновесия.



Определите, в какую сторону сместится химическое равновесие при увеличении концентрации первого исходного вещества, повышении температуры и увеличении давления.

## Вариант 12

1. Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры на  $60^{\circ}\text{C}$ , если температурный коэффициент скорости данной реакции 2?
2. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры от  $30^{\circ}$  до  $70^{\circ}\text{C}$ , если температурный коэффициент реакции равен 2.
3. Напишите кинетические уравнения скоростей прямой реакции, обратной реакции и выражение константы равновесия.



Определите, в какую сторону сместится химическое равновесие при увеличении концентрации первого исходного вещества, повышении температуры и увеличении давления.

## Вариант 13

1. В гомогенной системе  $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$  равновесные концентрации реагирующих веществ:  $[\text{CO}] = 0,2$  моль/л;  $[\text{Cl}_2] = 0,3$  моль/л;  $[\text{COCl}_2] = 1,2$  моль/л. Вычислите константу равновесия системы и исходные концентрации  $\text{Cl}_2$  и  $\text{CO}$ .
2. Константа равновесия гомогенной системы:



при  $850^{\circ}\text{C}$  равна 1. Вычислите концентрации всех веществ в момент равновесия, если исходные концентрации:  $[\text{CO}]_{\text{исх}} = 3$  моль/л,  $[\text{H}_2\text{O}]_{\text{исх}} = 2$  моль/л.

3. Напишите кинетические уравнения скоростей прямой реакции, обратной реакции и выражение константы равновесия.



Определите, в какую сторону сместится химическое равновесие при увеличении концентрации первого исходного вещества, повышении температуры и увеличении давления.



### Вариант 14

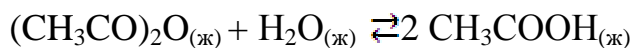
1. В гомогенной системе  $A + 2B \rightleftharpoons C$  равновесные концентрации реагирующих газов:  $[A] = 0,06$  моль/л;  $[B] = 0,12$  моль/л;  $[C] = 0,216$  моль/л. Вычислите константу равновесия системы и исходные концентрации веществ А и В.
2. Эндотермическая реакция разложения пентахлорида фосфора протекает по уравнению:  $PCl_{5(g)} = PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)} \quad \Delta H = +92,59$  кДж.  
Как надо изменить: а) температуру; б) давление; в) концентрацию, чтобы сместить равновесие в сторону прямой реакции?
3. Напишите кинетические уравнения скоростей прямой реакции, обратной реакции и выражение константы равновесия.



Определите, в какую сторону сместится химическое равновесие при увеличении концентрации первого исходного вещества, повышении температуры и увеличении давления.

### Вариант 15

1. В гомогенной газовой системе  $A + B \rightleftharpoons C + D$  равновесие установилось при концентрациях:  $[B] = 0,05$  моль/л и  $[C] = 0,02$  моль/л. Константа равновесия системы равна 0,04. Вычислите исходные концентрации веществ А и В.
2. Константа скорости приведенной реакции при  $15^\circ\text{C}$  равна  $0,0454 \text{ мин}^{-1}$ .



Исходная концентрация уксусного ангидрида равна 0,5 моль/л. Чему равна скорость прямой реакции, когда концентрация уксусной кислоты станет равной 0,1 моль/л?

3. Напишите кинетические уравнения скоростей прямой реакции, обратной реакции и выражение константы равновесия.



Определите, в какую сторону сместится химическое равновесие при увеличении концентрации первого исходного вещества, повышении температуры и увеличении давления.

## 8. Растворы. Концентрация растворов.

*Истинным раствором* называется физически однородная (гомогенная) система, состоящая из растворителя, растворенного вещества (или нескольких веществ) и продуктов их взаимодействия.

*Концентрация* - величина, характеризующая количественный состав раствора.

Согласно правилам ИЮПАК, концентрацией растворенного вещества (не раствора) называют отношение количества растворенного вещества или его массы к объему раствора (моль/л, г/л), то есть это соотношение неоднородных величин.

### Способы выражения концентрации растворов

1. *Молярная концентрация* — отношение количества вещества В (в молях), содержащегося в растворе (р), к объему этого раствора:

$$c(B) = \frac{m(B)}{M(B) \cdot V} = \frac{n(B)}{V}, \text{ моль/л}$$

где  $m(B)$  — масса растворенного вещества В, г;  $M(B)$  — молярная масса вещества В, г/моль;  $V$  — объем раствора (в литрах) .

Например, молярная концентрация раствора, в 250 мл = 0,25 л которого содержится 0,25 г серной кислоты равна:

$$c(H_2SO_4) = \frac{m(H_2SO_4)}{M(H_2SO_4) \cdot V} = \frac{0,25}{98 \cdot 0,25} = 0,01 \text{ моль/л}$$

Вместо обозначения моль/л допускается обозначение М (например, 0,01 М).

2. *Молярная концентрация эквивалентов* — отношение количества вещества эквивалентов (в молях), содержащегося в растворе, к объему этого раствора.

$$c_{\text{эк}}(B) = \frac{m(B)}{M_{\text{эк}}(B) \cdot V} = \frac{n_{\text{эк}}(B)}{V} \left[ \frac{\text{моль}}{\text{л}} \right]$$

Вместо обозначения моль/л допускается сокращение н (например, 1 н).

Раствор, в 1 л которого содержится 1 моль эквивалентов вещества, называется *нормальным*, 0,1 моль/л – *децинормальным*, 0,01 моль/л – *сантинормальным*.

3. *Массовая доля* — отношение массы растворенного вещества (B) к общей массе раствора (p).

Массовую долю можно выражать в долях единицы.

$$\omega(B) = \frac{m(B)}{m_{(p)}(B)} \text{ в долях единицы}$$

$$\omega(B) = \frac{m(B)}{m_{(p)}(B)} \cdot 100 \text{ в процентах}$$

Массу раствора можно рассчитать по формулам:

$$m(p) = m(\text{растворителя}) + m(\text{вещества}), \quad m(p) = \rho \cdot V,$$

где  $V$  – объём раствора, мл или  $\text{см}^3$ ;  $\rho$  – плотность раствора г/мл или  $\text{г}/\text{см}^3$ .

Если известны объём раствора  $V$  в мл и его плотность  $\rho$  в г/мл, то массовую долю (в %) растворенного вещества B можно рассчитать, пользуясь уравнением:

$$\omega(B) = \frac{m(B)}{\rho \cdot V} \cdot 100 (\%)$$

4. *Молярная концентрация* — отношение количества растворенного вещества B (в молях) к массе  $m$  растворителя Y, выраженной в кг.

$$c_m(B) = \frac{m(B)}{M(B) \cdot m(Y)} = \frac{n(B)}{m(Y)} \left[ \frac{\text{моль}}{\text{кг}} \right]$$

5. *Титр* — отношение массы (г) растворенного вещества B к объёму раствора  $V$  (мл):

$$T(B) = \frac{m(B)}{V} \left[ \frac{\text{г}}{\text{мл}} \right]$$

Зная титр раствора можно рассчитать молярную концентрацию раствора и молярную концентрацию эквивалентов по формулам:

$$c(B) = \frac{T(B) \cdot 1000}{M(B)} \text{ и}$$

$$c_{\text{экв}}(B) = \frac{T(B) \cdot 1000}{M_{\text{экв}}(B)}$$

**Пример 1.** Вычислите: а) массовую долю вещества ( $\omega$ ) в процентах; б) молярную концентрацию вещества  $c$ ; в) молярную концентрацию эквивалентов  $c_{\text{экв}}$  раствора ортофосфорной кислоты, полученного при растворении 18 г кислоты в 282 см<sup>3</sup> воды, если плотность его 1,031 г/см<sup>3</sup>. Чему равен титр (Т) этого раствора?

**Р е ш е н и е:** а) Плотность воды равна 1 кг/см<sup>3</sup>, поэтому масса воды объемом 282 см<sup>3</sup> равна 282 г, тогда масса полученного раствора 18+282 = 300г и, следовательно,

$$\omega\%(B) = \frac{m(B)}{m_{(p)}(B)} \cdot 100\% \quad \omega\% = \frac{18 \cdot 100\%}{300} = 6\%$$

б) Находим массу 1л кислоты

$$m(\text{кислоты}) = \rho \cdot V = 1,031 \cdot 1000 = 1031 \text{ г}$$

Вычисляем массу кислоты, содержащейся в 1031г раствора кислоты:

$$m(\text{кислоты}) = m(\text{раствора}) \cdot \omega$$

$$m(\text{кислоты}) = 1031 \cdot 0,06 = 61,86 \text{ г}$$

в) молярную концентрацию раствора находим делением массы кислоты, содержащейся в 1л раствора на молярную массу H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> (98 г/ моль):

$$c = 61,86/98 = 0,63 \text{ моль/л или } 0,63 \text{ М};$$

в) находим молярную концентрацию эквивалентов (нормальность) ортофосфорной кислоты.

Молярная масса эквивалентов равна  $M_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = M(\text{H}_3\text{PO}_4)/3 = 98/3 = 32,66 \text{ г/моль}$ , то  $c_{\text{экв}} = 61,86/32,66 = 1,89 \text{ н или } 1,89 \text{ моль/л}$ .

г) находим титр раствора. Так как в 1л раствора содержится 61,86 г кислоты, то  $T = 61,86/1000 = 0,06186 \text{ г/см}^3$ .

**Пример 2.** На нейтрализацию  $50 \text{ см}^3$  раствора кислоты израсходовано  $25 \text{ см}^3$   $0,5 \text{ н}$  раствора щелочи. Вычислите молярную концентрацию эквивалентов кислоты.

**Решение.** Исходя из закона эквивалентов, вещества взаимодействуют между собой в эквивалентных соотношениях.

$$V_1 \cdot c_{\text{эKB1}} = V_2 \cdot c_{\text{эKB2}}$$

$$50 \cdot c_{\text{эKB1}} = 25 \cdot 0,5, \text{ откуда } c_{\text{эKB1}} = 25 \cdot 0,5/50 = 0,25 \text{ н.}$$

**Пример 3.** К  $1 \text{ л}$  раствора с массовой долей КОН равной  $10\%$  (плотность  $1,092 \text{ г/см}^3$ ) прибавили  $0,5 \text{ л}$  раствора с массовой долей КОН равной  $5\%$  (плотность  $1,045 \text{ г/см}^3$ ). Объем смеси довели до  $2 \text{ л}$ . Вычислите молярную концентрацию полученного раствора.

**Решение.** Находим массу  $1 \text{ л}$  раствора с массовой долей КОН равной  $10\%$ :  $m_{\text{р1}}(\text{КОН}) = V \cdot \rho$ ;  $m_{\text{р1}}(\text{КОН}) = 1000 \cdot 1,092 = 1092 \text{ г}$

Вычисляем массу КОН в этом растворе:  $m_1(\text{КОН}) = m_{\text{р}} \cdot \omega$ ;  
 $m_1(\text{КОН}) = 1092 \times 0,1 = 109,25 \text{ г.}$

Масса  $0,5 \text{ л}$  с массовой долей КОН равной  $5\%$ :  $m_{\text{р2}}(\text{КОН}) = 1045 \times 500 = 522,5 \text{ г.}$

Вычисляем массу КОН в этом растворе:  $m_2(\text{КОН}) = m_{\text{р}} \cdot \omega$ ;  
 $m_2(\text{КОН}) = 522,5 \times 0,05 = 26,125 \text{ г КОН.}$

Находим массу вещества в общем объеме полученного раствора

$$m_{\text{общ}} = 109,2 + 26,125 = 135,325 \text{ г.}$$

Вычисляем молярную концентрацию раствора  $M(\text{КОН}) = 56,0 \text{ г/моль}$ :

$$c = \frac{n}{V} \text{ или } c = \frac{m}{M \cdot V}$$

$$c(\text{КОН}) = 135,325/2 \cdot 56 = 1,21 \text{ моль/л.}$$

## Индивидуальные задания

### Вариант 1

1. Рассчитайте молярную концентрацию раствора хлорида с массовой долей NaCl 0,9% натрия (физиологический раствор), если  $\rho = 1 \text{ г/см}^3$ .
2. Какую массу нужно растворить в 400 г воды чтобы приготовить раствор с массовой долей  $\text{NaNO}_3$ , равной 20%?
3. Вычислите массу  $\text{MgSO}_4$ , необходимую для получения 0,5 кг раствора с массовой долей  $\text{MgSO}_4$  10%.

### Вариант 2

1. Для обработки семян пшеницы перед посевом нужно приготовить 2000 кг раствора с массовой долей соли равной 0,2%. Определите массу соли и объем воды, которые необходимо для этого взять?
2. Смешали 247 г раствора с массовой долей серной кислоты 62% и 145 г раствора с массовой долей серной кислоты 18%. Какова массовая доля (%)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в полученном растворе?
3. Какие массы медного купороса  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  и воды надо взять, чтобы приготовить 1 кг раствора с массовой долей  $\text{CuSO}_4$  8%?

### Вариант 3

1. Рассчитайте молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалентов раствора борной кислоты ( $\text{H}_3\text{BO}_3$ ), содержащей 5 г кислоты в 10 л раствора, применяемого для предпосевной обработки проса.
2. Из 700 г раствора с массовой долей серной кислоты 60% выпариванием удалили 200 г воды. Чему равна массовая доля (%)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в оставшемся растворе?
3. Вычислите массу гидроксида натрия, необходимую для приготовления 2 кг моющего раствора с массовой долей NaOH 10%.

#### Вариант 4

1. Рассчитайте массу раствора 1% серной кислоты, которую можно получить из 1 л 96%  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ ) для кислования содовых солонцов?
2. Из 10 кг раствора с массовой долей 20% при охлаждении выделилось 40 г соли. Чему равна массовая доля соли в охлажденном растворе?
3. Вычислите массу KOH, необходимую для приготовления 3кг моющего раствора с массовой долей KOH 5%.

#### Вариант 5

1. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалентов раствора безводного сульфата цинка, применяемого для внекорневой подкормки березы, если его растворимость составляет 0,5 г/л.
2. Вычислите массу  $\text{BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ , необходимую для приготовления 500 г раствора с массовой долей  $\text{BaCl}_2$  5%.
3. Вычислите массу сульфата калия, необходимую для приготовления 300мл 0,5н раствора.

#### Вариант 6

1. В качестве кровоостанавливающего средства применяют раствор  $\text{KMnO}_4$  с массовой долей 5%. Рассчитайте молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалентов. Плотность 5% раствора  $\text{KMnO}_4$  принять равной  $1,05 \text{ г/см}^3$ .
2. Вычислите объем раствора гидроксида натрия  $\rho=1,41 \text{ г/см}^3$  (38%), необходимый для приготовления 2 кг моющего раствора с массовой долей NaOH 10%.
3. Какой объем 50%-го раствора KOH  $\rho=1,538 \text{ г/см}^3$  и воды потребуется для приготовления 3л моющего раствора  $\rho=1,048 \text{ г/см}^3$  массовой долей KOH 6%?

#### Вариант 7

1. Гидрокарбонат натрия  $\text{NaHCO}_3$  применяют для лечения ацидоза. Вычислите молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалентов раствора с массовой долей  $\text{NaHCO}_3$  3%, если  $\rho=1,01 \text{ г/см}^3$ .

2. Вычислите массу  $K_2CO_3$ , необходимую для приготовления 100 мл 0,1 М раствора.
3. Вычислите массу  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ , необходимую для приготовления 800мл 0,05н раствора.

### Вариант 8

1. Буру  $Na_2B_4O_7 \cdot 10 H_2O$  применяют в качестве антисептика. Рассчитайте молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов и титр раствора, приготовленного из 10 г  $Na_2B_4O_7 \cdot 10 H_2O$  и 90 г воды ( $\rho=1г/см^3$ ).
2. Вычислите массу  $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ , необходимую для приготовления 500 мл 0,1 н раствора.
3. В 250г воды растворено 50г  $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ . Вычислите массовую долю  $BaCl_2$  в этом растворе.

### Вариант 9

1. В медицине применяют 5-10% растворы йода для обработки ран, ссадин. Какой объем спиртового раствора йода с массовой долей 5% можно приготовить из 10 г кристаллического йода? Плотность раствора 0,950 г/см<sup>3</sup>.
2. Какой объем раствора гидроксида натрия  $\rho=1,41 г/см^3$  (38%) и воды потребуется для приготовления 4 кг моющего раствора с массовой долей NaOH, равной 5%.
3. Вычислите массы соды  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$  и воды для получения 5кг моющего раствора с массовой долей  $Na_2CO_3$  5%.

### Вариант 10

1. Хлор используется для обеззараживания воды. Рассчитайте, какая масса хлора потребуется для хлорирования 500 г воды, если при хлорировании расходуется 0,002 мг хлора на 1 л воды. Объясните химико-биологическую сущность хлорирования.



2. Вычислите массу  $MgSO_4$ , необходимую для получения 0,5 кг раствора с массовой долей  $MgSO_4$  10%.
3. Какая масса  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$  потребуется для приготовления 10кг моющего раствора с массовой долей  $Na_2CO_3$  (8%)?

### Вариант 11

1. При отравлениях ляписом желудок промывают 2%-ным раствором хлорида натрия. Рассчитайте массу  $NaCl$ , необходимую для приготовления 2 л раствора. Плотность раствора  $NaCl$  принять равной  $1,01 \text{ г/см}^3$ .
2. Вычислите: а) массовую долю вещества ( $\omega$ ) в процентах; б) молярную концентрацию вещества  $c$ ; в) молярную концентрацию эквивалентов  $c_{\text{ЭКВ}}$  раствора ортофосфорной кислоты, полученного при растворении 18 г кислоты в  $282 \text{ см}^3$  воды, если плотность его  $1,031 \text{ г/м}^3$ . Чему равен титр (Т) этого раствора?
3. Вычислите массу сульфата магния, необходимую для получения 1кг раствора с массовой долей  $MgSO_4$  20%.

### Вариант 12

1. На нейтрализацию  $31 \text{ см}^3$  0,16 н раствора щелочи требуется  $217 \text{ см}^3$  раствора  $H_2SO_4$ . Чему равны молярная концентрация эквивалентов и титр раствора  $H_2SO_4$ ?
2. На нейтрализацию  $50 \text{ см}^3$  раствора кислоты израсходовано  $25 \text{ см}^3$  0,5 н раствора щелочи. Вычислите молярную концентрацию эквивалентов кислоты.
3. Сколько мл воды необходимо добавить к 200мл раствора  $\rho=1,1 \text{ г/см}^3$  с массовой долей гидроксида натрия 20%, чтобы получить раствор с массовой долей  $NaOH$  5%?

### Вариант 13

1. Какой объем 0,3 н раствора кислоты требуется для нейтрализации раствора, содержащего 0,32 г NaOH в 40 см<sup>3</sup> раствора?
2. К 1 л раствора с массовой долей KOH равной 10% (плотность 1,092 г/см<sup>3</sup>) прибавили 0,5 л раствора с массовой долей KOH равной 5% (плотность 1,045 г/см<sup>3</sup>). Объем смеси довели до 2 л. Вычислите молярную концентрацию полученного раствора.
3. Сколько граммов гидроксида натрия потребуется для получения 1л моющего раствора  $\rho=1,1\text{г/см}^3$  с массовой долей гидроксида натрия 10%?

### Вариант 14

1. На нейтрализацию 1л раствора, содержащего 1,4 г KOH, требуется 50 см<sup>3</sup> раствора кислоты. Вычислите молярную концентрацию эквивалентов кислоты в растворе.
2. Вычислите объем раствора гидроксида натрия  $\rho=1,41\text{г/см}^3$  (38%), необходимый для приготовления 2кг моющего раствора с массовой долей NaOH 10%.
3. Вычислите массу K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, необходимую для приготовления 100мл 0,1М раствора.

### Вариант 15

1. Какая масса HNO<sub>3</sub> содержалась в растворе, если на нейтрализацию его потребовалось 35 см<sup>3</sup> 0,4 н раствора NaOH? Каков титр раствора NaOH?
2. Вычислите объем раствора серной кислоты  $\rho=1,59\text{г/см}^3$  (68%), необходимый для приготовления 5л аккумуляторной жидкости  $\rho=1,22\text{г/см}^3$  (30%).
3. Вычислите массу гидроксида калия, необходимую для приготовления 1л раствора  $\rho=1,08\text{г/см}^3$  с массовой долей KOH 10%.

## 8. Теория электролитической диссоциации Ионно-молекулярные (ионные) реакции обмена

Все вещества по их поведению в растворах принято условно делить на две группы: электролиты и неэлектролиты.

*Электролитами* называют сложные вещества, растворы и расплавы которых способны проводить электрический ток. *Неэлектролиты*, наоборот, электрический ток не проводят.

К электролитам относят большинство неорганических кислот, щелочей и солей. Электролиты — хлороводородная (соляная) кислота  $\text{HCl}$ , хлорид натрия  $\text{NaCl}$ , гидроксид калия  $\text{KOH}$ .

К неэлектролитам относят многие органические соединения, например спирты, углеводы (сахара), а также газообразные вещества и оксиды.

Под *электролитической диссоциацией* понимают процесс распада электролитов на ионы под действием растворителя или при расплавлении.

Причиной электрической проводимости растворов и расплавов некоторых веществ является образование носителей электричества — свободных заряженных частиц, называемых ионами. Диссоциация происходит под действием молекул растворителя (чаще воды) или температуры. При этом химические связи между частицами в кристаллической решетке разрушаются.

Типичными видами связи для электролитов являются ионная или ковалентная полярная.

Рассмотрим механизм электролитической диссоциации веществ с ионной связью на примере хлорида натрия  $\text{NaCl}$ . Он состоит из трёх этапов:

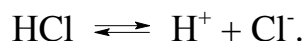
1. Ориентация полярных молекул растворителя (диполей) вокруг кристалла и расшатывание кристаллической решётки;
2. Гидратация – окружение молекулами воды ионов натрия и хлора (образование гидратированных ионов).
3. Разрушение кристаллической решётки – диссоциация хлорида натрия;

Уравнение диссоциации хлорида натрия:  $\text{NaCl} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

Диссоциация веществ с ковалентной полярной связью, например,  $\text{HCl}$ , происходит несколько сложнее, механизм диссоциации веществ включает в себя дополнительный этап:

1. Ориентация полярных молекул воды вокруг полярной молекулы электролита;
2. Изменение вида связи с ковалентной полярной на ионную;
3. Гидратация ионов.
4. Диссоциация электролита;

Уравнение электролитической диссоциации хлороводорода:



Поскольку электролитическая диссоциация – процесс обратимый, то в растворах электролитов, наряду с их ионами присутствуют и молекулы. Поэтому процесс диссоциации характеризуют степенью диссоциации ( $\alpha$ ).

**Степень электролитической диссоциации** – это величина, которая показывает отношение числа распавшихся на ионы молекул к общему числу молекул в растворе. Степень диссоциации электролита определяется опытным путем и выражается в % (или долях единицы).

$$\alpha = \frac{N}{N_0}$$

где  $N_0$  – общее число молекул в растворе,  $N$  – число диссоциированных молекул.

Степень электролитической диссоциации зависит от природы электролита, температуры, концентрации. Повышение температуры и уменьшение концентрации раствора увеличивает степень диссоциации.

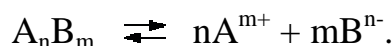
В зависимости от величины степени электролитической диссоциации электролиты разделяют на сильные и слабые (табл. 5):

Для характеристики слабых электролитов применяют константу диссоциации  $K_d$ .

Таблица 5 - Сильные и слабые электролиты

КЛАССЫ	Слабые электролиты $\alpha < 3\%$	Сильные электролиты $\alpha > 30\%$
КИСЛОТЫ	HCN, H <sub>2</sub> S, H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub> , HNO <sub>2</sub> , CH <sub>3</sub> COOH, H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HCl, HBr, HI, HNO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , HClO <sub>4</sub>
ОСНОВАНИЯ	NH <sub>4</sub> OH и все нераствори- мые в воде	NaOH, KOH, LiOH, RbOH, Ca(OH) <sub>2</sub> , Sr(OH) <sub>2</sub> , Ba(OH) <sub>2</sub>
СОЛИ		Все растворимые средние со- ли

Вследствие того, что слабые электролиты диссоциируют на ионы не полностью, в их растворах устанавливается подвижное равновесие между недиссоциированными молекулами и ионами. Для слабого электролита общей формулой A<sub>n</sub>B<sub>m</sub> уравнение диссоциации имеет вид:



Применяя закон действующих масс, запишем выражение константы равновесия:

$$K_p = \frac{[A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m}{[A_n B_m]}, \text{ где}$$

[A<sup>m+</sup>], [B<sup>n-</sup>] – равновесные концентрации ионов A<sup>m+</sup>, B<sup>n-</sup>, [A<sub>n</sub>B<sub>m</sub>] – равновесная концентрация недиссоциированных молекул A<sub>n</sub>B<sub>m</sub>.

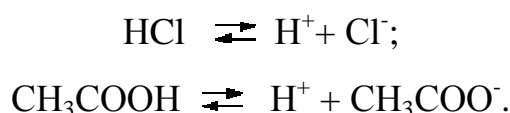
Константу равновесия в этом случае называют **константой диссоциации (K<sub>д</sub>)**, или **константой ионизации** – константа, характеризующая способность электролитов диссоциировать на ионы.

Чем больше константа диссоциации, тем легче электролит распадается на ионы, тем больше ионов в его растворе, тем сильнее электролит.

## Диссоциация кислот, оснований, амфотерных гидроксидов и солей в водных растворах

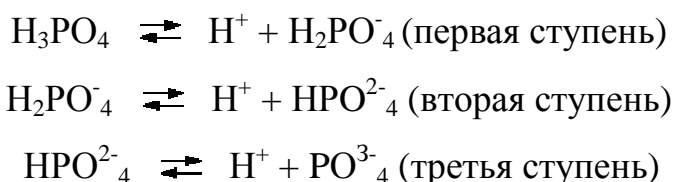
С помощью теории электролитической диссоциации дают определения и описывают свойства кислот, оснований и солей.

**Кислотами** называются электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только катионы водорода (протоны):



Основность кислоты определяется числом катионов водорода, которые образуются при диссоциации. Так, HCl, HNO<sub>3</sub> – одноосновные кислоты – образуются один катион водорода; H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – двухосновные, а H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>AsO<sub>4</sub> – трехосновные, так как образуются соответственно два и три катиона водорода. Из четырех атомов водорода, содержащихся в молекуле уксусной кислоты CH<sub>3</sub>COOH, только один, входящий в карбоксильную группу – COOH, способен отщепляться в виде катиона H<sup>+</sup>, уксусная кислота одноосновная.

Двух- и многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато (постепенно).



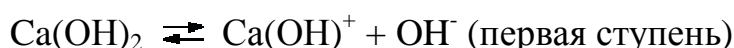
Диссоциация многоосновной кислоты протекает главным образом по первой ступени, в меньшей степени по второй и лишь в незначительной степени – по третьей. Поэтому в водном растворе, например, фосфорной кислоты наряду с молекулами H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> имеются ионы (в последовательно уменьшающихся количествах) H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup> и PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>.

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

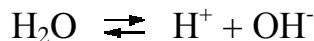


Основания, растворимые в воде называются щелочами. Это основания щелочных и щелочноземельных металлов: LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, FrOH и Ca(OH)<sub>2</sub>, Sr(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>, Ra(OH)<sub>2</sub>. Большинство оснований в воде малорастворимо.

Кислотность основания определяется числом его гидроксильных групп (гидроксогрупп). Например, NH<sub>4</sub>OH – однокислотное основание, Ca(OH)<sub>2</sub> – двухкислотное, Fe(OH)<sub>3</sub> – трехкислотное и т.д. Двух- и многокислотные основания диссоциируют ступенчато:



Однако имеются электролиты, при диссоциации которых одновременно образуются катионы водорода и гидроксид-ионы. Эти электролиты называются *амфотерными* или *амфолитами*. К ним относятся вода, гидроксиды цинка, алюминия, хрома и ряд других веществ. Вода, например, диссоциирует на ионы H<sup>+</sup> и OH<sup>-</sup> (в незначительных количествах):

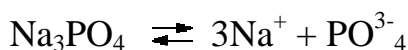
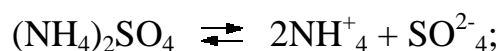


Следовательно, у нее в равной мере выражены и кислотные свойства, обусловленные наличием катионов водорода H<sup>+</sup>, и щелочные свойства, обусловленные наличием ионов OH<sup>-</sup>.

Диссоциацию *амфотерного гидроксида* цинка Zn(OH)<sub>2</sub> можно выразить уравнением:

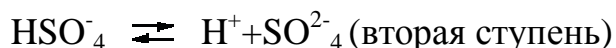


*Солями* называются электролиты, при диссоциации которых образуются катионы основных остатков и анионы кислотных остатков:

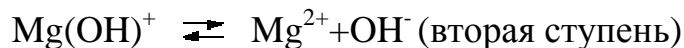
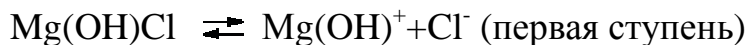


Так диссоциируют средние соли.

Кислые же и основные соли диссоциируют ступенчато. У *кислых солей* вначале отщепляются ионы металлов, а затем катионы водорода (протоны):



У *основных солей* вначале отщепляются кислотные остатки, а затем гидроксид-ионы:



### Ионно-молекулярные уравнения реакций

Краткие ионно-молекулярные, или просто ионные, уравнения реакций обмена отражают сущность реакций, происходящих между электролитами в растворе. В этих уравнениях сильные электролиты, поскольку они полностью диссоциированы, записывают в виде ионов, а слабые электролиты, малорастворимые и газообразные вещества записывают в молекулярной форме.

В кратком ионно-молекулярном уравнении одинаковые ионы из обеих частей полного ионно-молекулярного уравнения исключаются. При составлении ионно-молекулярных уравнений следует помнить, что сумма электрических зарядов в левой части уравнения должна быть равна сумме электрических зарядов в правой части уравнения.

**Пример 1.** Написать краткие ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия между водными растворами следующих веществ: а) HCl и NaOH;

б)  $\text{Pb(NO}_3)_2$  и  $\text{Na}_2\text{S}$ ; в)  $\text{K}_2\text{CO}_3$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

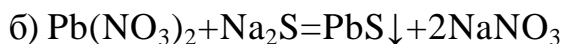
**Р е ш е н и е.** Запишем уравнения взаимодействия указанных веществ в молекулярном виде: а)  $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ .

HCl, NaOH, NaCl – сильные электролиты, а  $\text{H}_2\text{O}$  – слабый электролит. Составляем полное ионно – молекулярное уравнение:

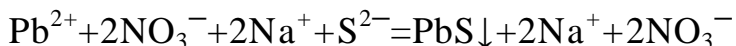




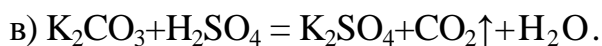
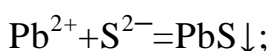
Исключая одинаковые ионы из обеих частей равенства:  $\text{Na}^+$  и  $\text{Cl}^-$ , получим сокращенное уравнение:  $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ ;



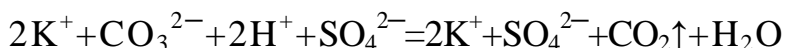
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{NaNO}_3$  – сильные электролиты, а  $\text{PbS} \downarrow$  нерастворим. Полное ионно – молекулярное уравнение будет иметь вид:



Исключая одинаковые ионы из обеих частей равенства:  $\text{Na}^+$  и  $\text{NO}_3^-$ , получим сокращенное уравнение:



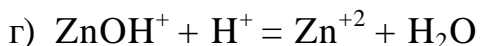
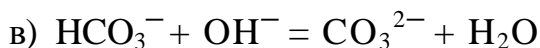
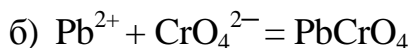
( $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$  – сильные электролиты,  $\text{CO}_2 \uparrow$  газ, а  $\text{H}_2\text{O}$  слабый электролит). Полное ионно – молекулярное уравнение будет иметь вид:



Исключая одинаковые ионы из обеих частей равенства:  $\text{K}^+$  и  $\text{SO}_4^{2-}$ , получим сокращенное уравнение:  $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$

Отметим, что взаимодействие этих веществ возможно, ибо в результате происходит связывание ионов с образованием слабого электролита ( $\text{H}_2\text{O}$ ), осадка ( $\text{PbS} \downarrow$ ), газа ( $\text{CO}_2$ ).

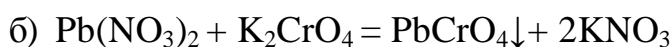
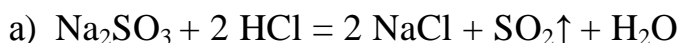
**Пример 2.** Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют следующие краткие ионно-молекулярные уравнения:



В левой части данных кратких ионно-молекулярных уравнений указаны свободные ионы, которые образуются при диссоциации растворимых сильных электролитов, следовательно, при составлении молекулярных уравнений

следует исходить из соответствующих растворимых сильных электролитов.

Например:



### Индивидуальные задания

#### Вариант 1

1. Какие из веществ:  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  — будут взаимодействовать с гидроксидом калия? Выразите эти реакции молекулярными, полными и краткими ионно-молекулярными уравнениями.
2. Допишите уравнения реакций, составьте к ним полные ионные и сокращенные ионно-молекулярные уравнения:



3. Подберите молекулярные уравнения к следующим ионным:



#### Вариант 2

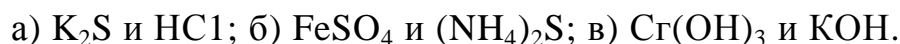
1. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения при взаимодействии в растворах:
2. Допишите уравнения реакций, составьте к ним полные ионные и сокращенные ионно-молекулярные уравнения:



3. К раствору гидроксида аммония добавили раствор гидроксида натрия. Как сместится равновесие диссоциации гидроксида аммония?

### Вариант 3

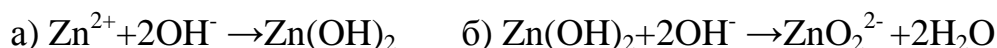
1. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения при взаимодействии в растворах:



2. Допишите уравнения реакций, составьте к ним полные ионные и сокращенные ионно-молекулярные уравнения:

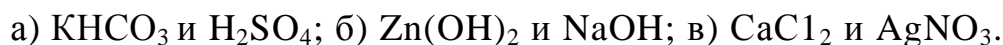


3. Подберите молекулярные уравнения к следующим ионным:



### Вариант 4

1. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения при взаимодействии в растворах:



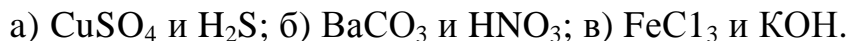
2. Допишите уравнения реакций, составьте к ним полные ионные и сокращенные ионно-молекулярные уравнения:



3. К раствору  $H_2S$  добавили раствор  $Na_2S$ . Как сместится равновесие диссоциации  $H_2S$ ?

### Вариант 5

1. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения при взаимодействии в растворах:



2. Какое из веществ:  $KHCO_3$ ,  $CH_3COOH$ ,  $NiSO_4$ ,  $Na_2S$  взаимодействует с раствором серной кислоты? Составьте молекулярные, полные и краткие ионно-молекулярные уравнения этих реакций.

3. Подберите молекулярные уравнения к следующим ионным:

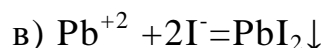
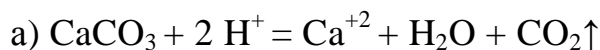


### Вариант 6

1. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения при взаимодействии в растворах:



2. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются краткими ионно-молекулярными уравнениями:



3. К раствору  $\text{H}_3\text{PO}_4$  добавили раствор  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ . Как сместится равновесие диссоциации  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ?

### Вариант 7

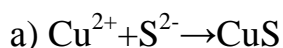
1. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения при взаимодействии в растворах:



2. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются краткими ионно-молекулярными уравнениями:

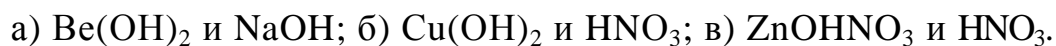


3. Подберите молекулярные уравнения к следующим ионным:

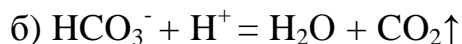
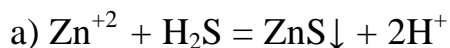


### Вариант 8

1. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения при взаимодействии в растворах:



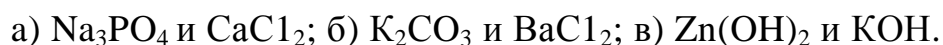
2. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются краткими ионно-молекулярными уравнениями:



3. К раствору  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  добавили раствор  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ . Как сместится равновесие диссоциации  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ?

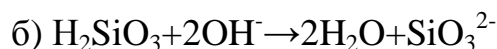
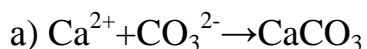
### Вариант 9

1. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения при взаимодействии в растворах:



2. Какова роль растворителя в процессе электролитической диссоциации? Напишите уравнения диссоциации: азотной кислоты, ортофосфорной кислоты, уксусной кислоты, гидроксида кальция, сульфата аммония, карбоната натрия, гидрокарбоната кальция.

3. Подберите молекулярные уравнения к следующим ионным:



### Вариант 10

1. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения при взаимодействии в растворах:



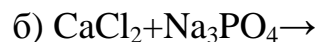
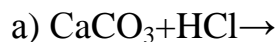
2. Какие соединения называются кислотами и основаниями с точки зрения теории электролитической диссоциации? Чем обусловлена сила кислот и оснований? Приведите примеры сильных и слабых кислот и оснований.
3. К раствору гидроксида кальция добавили раствор  $\text{CaCl}_2$ . Как сместится равновесие диссоциации гидроксида кальция?

### Вариант 11

1. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения при взаимодействии в растворах:



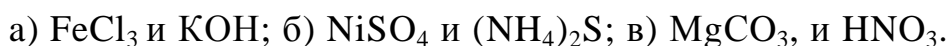
2. Допишите уравнения реакций, составьте к ним ионные уравнения:



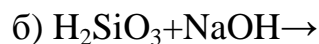
3. К раствору уксусной кислоты прибавили ацетат натрия. В какую сторону сместится равновесие диссоциации уксусной кислоты?

### Вариант 12

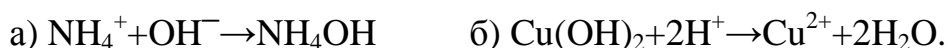
1. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения при взаимодействии в растворах:



2. Допишите уравнения реакций, составьте к ним ионные уравнения:

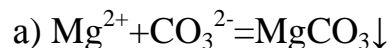


3. Подберите молекулярные уравнения к следующим ионным:

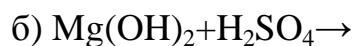
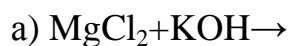


### Вариант 13

1. Составьте по три молекулярных уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



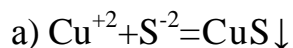
2. Допишите уравнения реакций, составьте к ним ионные уравнения:



3. Вычислите равновесную концентрацию ионов  $\text{H}^+$  в растворе азотистой кислоты с концентрацией 0,1 моль/л (степень диссоциации равна 2%).

### Вариант 14

1. Составьте по три молекулярных уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



2. Допишите уравнения реакций, составьте к ним ионные уравнения:



3. Подберите молекулярные уравнения к следующим ионным:



### Вариант 15

1. Допишите уравнения реакций, составьте к ним полные ионные и сокращенные ионно-молекулярные уравнения:



2. Допишите уравнения реакций, составьте к ним ионные уравнения:



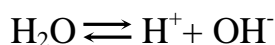
3. К раствору азотистой кислоты добавили раствор соляной кислоты. Как сместится равновесие диссоциации азотистой кислоты?

## 10. Диссоциация воды. Гидролиз солей. Буферные растворы

Вода - слабый амфотерный электролит. Молекулы воды могут как отдавать, так и присоединять катионы водорода  $\text{H}^+$ . В результате взаимодействия между молекулами в воде всегда присутствуют гидроксид-ионы  $\text{OH}^-$  и катионы водорода  $\text{H}^+$ :



или



Количественно диссоциация воды описывается константой диссоциации:

$$K_d = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,86 \cdot 10^{-16} (22 \text{ } ^\circ\text{C})$$

и ионным произведением воды

$$K_d \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-].$$

Молярная концентрация воды равна  $[\text{H}_2\text{O}]$  равна:  $1000:18=55,56$  моль/л,

Подставив это значение, получим:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,86 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14}$$

**Произведение концентраций ионов водорода на концентрацию гидроксид - ионов называется ионным произведением воды ( $K_w$ ). Ионное произведение воды есть величина постоянная при постоянной температуре:**

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} \quad (\text{при температуре } 22^\circ).$$

### ***Среда раствора***

От количественного соотношения концентраций катионов водорода (протонов)  $H^+$  и гидроксид-анионов  $OH^-$  зависит среда раствора.

Для водных растворов существуют три типа среды:

- 1) **нейтральная среда:**  $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$  моль/л;
- 2) **кислая среда:** :  $[H^+] > [OH^-]$   $[H^+] > 10^{-7}$  моль/л;
- 3) **щелочная среда:** :  $[H^+] < [OH^-]$   $[H^+] < 10^{-7}$  моль/л.

### ***Водородный показатель***

**Водородный показатель рН - отрицательный десятичный логарифм концентрации (активности) катионов водорода в растворе:**

$$pH = - \lg[H^+]$$

Концентрацию  $[OH^-]$  также можно выразить через **гидроксидный показатель - рОН:**

$$pOH = - \lg[OH^-]$$

Если прологарифмировать уравнение ионного произведения воды, то получим:

$$pH + pOH = 14$$

В нейтральных растворах  $pH = 7$ .

В кислых растворах  $pH < 7$ .

В щелочных растворах  $pH > 7$ .

**Пример 1.** Вычислить рН раствора хлороводородной кислоты с молярной концентрацией 0,001 моль/л.

**Решение.**  $HCl$  – это сильная кислота, в водном растворе она полностью диссоциирует на ионы:





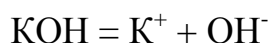
поэтому концентрация катионов водорода в растворе сильной кислоты равна концентрации этой кислоты:

$$[\text{H}^+] = C(\text{HCl}); [\text{H}^+] = 0,001 = 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

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

**Пример 2.** Вычислить рН раствора гидроксида натрия с молярной концентрацией 0,001 моль/л.

**Решение.** КОН - это сильное основание, в водном растворе полностью диссоциирует на ионы:



поэтому концентрация гидроксид-ионов в растворе сильного основания равна концентрации этого основания:

$$[\text{OH}^-] = C(\text{KOH}); [\text{OH}^-] = 0,001 = 10^{-3}$$

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 10^{-3} = 3$$

так как  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ , то  $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$ ;  $\text{pH} = 14 - 3 = 11.$

### *Индикаторы*

Для приблизительного определения рН служат кислотно-основные индикаторы.

**Кислотно-основные индикаторы – это вещества, которые изменяют окраску в зависимости от рН раствора.**

Таблица 6 - Окраска индикаторов в водной среде при различных значениях рН

Среда Индикатор	Кислая	Нейтральная	Щелочная
Лакмус	Красный	Фиолетовый	Синий
Метилоранж	Красный (рН<3,1)	Оранжевый	Желтый (рН>4,4)
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый
Метиловый красный	Красный (рН<4,2)	Оранжевый	Желтый (рН>6,3)

Для точного измерения рН используют специальные приборы – ионометры (иногда их называют рН-метры).

## *Гидролиз солей*

**Гидролиз соли** - это взаимодействие ионов соли с молекулами воды, приводящее к образованию слабого электролита (слабой кислоты, слабого основания) и к изменению среды раствора.

**Гидролизу подвергаются соли образованные:**

1) **сильным основанием и слабой кислотой:**

( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{NaCH}_3\text{COO}$  и др.);

2) **слабым основанием и сильной кислотой**

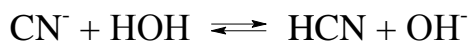
( $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и др.);

3) **слабым основанием и слабой кислотой**

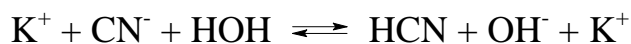
( $\text{Al}_2\text{S}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$  и др.).

**Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой** (например,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  и др.), а также **соли, не растворимые в воде** (например,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{CuS}$  и др.), гидролизу не подвергаются.

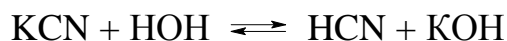
**Пример 1. Гидролиз солей, образованных слабой кислотой и сильным основанием** протекает по **аниону**. Рассмотрим пример гидролиза одной из таких солей.  $\text{KCN}$  - эта соль образована сильным основанием  $\text{KOH}$  и слабой одноосновной циановодородной кислотой  $\text{HCN}$ . Поэтому взаимодействовать с водой, а именно с  $\text{H}^+$  будет анион кислотного остатка соли:



Образующиеся в результате гидролиза ионы  $\text{OH}^-$  обеспечивают щелочную среду  $\text{pH} > 7$ . Запишем полное ионно-молекулярное уравнение, добавив слева и справа ион  $\text{K}^+$

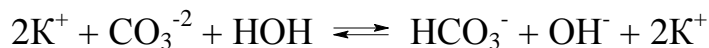


Молекулярное уравнение гидролиза:

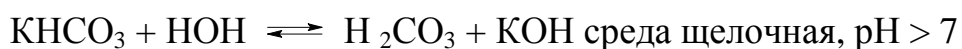
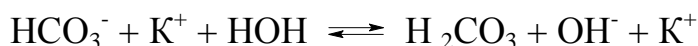
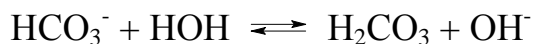


Гидролиз солей, образованных слабыми многоосновными кислотами и сильными основаниями, протекает ступенчато (соответственно обратному

процессу – ступенчатой диссоциации), и при этом получаются кислые соли (точнее, анионы кислых солей). Так, гидролиз карбоната калия  $K_2CO_3$  может быть выражен уравнениями:



2-я ступень:



Однако в обычных условиях гидролиз практически ограничивается первой ступенью: ионы  $CO_3^{2-}$  связывают ионы  $H^+$  воды, образуя сначала ионы  $HCO_3^-$ , а не молекулы  $H_2CO_3$ . Это объясняется тем, что ионы  $HCO_3^-$  диссоциируют гораздо труднее, чем молекула  $H_2CO_3$ . И лишь при сильном разбавлении и нагревании следует учитывать гидролиз образовавшейся кислой соли.

Среда раствора соли  $K_2CO_3$  щелочная ( $pH > 7$ ), потому что в растворе увеличивается концентрация ионов  $OH^-$ .

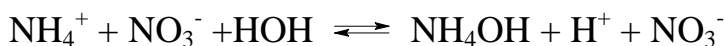
**Пример 2. Гидролиз солей образованных слабым основанием и сильной кислотой - гидролиз по катиону,** при этом среда раствора кислая ( $pH < 7$ ).

Рассмотрим гидролиз на примере нитрата аммония. Соль  $NH_4NO_3$  образована слабым основанием  $NH_4OH$  и сильной кислотой  $HNO_3$ . Поэтому взаимодействовать с водой, а именно с  $OH^-$  будет катион  $NH_4^+$  соли по уравнению:



Образующиеся в результате гидролиза ионы  $H^+$  обеспечивают кислую среду раствора,  $pH < 7$ .

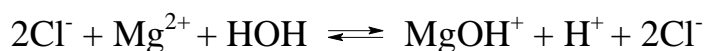
Полное ионно-молекулярное уравнение гидролиза имеет вид:



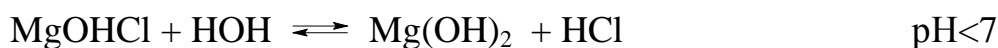
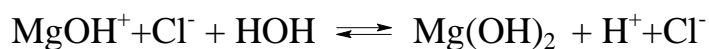
В случае многозарядного катиона, гидролиз идет ступенчато. Число ступеней гидролиза соли зависит от кислотности слабого основания. В водных растворах таких солей по первой ступени образуется основная соль вместо основания и сильная кислота.

Рассмотрим этот случай на примере гидролиза соли хлорида магния  $MgCl_2$ .

Соль  $MgCl_2$  образована слабым основанием  $Mg(OH)_2$  и сильной кислотой  $HCl$ , поэтому взаимодействовать с  $H_2O$  будет катион  $Mg^{2+}$ .  $Mg(OH)_2$  – двухкислотное основание, поэтому гидролиз протекает по двум ступеням:



Продуктами первой ступени гидролиза  $MgCl_2$  являются основная соль  $MgOHCl$  и сильная кислота  $HCl$ .

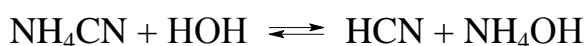
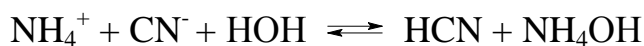


Продуктами второй ступени гидролиза  $MgCl_2$  являются слабое основание гидроксид магния и сильная хлороводородная кислота. Однако степень гидролиза по второй ступени намного меньше, чем по первой ступени.

Среда раствора  $MgCl_2$  кислая ( $pH < 7$ ), потому что в растворе увеличивается концентрация  $H^+$ .

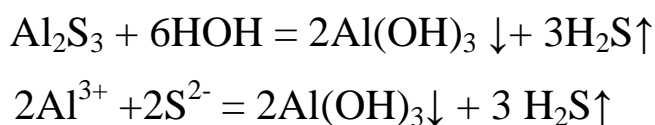
**Пример 3. Гидролиз солей, образованных слабой кислотой и слабым основанием** (гидролиз по катиону и аниону). Примерами солей этого типа являются  $NH_4CN$ ,  $Cu(CH_3COO)_2$ ,  $Mg(NO_2)_2$ ,  $Al_2S_3$ ,  $Cr_2(CO_3)_3$  и т.д.

Гидролиз в данном случае идет и по катиону и по аниону одновременно. Соль  $NH_4CN$  образована слабой кислотой  $HCN$  и слабым основанием  $NH_4OH$ . Поэтому с водой взаимодействуют и катионы  $NH_4^+$  и анионы  $CN^-$ :



В этом случае нельзя по ионному уравнению сразу определить среду раствора, но можно определить с помощью индикаторов или рН-метров, а также можно сравнить степени диссоциации (константы диссоциации) продуктов гидролиза.

**Пример 4. Необратимый гидролиз.** Соли, образованные слабыми многокислотными нерастворимыми основаниями и слабыми многоосновными летучими кислотами ( $\text{Al}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{CO}_3)$ ,  $\text{Fe}_2\text{S}_3$  и др.) гидролизуются **полностью**, т.е. процесс гидролиза идёт до конца необратимо сразу в одну ступень, с образованием соответствующих оснований и кислот:



В таблице растворимости против таких солей стоит прочерк, эти соли в водном растворе не могут существовать.

### Степень гидролиза

Количественно процесс гидролиза характеризуется степенью гидролиза - отношение концентрации молекул, подвергшихся гидролизу, к общей концентрации растворенных молекул.

$$h_{\text{гидр.}} = \frac{C_{\text{гидр.}}}{C_{\text{общ.}}}$$

Степень гидролиза зависит:

1. От природы соли. Чем слабее основание или слабее кислота, образующие соли, тем выше степень гидролиза;
2. От концентрации раствора соли. Чем меньше концентрация вещества, тем выше степень его гидролиза;
3. От температуры. С повышением температуры гидролиз усиливается.

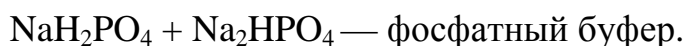
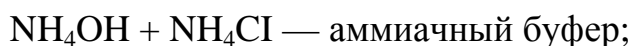
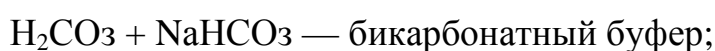
### Буферные растворы и их биологическое значение

**Буферные растворы** – это растворы, сохраняющие определенную концентрацию ионов водорода (рН) при разбавлении, концентрировании и не-

значительно изменяющие её при добавлении небольших количеств сильных кислот или оснований. Свойство растворов сохранять определенное значение рН называется буферным действием.

Буферные растворы могут состоять из слабой кислоты и ее гидролитически щелочной соли или слабого основания и гидролитически кислой соли этого основания. Буферными свойствами обладают также растворы, содержащие смеси солей слабых многоосновных кислот.

В качестве примеров можно привести следующие буферные смеси:



Каждая из буферных смесей характеризуется определенной концентрацией водородных ионов, которую буферная система стремится сохранять при добавлении к ней кислоты или щелочи.

Для буферной смеси, образованной слабой кислотой и ее гидролитически щелочной солью рН равен:

$$\text{pH} = \text{pK}_k - \lg \frac{c_k}{c_c}$$

где  $\text{pK}_k$  – показатель константы кислотности слабой одноосновной кислоты (отрицательный десятичный логарифм константы диссоциации слабой кислоты);  $c_k$  и  $c_c$  – исходные концентрации кислоты и ее соли.

Для буферной смеси, содержащей слабое однокислотное основание и его соль можно прийти к формулам:

$$\text{pOH} = \text{pK}_o - \lg \frac{c_o}{c_c} \quad \text{или} \quad \text{pH} = 14 - \text{pK}_o + \lg \frac{c_o}{c_c}$$

где  $\text{pK}_o$  – показатель константы основности слабого однокислотного основания;  $c_o$  и  $c_c$  – исходные концентрации слабого основания и его соли.

Способность буферных растворов поддерживать практически посто-

янный рН основана на том, что отдельные компоненты буферного раствора связывают  $H^+$  или  $OH^-$  ионы кислот или оснований, вводимых в раствор. Эта способность не безгранична, предел её зависит от концентраций компонентов буферной смеси.

**Буферной емкостью ( $\beta$ )** называется количество моль эквивалентов сильной кислоты или сильного основания, прибавление которого к 1 л буферного раствора изменяет рН этого раствора на единицу.

Для буферной системы, состоящей из раствора слабой кислоты и ее соли, буферную емкость можно приближенно рассчитать по формуле (если раствор не очень сильно разбавлен):

$$\beta = \frac{C \cdot V}{(pH_1 - pH_0) \cdot V_6}$$

где  $c$  – концентрация сильной кислоты или основания, моль/л;

$V$  – объем добавленной кислоты или основания, л;

$V_6$  – объем буферного раствора, л;

$pH_0$  и  $pH_1$  – водородные показатели до и после добавления сильной кислоты или основания.

Буферные смеси играют большую роль в регулировании жизнедеятельности организмов, в которых должно сохраняться постоянство рН крови, лимфы и других жидкостей.

**Пример 1.** Рассчитайте рН буферного раствора, содержащего 0,1 моль  $NH_4OH$  и 0,1 моль  $NH_4Cl$ . Как измениться рН: а) при добавлении к 1 л раствора 0,01 моль  $HCl$ ; б) при добавлении 0,01 моль  $NaOH$ ; в) при разбавлении раствора водой в 10 раз? Константа диссоциации гидроксида аммония  $K_k = 1,79 \cdot 10^{-5}$ ,  $pK_0 = 4,75$ .

**Решение.** Для аммиачной буферной системы

$$pH = 14 - pK_0 + \lg \frac{c_0}{c}$$

находим значение рН:  $pH = 14 - 4,75 + \lg \frac{0,1}{0,1} = 9,25$

При добавлении 0,01 моль HCl концентрация гидроксида аммония уменьшается до 0,09 моль, а концентрация хлорида аммония возрастает до 0,11 моль.

Находим величину pH: 
$$\text{pH} = 14 - 4,75 + \lg \frac{0,09}{0,11} = 9,15$$

При добавлении к 1 л раствора 0,01 моль NaOH равное количество молей NH<sub>4</sub>Cl превратится в NH<sub>4</sub>OH, тогда получим:

$$\text{pH} = 14 - 4,75 + \lg \frac{0,11}{0,09} = 9,33$$

При разбавлении раствора в 10 раз имеем:

$$\text{pH} = 14 - 4,75 + \lg \frac{0,01}{0,01} = 9,25.$$

### Индивидуальные задания

#### Вариант 1

1. Определите силу основания и кислоты, образующих соль. Составьте сокращенные, полные ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей. Укажите реакцию среды в растворах солей: хлорид магния, сульфит натрия.
2. Картофель хорошо растет на кислых почвах при pH = 5. Рассчитайте концентрацию ионов H<sup>+</sup> и OH<sup>-</sup> в такой почве.
3. Одной из буферных систем крови является фосфатная. Объясните механизм буферного действия при добавлении к буферному раствору HCl.

#### Вариант 2

1. Определите силу основания и кислоты, образующих соль. Составьте сокращенные, полные ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей. Укажите реакцию среды в растворах солей: нитрат меди (II), карбонат калия.



2. Ацетатная буферная система ( $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$ ) вводится во влажное зерно, с целью его консервирования. Объясните механизм буферного действия при добавлении к буферному раствору: а)  $\text{HCl}$ ; б)  $\text{NaOH}$ .
3.  $\text{pH}$  раствора одноосновной кислоты  $\text{HA}$  равен 3. Степень диссоциации 0,01. Определите молярную концентрацию кислоты.

### Вариант 3

1. Определите силу основания и кислоты, образующих соль. Составьте сокращенные, полные ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей. Укажите реакцию среды в растворах солей: сульфат алюминия, силикат натрия.
2.  $\text{pH}$  0,01 М раствора основания  $\text{MeOH}$  равен 10. Определите степень диссоциации этого основания.
3. Для восполнения недостатка протеина в рационе жвачных животных используют аммиачную воду и хлорид аммония. Как изменится  $\text{pH}$  среды при добавлении к этой смеси: а) раствора соляной кислоты; б) раствора гидроксида натрия.

### Вариант 4

1. Определите силу основания и кислоты, образующих соль. Составьте сокращенные, полные ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей. Укажите реакцию среды в растворах солей: хлорид железа (III), сульфид натрия.
2. Дайте определение понятию буферные растворы. Какими свойствами они обладают? Приведите примеры.
3. Определите  $\text{pH}$  0,1М раствора  $\text{HCN}$ , степень диссоциации принять равной 0,01%.

### Вариант 5

1. Определите силу основания и кислоты, образующих соль. Составьте сокращенные, полные ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей. Укажите реакцию среды в растворах солей: сульфат аммония, цианид калия.
2. Приведите формулы соединений, входящих в состав карбонатного буферного раствора. Объясните механизм буферного действия на примере взаимодействия карбонатного буферного раствора с гидроксидом калия и соляной кислотой.
3. Определите pH 0,1M раствора  $\text{NH}_4\text{OH}$ , степень диссоциации принять равной 0,01%.

### Вариант 6

1. Определите силу основания и кислоты, образующих соль. Составьте сокращенные, полные ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей. Укажите реакцию среды в растворах солей: нитрат аммония, сульфид бария.
2. Приведите формулы соединений, входящих в состав фосфатного буферного раствора. Объясните механизм буферного действия на примере взаимодействия фосфатного буферного раствора с  $\text{NaOH}$ .
3. Вычислите pH раствора, в котором  $[\text{OH}^-]$  равна  $10^{-3}$  моль/л.

### Вариант 7

1. Определите силу основания и кислоты, образующих соль. Составьте сокращенные, полные ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей. Укажите реакцию среды в растворах солей: сульфат марганца (II), карбонат калия.
2. Приведите формулы соединений, входящих в состав ацетатного буферного раствора. Объясните механизм буферного действия на примере взаимодей-

ствия ацетатного буферного раствора с соляной кислотой и гидроксидом натрия.

3. Вычислите концентрацию гидроксид-ионов в растворе, если рН равен 5.

### Вариант 8

1. Определите силу основания и кислоты, образующих соль. Составьте сокращенные, полные ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей. Укажите реакцию среды в растворах солей: сульфат никеля (II), сульфид натрия.

2. Как сместится равновесие реакции гидролиза соли  $\text{NaCH}_3\text{COO}$  при добавлении к ее раствору: а)  $\text{HCl}$ ; б)  $\text{NaOH}$ .

3. Вычислите рОН раствора, в котором  $[\text{H}^+]$  равна  $10^{-3}$  моль/л.

### Вариант 9

1. Определите силу основания и кислоты, образующих соль. Составьте сокращенные, полные ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей. Укажите реакцию среды в растворах солей: хлорид цинка, силикат калия.

2. Приведите формулы соединений, входящих в состав фосфатного буферного раствора. Объясните механизм буферного действия на примере взаимодействия фосфатного буферного раствора с  $\text{HCl}$ .

3. Концентрация гидроксид-ионов в растворе равна  $10^{-10}$  моль/л, вычислите рН.

### Вариант 10

1. Определите силу основания и кислоты, образующих соль. Составьте сокращенные, полные ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей. Укажите реакцию среды в растворах солей: сульфат железа (II), фосфат калия.

2. При действии на раствор хлорида железа (III) карбонатом натрия в осадок выпадает гидроксид железа (III), объясните почему.

3. Вычислите рОН раствора, в котором концентрация ионов водорода равна  $10^{-6}$  моль/л.

### Вариант 11

1. Определите силу основания и кислоты, образующих соль. Составьте сокращенные, полные ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей. Укажите реакцию среды в растворах солей: нитрат магния, цианид натрия.
2. Картофель хорошо растет на кислых почвах при рН = 5. Рассчитайте концентрацию ионов  $H^+$  и  $OH^-$  в такой почве.
3. Как повлияет на равновесие гидролиза соли  $(NH_4)_2CO_3$  добавление раствора  $HCl$ ?

### Вариант 12

1. Определите силу основания и кислоты, образующих соль. Составьте сокращенные, полные ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей. Укажите реакцию среды в растворах солей: хлорид цинка, карбонат натрия.
2. В какую сторону сместится равновесие реакции гидролиза соли  $(NH_4)_2S$  при добавлении  $NH_4OH$  к ее раствору?
3. После кислотования солонцовой почвы концентрация гидроксид-ионов изменилась с  $10^{-10}$  до  $10^{-8}$  моль/л. Рассчитайте начальное и конечное значение рН почвы.

### Вариант 13

1. Определите силу основания и кислоты, образующих соль. Составьте сокращенные, полные ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей. Укажите реакцию среды в растворах солей: бромид меди (II), сульфид аммония.

2. Рассчитайте концентрацию ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  в почве до известкования ( $\text{pH}=4$ ) и после известкования ( $\text{pH}=6$ ).
3. Почему при смешивании растворов сульфида натрия и хлорида хрома (III) образуется гидроксид хрома (III)?

#### **Вариант 14**

1. Определите силу основания и кислоты, образующих соль. Составьте сокращенные, полные ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей. Укажите реакцию среды в растворах солей: сульфат кадмия, ацетат калия.
2. Рассчитайте  $\text{pH}$  0,001 М раствора аммиачной воды ( $\alpha=1\%$ ), применяемой в качестве азотного удобрения.
3. Гидролиз солей, образованных слабой кислотой и слабым основанием (гидролиз по катиону и аниону). Приведите примеры.

#### **Вариант 15.**

1. Определите силу основания и кислоты, образующих соль. Составьте сокращенные, полные ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей. Укажите реакцию среды в растворах солей: нитрит калия, сульфат аммония.
2. Карбонатная буферная система крови состоит из раствора угольной кислоты и раствора гидрокарбоната натрия. Объясните механизм буферного действия.
3. Вычислить  $\text{pH}$  раствора хлороводородной кислоты с молярной концентрацией 0,001 моль/л.

## 12. Окислительно-восстановительные реакции

Окислительно-восстановительными называются реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. Под степенью окисления ( $n$ ) понимают тот условный заряд атома, который вычисляется исходя из предположения, что молекула состоит только из ионов. Иными словами: степень окисления – это тот условный заряд, который приобрел бы атом элемента, если предположить, что он принял или отдал то или иное число электронов.

Окисление – восстановление – это единый, взаимосвязанный процесс. Окисление приводит к повышению степени окисления восстановителя, а восстановление – к ее понижению у окислителя.

Повышение или понижение степени окисления атомов отражается в электронных уравнениях; окислитель принимает электроны, а восстановитель их отдает. При этом не имеет значения, переходят ли электроны от одного атома к другому полностью и образуются ионные связи или электроны только смещаются к более электроотрицательному атому и возникает полярная связь.

О способности того или иного вещества проявлять окислительные, восстановительные или двойственные (как окислительные, так и восстановительные) свойства можно судить по степени окисления атомов окислителя и восстановителя.

Атом того или иного элемента в своей высшей степени окисления не может ее повысить (отдать электрон) и проявляет только окислительные свойства, а в своей низшей степени окисления не может ее понизить (принять электрон) и проявляет только восстановительные свойства.

Атом элемента в промежуточной степени окисления может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

Например, атомы в степени окисления:

$N^{5+}(HNO_3)$	$S^{6+}(H_2SO_4)$	}	→ проявляют только окислительные свойства
$N^{4+}(NO_2)$	$S^{4+}(SO_2)$		
$N^{3+}(HNO_2)$	$S^{2+}(SO)$	}	→ проявляют окислительные и восстановительные свойства
$N^{2+}(NO)$			
$N^{1+}(N_2O)$			
$N^0(N_2)$			
$N^{1-}(NH_2OH)$	$S^0(S_2; S_8)$	}	→ проявляют только восстановительные свойства
$N^{2-}(N_2H_4)$	$S^{2-}(H_2S)$		
$N^{3-}(NH_3)$			

**Пример 1.** Исходя из степени окисления атомов азота, серы и марганца в соединениях:  $NH_3$ ,  $HNO_2$ ,  $HNO_3$ ,  $H_2S$ ,  $H_2SO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $MnO_2$ ,  $KMnO_4$ . определите, какие из них могут быть только восстановителями, только окислителями и какие проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства.

**Решение.** Степени окисления N в указанных соединениях соответственно равны: -3 (низшая)  $NH_3$ , +3 (промежуточная)  $HNO_2$ , +5 (высшая)  $HNO_3$ ; степени окисления S соответственно равны: -2 (низшая)  $H_2S$ , +4 (промежуточная)  $H_2SO_3$ , +6 (высшая)  $H_2SO_4$ ; степени окисления Mn соответственно равны: +4 (промежуточная)  $MnO_2$ , +7 (высшая)  $KMnO_4$ . Отсюда:  $NH_3$ ,  $H_2S$  - только восстановители;  $HNO_3$ ,  $KMnO_4$  - окислители;  $MnO_2$ ,  $HNO_2$ ,  $H_2SO_3$  - могут быть окислителями или восстановителями в зависимости от природы другого компонента реакции.

**Пример 2.** Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $H_2S$  и HI, б)  $H_2S$  и  $H_2SO_3$

в)  $H_2SO_3$  и  $HClO_4$ ?

**Решение:** а) степень окисления атома серы в  $H_2S$  равна -2; степень окисления атома иода в HI равна -1. Так как и сера, и йод находятся в низшей своей степени окисления, то оба взятые вещества проявляют только восстановительные свойства и взаимодействовать друг с другом не могут; б) степень окисления атома серы в  $H_2S$  равна -2 (низшая); а в  $H_2SO_3$  равна +4 (промежуточная). Следовательно, взаимодействие этих веществ возможно, причем  $H_2SO_3$  будет выступать в роли окислителя; в) степень окисления атома

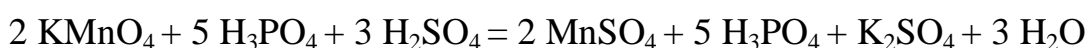
серы в  $\text{H}_2\text{SO}_3$  равна +4 (промежуточная); степень окисления атома хлора в  $\text{HClO}_4$  равна +7 (высшая). Взятые вещества могут взаимодействовать,  $\text{H}_2\text{SO}_3$  в этом случае будет проявлять восстановительные свойства.

**Пример 3.** Расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции:  $\text{KMn}^{7+}\text{O}_4 + \text{H}_3\text{P}^{3+}\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Mn}^{2+}\text{SO}_4 + \text{H}_3\text{P}^{5+}\text{O}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

**Р е ш е н и е.** Если в условии задачи даны как исходные вещества, так и продукты их взаимодействия, то написание уравнения реакции сводится, как правило, к нахождению и расстановке коэффициентов. Коэффициенты подбирают методом электронного баланса с помощью электронных уравнений. Вычисляем, как изменяет свою степень окисления восстановитель и окислитель, и отражаем это в электронных уравнениях:

Восстановитель	$\text{P}^{3+} - 2e = \text{P}^{5+}$	10	5	Процесс окисления
Окислитель	$\text{Mn}^{7+} + 5e = \text{Mn}^{2+}$	2	10	Процесс восстановления

Общее число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, которые присоединяет окислитель. Наименьшее общее кратное для числа отданных и принятых электронов десять. Разделив число 10 на 5, получаем коэффициент 2 для окислителя и продукта его восстановления, а при делении 10 на 2 получаем коэффициент 5 для восстановителя и продукта его окисления. Коэффициент перед веществами, атомы которых не меняют свою степень окисления, находят методом подбора. Уравнение реакции имеет вид:

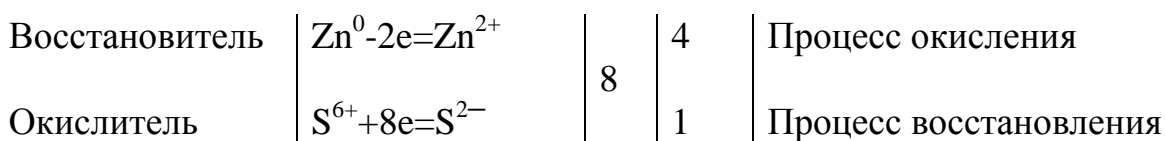


**Пример 4.** Составьте уравнение реакции цинка с концентрированной серной кислотой, учитывая максимальное восстановление последней.

**Р е ш е н и е.** Цинк, как любой металл, проявляет только восстановительные свойства. В концентрированной серной кислоте окислительную функцию несет атом серы (+6). Максимальное восстановление серы означает, что она приобретает минимальную степень окисления. Минимальная степень окисления серы как р- элемента VI A – группы -2. Цинк, как металл II B –



группы, имеет постоянную степень окисления +2. Отражаем сказанное в электронных уравнениях:



Составляем уравнение реакции:

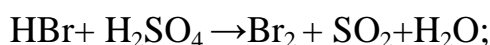
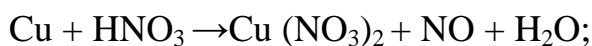


Перед  $H_2SO_4$  стоит коэффициент 5, а не 1, ибо четыре молекул  $H_2SO_4$  идут на связывание четырех ионов  $Zn^{+2}$  и только одна на получение сероводорода.

### Индивидуальные задания

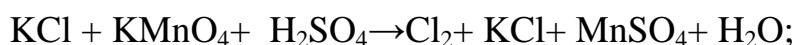
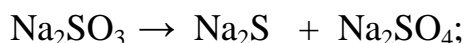
#### Вариант 1

1. Исходя из степени окисления хлора в соединениях  $HCl$ ,  $HClO$ ,  $HClO_3$ ,  $HClO_4$ , определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему?
2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель для следующих окислительно-восстановительных реакций:



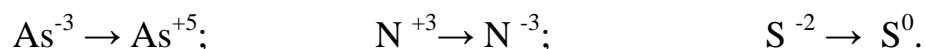
#### Вариант 2

1. Могут ли протекать окислительно – восстановительные реакции между веществами: а)  $NH_3$  и  $KMnO_4$ ; б)  $HNO_2$  и  $HI$ ; в)  $HCl$  и  $H_2Se$ . Почему?
2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель для следующих окислительно-восстановительных реакций:

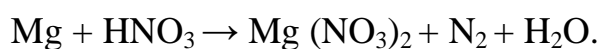
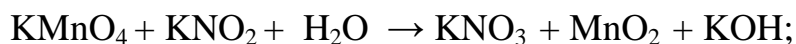


### Вариант 3

1. Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс – окисление или восстановление – происходит при следующих реакциях:



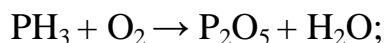
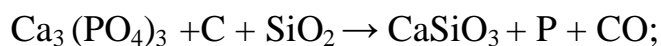
2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель для следующих окислительно-восстановительных реакций:



### Вариант 4

1. Исходя из степени окисления фосфора в соединениях  $\text{PH}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_3$ , определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему?

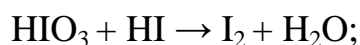
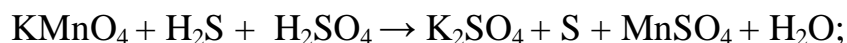
2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель для следующих окислительно-восстановительных реакций:



### Вариант 5

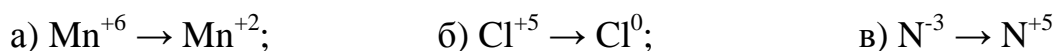
1. Могут ли протекать окислительно – восстановительные реакции между веществами: а)  $\text{PH}_3$  и  $\text{HBr}$ ; б)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  и  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ; в)  $\text{HNO}_3$  и  $\text{H}_2\text{S}$ ? Почему?

2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель для следующих окислительно-восстановительных реакций:

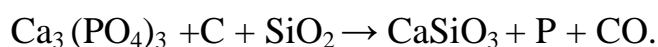
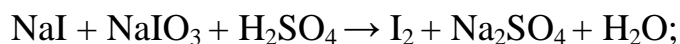


### Вариант 6

1. Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс – окисление или восстановление – происходит при следующих превращениях:

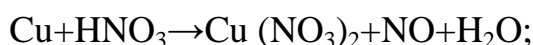
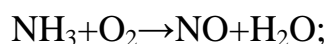
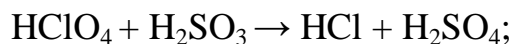


2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель для следующих окислительно-восстановительных реакций:



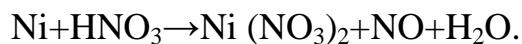
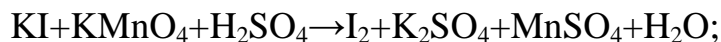
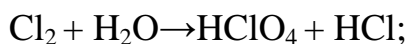
### Вариант 7

1. Какие из ионов  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$  могут играть роль окислителя, а какие не могут и почему? Ответ мотивируйте.
2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель для следующих окислительно-восстановительных реакций:



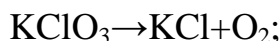
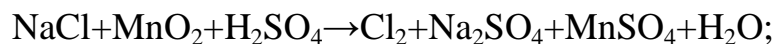
### Вариант 8

1. Исходя из степени окисления атомов хрома, йода и серы в соединениях  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему?
2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель для следующих окислительно-восстановительных реакций:



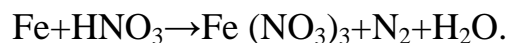
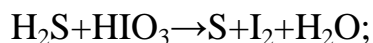
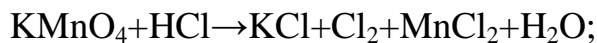
### Вариант 9

1. Исходя из строения атомов элементов, укажите, какие из ионов могут играть роль восстановителя и почему:  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cl}^+$ ,  $\text{S}^{-2}$ ?
2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель для следующих окислительно-восстановительных реакций:



### Вариант 10

1. Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс – окисление или восстановление – происходит при следующих превращениях:  
$$\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{PH}_3; \quad \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^0; \quad \text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3$$
2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель для следующих окислительно-восстановительных реакций:

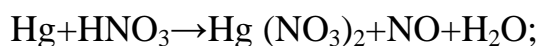


### Вариант 11

1. Как изменяется восстановительная способность атомов металлов и окислительная способность их ионов в ряду напряжений? Поясните на конкретных

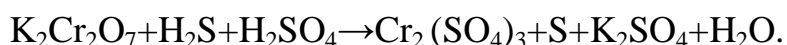
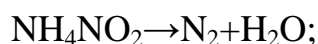
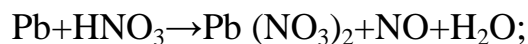
примерах, какими реакциями можно воспользоваться для изучения сравнительной активности металлов.

2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель для следующих окислительно-восстановительных реакций:



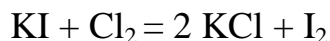
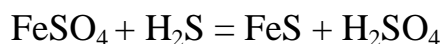
### Вариант 12

1. Укажите в периодической системе элементы, обладающие наиболее сильными восстановительными свойствами; наиболее сильными окислительными свойствами. Ответ мотивируйте строением атомов этих элементов. Приведите два примера окислительно – восстановительных реакций.
2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель для следующих окислительно-восстановительных реакций:

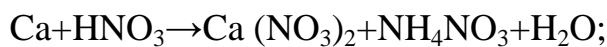


### Вариант 13

1. Какие из приведённых реакций являются окислительно – восстановительными? Для окислительно – восстановительных реакций составьте электронные уравнения и укажите, какое вещество окисляется и какое восстанавливается:

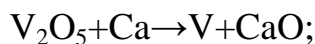
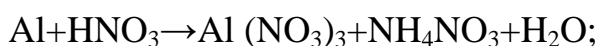
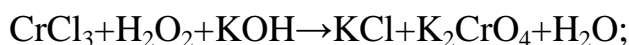


2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель для следующих окислительно-восстановительных реакций:



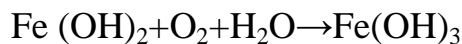
#### Вариант 14

1. Исходя из степени окисления атомов азота, серы и марганца в соединениях:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{KMnO}_4$ . определите, какие из них могут быть только восстановителями, только окислителями и какие проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства
2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель для следующих окислительно-восстановительных реакций:



#### Вариант 15

1. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами:
- а)  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{HI}$ ; б)  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ; в)  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и  $\text{HClO}_4$ ?
2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель для следующих окислительно-восстановительных реакций:



## 12. Химические свойства неметаллов

Химических элементов-неметаллов всего 22, но два из них, кислород и кремний составляют 76 % от массы земной коры. Неметаллы составляют 98,5 % от массы растений и 97,6 % от массы человека. Из углерода, водорода, кислорода, серы, фосфора и азота состоят все важнейшие органические вещества, они являются элементами жизни. Водород и гелий – основные элементы Вселенной, из них состоят все космические объекты, включая наше Солнце. Без соединений неметаллов невозможно представить нашу жизнь, особенно если вспомнить, что жизненно важное химическое соединение – вода – состоит из атомов водорода и кислорода.

Неметаллы – это химические элементы, атомы которых принимают электроны для завершения внешнего энергетического уровня, образуя при этом отрицательно заряженные ионы.

Практически все неметаллы имеют сравнительно малые радиусы и большое число электронов на внешнем энергетическом уровне от 4 до 7, для них характерны высокие значения электроотрицательности и окислительные свойства.

### **Положение элементов-неметаллов в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева**

Если в Периодической системе провести диагональ от бериллия к астату, то справа вверху от диагонали будут находиться элементы-неметаллы, а слева снизу – металлы. Элементы, расположенные вблизи диагонали, например, бериллий, алюминий, титан, германий, сурьма – металлы, обладающие амфотерными свойствами.

У неметаллов валентными являются электроны внешнего уровня *s*- и *p*-подуровней. Общее число их соответствует номеру группы, в которой расположен элемент. Для неметаллов второго периода максимальная валентность равна четырем (т.е. не всегда соответствует номеру группы), т.к. на внешнем уровне *2p*-элементы имеют всего четыре орбитали.

Неметаллы в элементарном состоянии находятся в промежуточной сте-

пени окисления, поэтому они проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства, а следовательно, как отрицательные, так и положительные степени окисления (исключение фтор и кислород).

Высшая положительная степень окисления неметалла соответствует номеру группы (исключение кислород и фтор), а отрицательная минимальная - определяется по разности ( $N_{\text{г}} - 8$ ), где  $N_{\text{г}}$  - номер группы периодической системы элементов, в которой находится неметалл.

В периодах с увеличением порядкового номера у  $p$ -элементов уменьшаются радиусы атомов, увеличивается число электронов на внешнем уровне и возрастает электроотрицательность. Поэтому в этом же направлении уменьшается восстановительная и усиливается окислительная способность атомов.

В группах при переходе сверху вниз у  $p$ -элементов с увеличением порядкового номера радиусы атомов увеличиваются, электроотрицательность уменьшается, поэтому усиливаются восстановительные свойства и ослабевают окислительные.

### Получение неметаллов

Неметаллы в природе встречаются как в свободном виде (кислород, азот, сера, углерод), так и в виде соединений. В таблице 7 рассматриваются способы получения некоторых неметаллов в лабораторных и промышленных условиях.

Таблица 7 - Способы получения неметаллов

Неметалл	Способы получения	
	Лабораторные	Промышленные
Водород	1. Взаимодействие металла с растворами кислот HCl, H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (разб.): $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ 2. Электролиз воды: $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ или } \text{NaOH}} 2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$	1. Электролиз воды. 2. Конверсия метана: $\text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Ni } 1300^\circ\text{C}} 4\text{H}_2 + \text{CO}_2$ 3. Конверсия углерода: а) $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{1000^\circ\text{C}} \text{CO} + \text{H}_2$ водяной газ $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} + (\text{H}_2) \xrightarrow{\text{Fe}_2\text{O}_3, 1400^\circ\text{C}} \text{CO}_2 + \text{H}_2$ 4. Нагревание метана: $\text{CH}_4 \xrightarrow{\text{Ni } 1300^\circ\text{C}} \text{C} + 2\text{H}_2$ 5. Глубокое охлаждение коксового газа (-190°C)



Неметалл	Способы получения	
	Лабораторные	Промышленные
Кислород	<p>1. Разложение различных солей:</p> $2 \text{KClO}_3 \xrightarrow{t^0} 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2 \uparrow$ $2 \text{KMnO}_4 \xrightarrow{t^0} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$ $2 \text{NaNO}_3 \xrightarrow{t^0} 2 \text{NaNO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$ <p>2. Электролиз воды.</p>	<p>1. Электролиз воды.</p> <p>2. Фракционная перегонка жидкого воздуха, сначала испаряется азот (т.кип. <math>-195,8^\circ\text{C}</math>), а в жидком состоянии остается кислород (т.кип. <math>-183^\circ\text{C}</math>).</p>
Хлор	<p>Взаимодействие хлороводородной кислоты с окислителями:</p> $4 \text{HCl} + \text{MnO}_2 = \text{Cl}_2 \uparrow + \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ $16 \text{HCl} + 2 \text{KMnO}_4 = 5 \text{Cl}_2 \uparrow + 2 \text{MnCl}_2 + 2 \text{KCl} + 8 \text{H}_2\text{O}$ $14 \text{HCl} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 3 \text{Cl}_2 \uparrow + 2 \text{CrCl}_3 + 7 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{KCl}$ $6 \text{HCl} + \text{KClO}_3 = 3 \text{Cl}_2 \uparrow + \text{KCl} + 3 \text{H}_2\text{O}$	<p>Электролиз концентрированного раствора хлорида натрия:</p> $2 \text{NaCl} + 2 \text{H}_2\text{O} = \text{Cl}_2 \uparrow + \text{H}_2 \uparrow + 2 \text{NaOH}$
Сера	<p>Восстановление оксида серы (IV) сероводородом:</p> $\text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{S} = 3 \text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$	<p>1. Нагревание серного колчедана (пирита) до высоких температур без доступа воздуха:</p> $\text{FeS}_2 = \text{FeS} + \text{S}$ <p>2. Восстановление оксида серы (IV) (побочный продукт металлургической и коксовой промышленности) углеродом (а) или сероводородом (б):</p> $\text{а) } \text{SO}_2 + \text{C} \xrightarrow{t^0} \text{CO}_2 + \text{S}$ $\text{б) } 2 \text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 = 3 \text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$
Азот	<p>Разложение при нагревании нитрита аммония:</p> $\text{NH}_4\text{NO}_2 \xrightarrow{t^0} \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$	<p>Фракционная перегонка жидкого воздуха (см. получение кислорода)</p>
Фосфор	<p>Не получают</p>	<p>Прокаливание в электропечах при <math>1500^\circ\text{C}</math> смеси фосфорита или апатита (основной компонент <math>\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2</math>) с песком или углем:</p> $2 \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 10 \text{C} + 6 \text{SiO}_2 = 6 \text{CaSiO}_3 + \text{P}_4 + 10 \text{CO}$

Неметалл	Способы получения	
	Лабораторные	Промышленные
Кремний	<p>Восстановление оксида кремния магнием или алюминием в электропечах:</p> $\text{SiO}_2 + 2 \text{Mg} \xrightarrow{t^0} \text{Si} + 2 \text{MgO}$ $3 \text{SiO}_2 + 4 \text{Al} \xrightarrow{t^0} 3 \text{Si} + 2 \text{Al}_2\text{O}_3$	<p>1. Восстановление оксида кремния коксом в электропечах:</p> $\text{SiO}_2 + 2 \text{C} \xrightarrow{t^0} \text{Si} + 2 \text{CO}$ <p>2. Чистый кремний получают восстановлением тетрахлорида кремния парами цинка:</p> $\text{SiCl}_4 + 2 \text{Zn} \xrightarrow{t^0} \text{Si} + 2 \text{ZnCl}_2$

### Физические свойства неметаллов.

Химическая связь – ковалентная неполярная

1. При обычной температуре неметаллы могут быть в разном агрегатном состоянии – твердые: S – сера, P - фосфор, I – йод, C - алмаз и графит; жидкие: Br<sub>2</sub> - бром; газообразные: O<sub>2</sub> - кислород, H<sub>2</sub> - водород, N<sub>2</sub> - азот, Cl<sub>2</sub> - хлор, F<sub>2</sub> - фтор.

2. Многие не проводят электрический ток (кроме графита и кремния).

3. Не проводят тепло.

4. В твердом состоянии – хрупкие.

5. Не имеют металлического блеска (кроме йода - I<sub>2</sub>, графита - C и кремния Si).

6. Цвет охватывает все цвета спектра (красный - красный фосфор, желтый – сера, зеленый - хлор, фиолетовый – пары йода).

7. Температура плавления изменяется в огромном интервале: t<sub>пл</sub>(N<sub>2</sub>) равна - 210 °С, а t<sub>пл</sub> алмаза равна 3730 °С.

8. Неметаллы образуют аллотропные модификации (углерод, сера, фосфор, кислород, мышьяк, кремний).

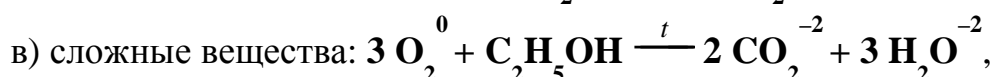
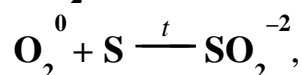
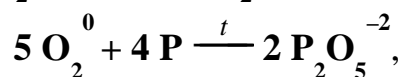
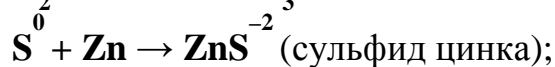
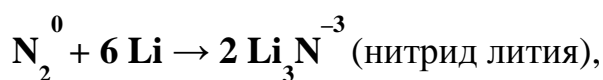
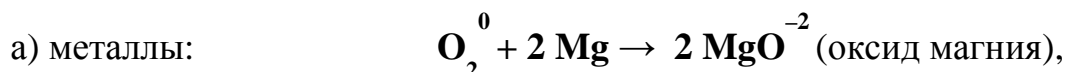
Многие неметаллы образуют молекулы, состоящие из двух атомов (H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>) при этом образуется очень непрочная молекулярная неполярная кристаллическая решетка. Но, с другой стороны, вещества с ко-

валентной неполярной связью образуют и самую прочную кристаллическую решётку - атомную (алмаз, кремний).

### Химические свойства неметаллов.

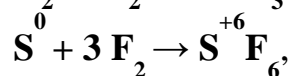
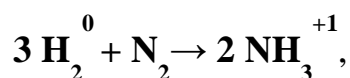
Поскольку у неметаллов высокая электроотрицательность, их простые вещества могут выступать *окислителями*.

При этом восстановителями могут быть:

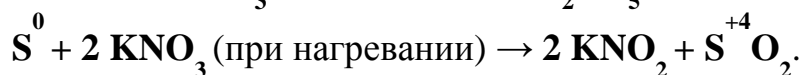


Степень окисления, в которую при этом переходит неметалл-окислитель, легко определить по правилу **N–8**, где **N** – номер группы периодической системы элементов Д.И. Менделеева.

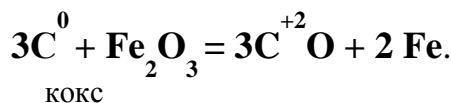
Неметаллы бывают *восстановителями* только в реакциях с более активными неметаллами:



а также с сильными окислителями:

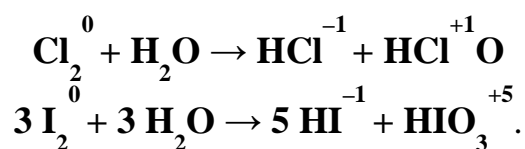


Углерод при высоких температурах способен восстанавливать даже некоторые оксиды металлов:

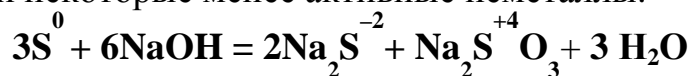


Эта реакция возможна за счёт образования газообразного продукта CO.

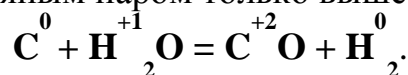
При взаимодействии с водой ряда наиболее активных неметаллов происходит их *диспропорционирование*:



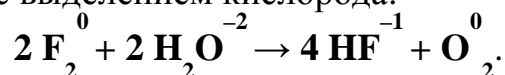
По такой же схеме (с диспропорционированием) при нагревании в щелочах растворяются и некоторые менее активные неметаллы:



Углерод реагирует с водяным паром только выше 900 °С:

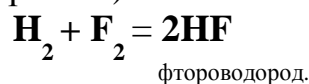


Во фторе вода горит с выделением кислорода:

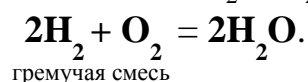


### Соединения неметаллов с водородом

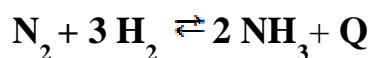
Из-за высокой прочности молекул водорода при комнатной температуре с ним реагирует только фтор (со взрывом):



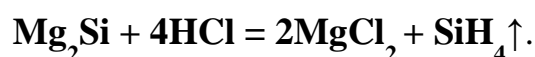
При нагревании взрывают также смеси  $\text{H}_2$  с  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$  и  $\text{O}_2$ :



В остальных случаях реакция идёт с трудом или вообще не идёт. Тем не менее, для связывания атмосферного азота в аммиак применяют следующий процесс:



Часто прямая реакция неметалла с водородом вообще невозможна, и соединение получают косвенным путём:



*Все соединения неметаллов с водородом состоят из молекул.*

Простейшие молекулы содержат один центральный атом и число атомов водорода, определяется правилом  $8-N$  ( $N$ – номер группы периодической системы):  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{PH}_3$ .

У бора такой простой формы нет.

Таблица 8 - Водородные соединения неметаллов

III	IV	V	VI	VII
$\text{B}_2\text{H}_6$ диборан	$\text{CH}_4$ метан	$\text{NH}_3$ Аммиак	$\text{H}_2\text{O}$ вода	$\text{HF}$ фтороводород
	$\text{SiH}_4$ силан	$\text{PH}_3$ Фосфин	$\text{H}_2\text{S}$ сероводород	$\text{HCl}$ хлороводород
		$\text{AsH}_3$ Арсин	$\text{H}_2\text{Se}$ селеноводород	$\text{HBr}$ бромоводород
			$\text{H}_2\text{Te}$ теллуrowодород	$\text{HI}$ иодоводород
				$\text{HAt}$ астатоводород

Есть и более сложные формы соединений водорода с неметаллами:  $\text{B}_4\text{H}_{10}$  – тетраборан,  $\text{N}_2\text{H}_4$  – гидразин,  $\text{Si}_2\text{H}_6$  – дисилан, многочисленные углеводороды, например, октан  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ , бензол  $\text{C}_6\text{H}_6$  и другие.

Связь водорода с центральным атомом неметалла - ковалентная полярная, общая электронная пара смещается к более электроотрицательному атому:



Обычно водород в соединениях слабее удерживает свой электрон и поэтому приобретает положительный заряд. И лишь в силанах и боранах – отрицательный (табл. 8).

Часть водородных соединений при растворении в воде образует *кислоты* (табл. 9).

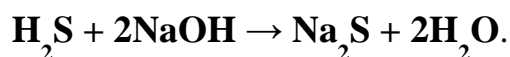
В подгруппе сверху вниз сила этих кислот увеличивается. Из галогеноводородных кислот слабее всех – плавиковая кислота, сильнее – иодоводород-

ная. Причина состоит в увеличении длины связи водород – элемент и, как следствие, снижение прочности связи Н - Э.

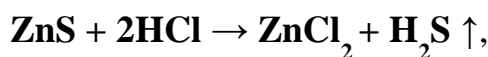
Таблица 9 - Кислоты - водородные соединения неметаллов

Формула	Название	Сила кислоты	Константа диссоциации	Соли, название
HF	плавиковая	средней силы	$6,6 \cdot 10^{-4}$	фториды
HCl	соляная	сильная	$1 \cdot 10^{+7}$	хлориды
H <sub>2</sub> S	сероводородная	слабая	$6 \cdot 10^{-8}$	сульфиды
H <sub>2</sub> Te	теллуридоводородная	средней силы	$1 \cdot 10^{-3}$	теллуриды

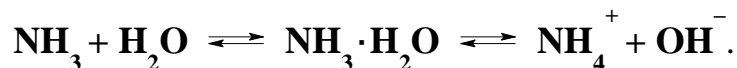
При взаимодействии кислотных водородных соединений с растворами щелочами образуются соли:



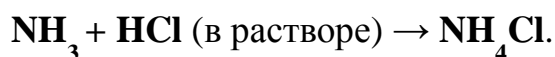
Действием сильной или нелетучей кислоты на такую соль можно получить водородное соединение:



Из водородных соединений неметаллов основную природу имеет только аммиак. В его растворе устанавливаются равновесия:

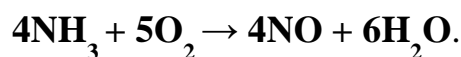
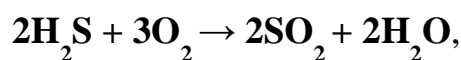
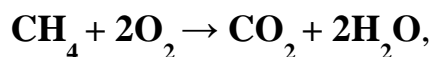


При взаимодействии аммиака с кислотами получают соли, содержащие ион  $\text{NH}_4^+$  (катион аммония):



Водородные соединения ряда неметаллов в обычных условиях практически не проявляют ни кислотных, ни основных свойств (фосфин, углеводороды, силаны, бораны).

Все водородные соединения неметаллов, кроме галогеноводородов, сгорают в кислороде:



### Соединения неметаллов с кислородом

Кислород является вторым по электроотрицательности элементом, и в соединениях с его участием все неметаллы, кроме фтора, проявляют положительные степени окисления.

К кислородным соединениям относят оксиды, отвечающие им кислоты (гидроксиды) и соли этих кислот (табл. 10).

Помимо высшей степени окисления N (N – номер группы), у большинства неметаллов достаточно устойчива в кислородных соединениях степень окисления N–2:

*Химическая связь в оксидах, кислородных кислотах и анионах солей – ковалентная полярная.*

Общая электронная пара смещена при этом к кислороду: **H : O**

Таблица 10 - Кислородные соединения неметаллов

III	IV	V	VI	VII
H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub> , B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CO, CO <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , HNO <sub>2</sub> N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> , HNO <sub>3</sub>	O <sub>3</sub> (озон)	
	SiO, SiO <sub>2</sub> , SiO <sub>2</sub> ·nH <sub>2</sub> O	P <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub> , P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> , H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	SO <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> SO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HClO <sub>3</sub> Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub> , HClO <sub>4</sub>
		As <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , HAsO <sub>2</sub> As <sub>2</sub> O <sub>5</sub> , HAsO <sub>3</sub>	SeO <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub> SeO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub>	HBrO <sub>3</sub> , HBrO <sub>4</sub>
			TeO <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> TeO <sub>3</sub> TeO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> TeO <sub>4</sub>	I <sub>2</sub> O <sub>5</sub> , HIO <sub>3</sub> I <sub>2</sub> O <sub>7</sub> , HIO <sub>4</sub>

Обведены кислоты, устойчивые только в водных растворах.

## Индивидуальные задания

### Вариант 1

1. Напишите химические реакции промышленного получения хлора электролизом хлорида натрия и лабораторного, воздействием сильного окислителя перманганата калия на концентрированный раствор соляной кислоты. Расставьте стехиометрические коэффициенты в этих реакциях, используя метод электронного баланса. Определите тип этих окислительно-восстановительных реакций.
2. С помощью какой реакции можно отличить аммиачную селитру от кальциевой?
3. Исходя из положения углерода в периодической системе элементов, дайте его полную характеристику. Определите возможные степени окисления его и напишите формулы водородного и кислородных соединений.

### Вариант 2

1. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза иодида аммония. Определите реакцию среды. Как можно усилить гидролиз этой соли?
2. Растворением сероводорода в воде получают сероводородную воду, которая при стоянии мутнеет вследствие образования серы. Напишите уравнение реакции окисления сероводорода до свободной серы. К какому типу относится данная реакция? Расставьте стехиометрические коэффициенты в данной реакции методом электронного баланса.
3. Как получают диоксид углерода в промышленности и в лаборатории. Из каких природных соединений он может быть получен? Напишите уравнения реакций взаимодействия его с водой и щелочами.

### Вариант 3

1. Напишите уравнение реакции взаимодействия йодоводородной кислоты с хлором. Сильным или слабым электролитом является кислота HI? Ответ обоснуйте.



2. Напишите молекулярное, полное и сокращенные ионные уравнения взаимодействия растворов сульфата меди (II) и сероводородной кислоты.
3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:  $\text{CO}_2 \rightarrow \text{MgCO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{MgCO}_3$

#### Вариант 4

1. Напишите уравнения реакций получения йода вытеснением его из соли йодоводородной кислоты. С помощью электронных уравнений расставьте коэффициенты в этой реакции. К какому типу относится эта окислительно-восстановительная реакция.
2. Напишите уравнения диссоциации фосфорной кислоты. Напишите выражение констант диссоциации для каждой ступени.
3. Окисление сульфида свинца протекает по уравнению:  
 $2\text{PbS} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{PbO} + 2\text{SO}_2$ . Вычислите, сколько литров  $\text{SO}_2$  (н.у.) получится при окислении 239,2 кг  $\text{PbS}$ ?

#### Вариант 5

1. Напишите молекулярное, полное и сокращенные ионные уравнения взаимодействия растворов бромида калия и нитрата серебра.
2. Напишите уравнение реакции взаимодействия разбавленной азотной кислоты с никелем. Подберите коэффициенты, составив соответствующие электронные уравнения.
3. В промышленности карбид кальция получают по схеме:  $\text{CaO} + 3\text{C} \rightarrow \text{CaC}_2 + \text{CO}$ . Сколько потребуется оксида кальция для получения карбида кальция массой 3,2 т. Какой объем оксида углерода (II) при н.у., выделится при этом?

#### Вариант 6

1. Напишите уравнения реакций, характеризующие свойства хлорной кислоты. Сильным или слабым электролитом является эта кислота? Ответ обоснуйте.

2. Напишите молекулярное, полное и сокращенное ионные уравнения взаимодействия растворов нитрата марганца (II) и сероводородной кислоты.
3. При восстановлении оксида железа (III) по реакции  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$  получено 2,24 кг железа. Сколько литров CO (н.у.) для этого потребовалось?

### Вариант 7

1. Напишите уравнения реакций получения аммиачной селитры и ее гидролиза.
2. Напишите молекулярное, полное и сокращенное ионные уравнения гидролиза соли сульфида калия. Определите реакцию среды. Как можно усилить гидролиз этой соли?
3. Напишите уравнения диссоциации на ионы а) мышьяковистой кислоты, б) дигидрофосфата натрия, в) карбоната аммония.

### Вариант 8

1. Как изменяется окислительная активность в подгруппе галогенов? Обоснуйте ответ с точки зрения строения атома. Приведите пример реакции, характеризующей окислительные свойства хлора.
2. Напишите реакцию разложения пероксида водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$ . К какому типу окислительно-восстановительных реакций она относится? С помощью электронных уравнений расставьте стехиометрические коэффициенты в этой ОВР..
3. Карбамид (мочевину) получают по схеме:  $\text{CO}_2 + 2\text{NH}_3 \rightarrow \text{CO}(\text{NH}_2)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ . Вычислите, какие объемы  $\text{CO}_2$  и  $\text{NH}_3$  (н.у.) потребуются для получения 600 кг карбамида?

### Вариант 9

1. Напишите уравнение реакции взаимодействия воды с хлором. Какую роль выполняет в этой реакции вода? Объясните возможность протекания этой реакции.

2. Напишите реакции получения простого суперфосфата и двойного суперфосфата.
3. Как получают в промышленности серную кислоту? Напишите уравнения соответствующих реакций.

### Вариант 10

1. Как изменяется сила галогеноводородных кислот в ряду  $\text{HF} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{HI}$ ? Объясните ответ, опираясь на строение атомов галогенов и прочность химической связи Н–Гал.
2. Как действует концентрированная серная кислота на углерод? Приведите эту реакцию. К какому типу окислительно-восстановительных реакций она относится?
3. Напишите уравнения реакции взаимодействия разбавленной азотной кислоты с магнием, расставив коэффициенты в этой реакции с помощью электронных уравнений.

### Вариант 11

1. Приведите кислородсодержащие кислоты хлора, расположив их в порядке возрастания силы кислот.
2. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза соли сульфата меди (II). Определите реакцию среды. Как можно подавить гидролиз этой соли?
3. Покажите, что пероксид водорода является сильным окислителем, особенно в кислой среде, на примере реакции взаимодействия  $\text{H}_2\text{O}_2$  с  $\text{FeSO}_4$  в присутствии серной кислоты. С помощью электронных уравнений расставьте стехиометрические коэффициенты в этой реакции.

### Вариант 12

1. Напишите уравнение реакции взаимодействия хлора с концентрированным раствором гидроксида калия при нагревании. С помощью электронных урав-

нений расставьте коэффициенты в этой реакции. Определите тип этой окислительно-восстановительной реакции.

- Исходя из степени окисления азота в аммиаке, определите, какую роль выполняет аммиак в окислительно-восстановительных реакциях? Приведите примеры соответствующих реакций.
- Взаимодействие кремния с раствором щелочи протекает по схеме:  $\text{Si} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\uparrow$ . Сколько кремния и гидроксида натрия потребуется для получения 15л водорода (н.у.)?

### Вариант 13

- Напишите уравнения диссоциации следующих веществ: а) хлората магния, б) гипохлорита калия, в) хлорной кислоты, г) хлорида гидроксомагния.
- Руководствуясь теорией химической связи, объясните механизм образования иона аммония. Какая качественная реакция позволяет обнаружить ион аммония?
- Вычислите, сколько карбида кальция потребуется для получения 10м<sup>3</sup> ацетилена (н.у.) по реакции:  $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2\uparrow + \text{Ca}(\text{OH})_2$

### Вариант 14

- Какую роль играет сернистая кислота в окислительно-восстановительных реакциях? Приведите примеры.
- Изобразите строение атома фосфора и иона  $\text{P}^{3+}$ : а) с помощью модели Косселля; б) электронной формулой; в) графической электронной схемой.
- Вычислите рН 0,01М раствора угольной кислоты, если степень ее диссоциации равна 0,01.

### Вариант 15

- Напишите молекулярное, полное и сокращенное ионные уравнения гидролиза соли хлорида меди (II). Определите реакцию среды. Как можно подавить гидролиз этой соли?

2. Напишите реакцию диссоциации пероксида водорода и покажите его получение при взаимодействии  $\text{BaO}_2$  с серной кислотой.
3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  $\text{SiO}_2 \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{Mg}_2\text{Si} \rightarrow \text{SiH}_4$ ;



### 13. Химические свойства металлов

Биологическая роль металлов в организме человека весьма разнообразна. Содержащиеся в живых организмах элементы, согласно классификации В.И.Вернадского, делят на три группы: макроэлементы – содержание в организме выше  $10^{-2}$  %, микроэлементы – содержание в организме находится в пределах от  $10^{-3}$  до  $10^{-5}$  %, ультрамикроэлементы – содержание ниже  $10^{-5}$  %.

Главная функция макроэлементов состоит в построении тканей, поддержании постоянства осмотического давления, ионного и кислотно-основного состава. Металлы макроэлементы – магний, кальций и большинство микроэлементов содержатся в организме в виде комплексов с биолигандами – аминокислотами, белками, нуклеиновыми кислотами, гормонами, витаминами и т.д. Так, ион  $\text{Fe}^{2+}$  в качестве комплексообразователя входит в состав гемоглобина,  $\text{Co}^{2+}$  - в витамин  $\text{B}_{12}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  - в хлорофилл. Известны многочисленные биоконплексы и других металлов ( $\text{Cu}$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{Mo}$  и др.), играющие важную биологическую роль в организме.

Десять металлов, жизненно необходимых для живого организма, получили название «металлы жизни»: кальций, калий, натрий, магний, железо, цинк, медь, марганец, молибден, кобальт.

Металлы – микроэлементы: железо, цинк, медь, марганец, молибден, кобальт, входя в состав ферментов, гормонов, витаминов, биологически активных веществ участвуют в обмене веществ, процессах размножения, тканевом дыхании, обезвреживании токсических веществ, активно влияют на

процессы кроветворения, окисления-восстановления, проницаемость сосудов и тканей,

При изучении этой темы студент должен:

- обратить внимание на особенности строения атомов металлов и их кристаллическую структуру, обуславливающую электро- и теплопроводность, твердость, плотность и другие свойства металлов;

- усвоить, что атомы металлов при химических реакциях только теряют электроны, поэтому атомы металлов являются только восстановителями, а положительно заряженные ионы металлов могут быть и восстановителями и окислителями;

- изучить отношение металлов к различным окислителям, а также зависимость свойств их соединений от степени окисления металлов.

### **Положение металлов в периодической системе элементов**

#### **Д.И.Менделеева.**

Более 80% элементов в периодической системе относятся к металлам. Металлы – это элементы, атомы которых на последнем электронном уровне имеют 1-2 или 3 электрона, поэтому при химических реакциях они только теряют электроны и образуют положительно заряженные ионы, проявляя при этом восстановительные свойства.

К металлам относятся s-элементы (кроме H<sub>2</sub> и He), d- и f-элементы и некоторые p-элементы Al, Ga, In и др.

#### **Классификация металлов.**

В периодической системе элементов металлы классифицируют по подгруппам:

а) подгруппа щелочных металлов (IA подгруппа);

б) подгруппа щелочноземельных металлов (IIA подгруппа, кроме Mg и Be);

в) подгруппы меди, железа, цинка и т.д. (IB - VIIIВ подгруппы).

Металлы d- и f-семейств, занимающие промежуточное положение между s- и p-элементами, называются переходными элементами.

В промышленности металлы классифицируют на:

- а) чёрные металлы (Fe и его сплавы);
- б) цветные металлы (Al и др.);
- в) благородные металлы (Pt, Au, Ag);
- г) редкие металлы (Ge, Zr, Be, Mo, Ti, V, La и др.);

Металлы можно классифицировать по физическим свойствам.

#### **По температуре плавления:**

- а) легкоплавкие  $t_{\text{плавления}} < 1000 \text{ }^{\circ}\text{C}$  ( $t_{\text{пл.}}(\text{Hg}) = -38,9 \text{ }^{\circ}\text{C}$ ,  $t_{\text{пл.}}(\text{Cs}) = 28,5 \text{ }^{\circ}\text{C}$ ).
- б) тугоплавкие  $t_{\text{пл.}} > 1000 \text{ }^{\circ}\text{C}$  - Cu, Fe, Cr, Ti, Mo; наиболее тугоплавкий - вольфрам  $t_{\text{пл.}}(\text{W}) = 3420 \text{ }^{\circ}\text{C}$ .

#### **По плотности:**

- а) лёгкие  $\rho < 5 \text{ г/см}^3$ : Na, Li, Mg, Al; самый лёгкий литий Li,  $\rho = 0,53 \text{ г/см}^3$ .
- б) тяжёлые  $\rho > 5 \text{ г/см}^3$ : Zn, Cu, Au, Hg; самый тяжёлый Os – осмий,  $\rho = 22,6 \text{ г/см}^3$ .

#### **По твердости:**

- а) мягкие: калий, натрий, алюминий и др.,
- б) твёрдые: молибден, вольфрам и др.

### **Физические свойства металлов.**

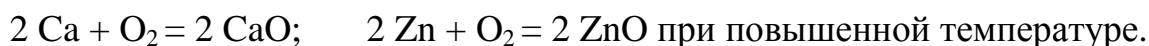
При обычных условиях металлы – твёрдые вещества (кроме ртути). Химическая связь в металлах – металлическая. Следствием этого является то, что металлы непрозрачны, обладают металлическим блеском, их гладкие поверхности отражают лучи и радиоволны. Для металлов характерны три типа кристаллических решёток: кубическая объёмноцентрированная; кубическая гранецентрированная; гексагональная. Металлам присущ полиморфизм – способность металлов образовывать различные формы кристаллических решёток:  $\alpha$  - Fe,  $\beta$  - Fe,  $\gamma$  – Fe.

Металлы обладают тепло- и электропроводностью. Самый электропро-

водный металл - серебро. Для металлов характерны ценные механические свойства: ковкость, пластичность.

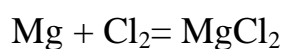
Часто металлы теряют металлический блеск из-за образования оксидных плёнок на их поверхности. По химическим свойствам металлы являются восстановителями и взаимодействуют:

**1) с кислородом**, образуя оксиды:



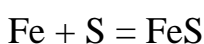
Ag, Au, Pt с кислородом не взаимодействуют.

**2) с неметаллами:** (наиболее энергично с галогенами, образуя галиды)



хлорид магния

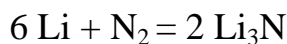
менее энергично металлы взаимодействуют с серой, с углеродом, с азотом, с кремнием:



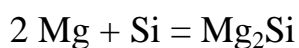
сульфид железа (II)



карбид алюминия



нитрид лития

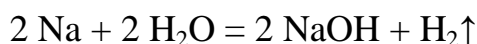


силицид магния

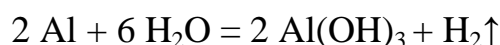
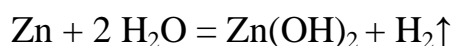
Все эти реакции идут при повышенной температуре.

**3) с водой:**

а) при обычных условиях активные металлы



б) при повышении температуры



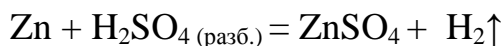
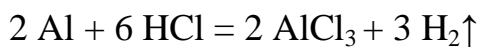
**4) с кислотами**

а) с кислотами – неокислителями (HCl концентрированная и раз-

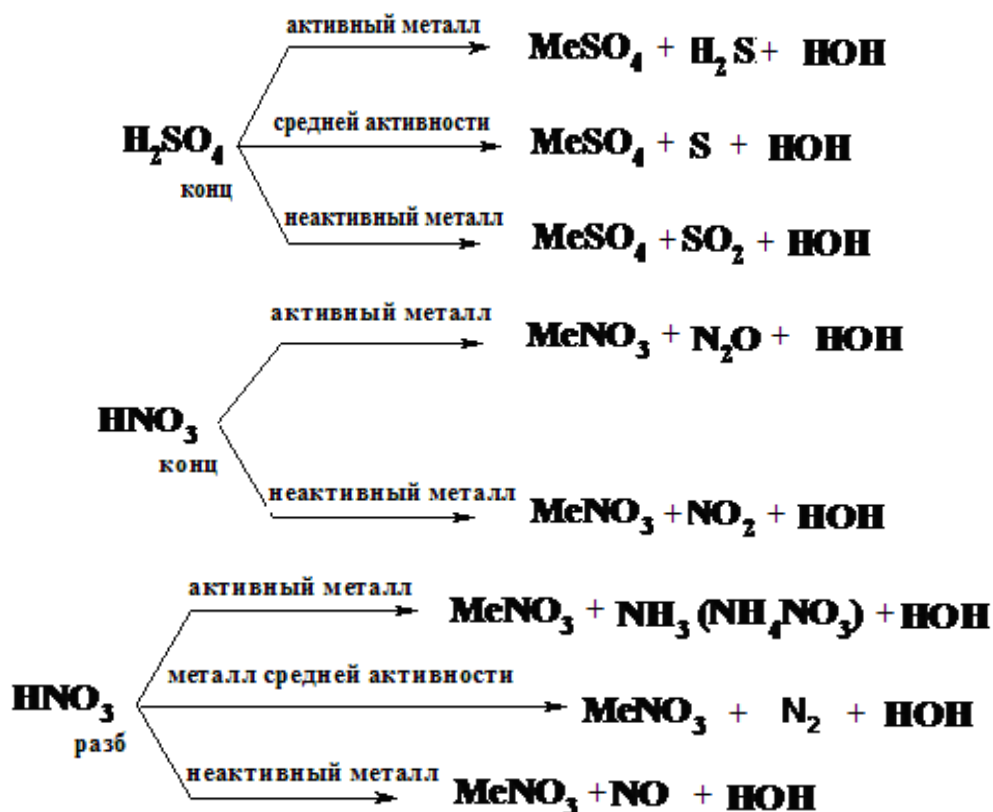


бавленная,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  разбавленная,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{HF}$  и др.):

Металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, взаимодействуют с растворами кислот - неокислителей, образуя соль и вытесняя водород:



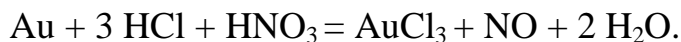
б) с кислотами-окислителями:



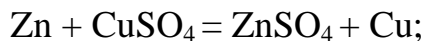
Такие металлы, как железо, хром, алюминий бурно реагируют с разбавленными  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $\text{HNO}_3$  кислотами, но практически не реагируют на "холоду" с концентрированными растворами этих кислот. Это явление называется пассивированием, т.е. образованием на поверхности металлов тонкого и плотного защитного слоя оксида, защищающего металл от дальнейшего растворения.

в) со смесями кислот. Почти все металлы, кроме родия и иридия, хорошо растворимы в смесях кислот, таких как смесь концентрированной соляной и азотной кислот или фтороводородной и азотной кислот. Смесь трёх объёмов концентрированной хлороводородной кислоты с одним объёмом

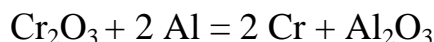
концентрированной азотной кислоты называют "царской водкой":



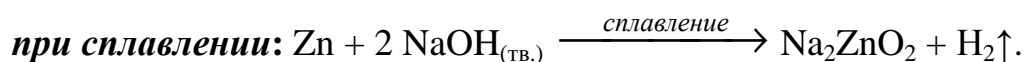
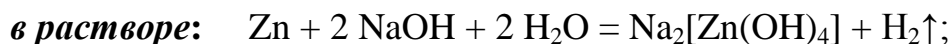
**5) с солями.** Более активный металл вытесняет менее активный из *растворов* солей:



**6) с оксидами.** Активные металлы являются сильными восстановителями и восстанавливают другие металлы из их оксидов:



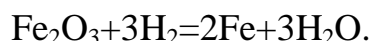
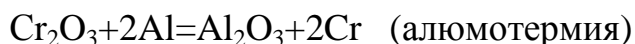
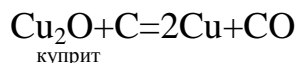
**7) со щелочами.** Металлы, оксиды и гидроксиды которых амфотерны, взаимодействуют со щелочами с образованием солей и водорода:



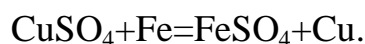
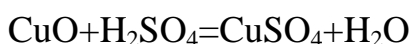
### Способы получения металлов.

Большинство металлов находятся в природе в виде соединений (оксидов, сульфидов, карбонатов). Только некоторые металлы (золото, серебро, ртуть) встречаются в природе в свободном состоянии. Различают следующие способы получения металлов:

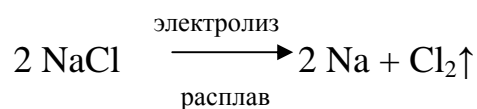
**1. Пирометаллургия** – получение металлов из руд при высокой температуре с помощью восстановителей:  $\text{H}_2$ ,  $\text{C}$ ,  $\text{CO}$ . Если восстановителями служат металлы, то метод называют металлотермией:



**2. Гидрометаллургия** – восстановление металлов из водных растворов их солей (так получают висмут, медь, ртуть):



**3. Электromеталлургия** – получение металлов электролизом. Активные металлы получают электролизом растворов и расплавов их солей:



### Стандартный электродный потенциал.

Потенциал, устанавливающийся на границе раздела фаз металл - раствор его соли в состоянии динамического равновесия называется *равновесным электродным потенциалом* данного металла и обозначается  $\varphi$ .

Абсолютное значение потенциала электрода определить невозможно. Можно лишь сравнивать потенциалы различных электродов друг с другом. Поэтому на практике обычно измеряют относительные электродные потенциалы. Электрод, относительно которого производится измерение потенциала, называется *электродом сравнения*. В качестве такого электрода сравнения принимают *стандартный водородный электрод*. Он состоит из платиновой пластинки, насыщенной водородом и погруженной в раствор серной кислоты (Pt)  $\text{H}_2/\text{H}_2\text{SO}_4$ . При  $[\text{H}^+] = 1$  моль/л и  $T = 298$  К электродный потенциал водородного электрода  $\varphi(2\text{H}^+/\text{H}_2) = 0$ .

Кроме водородного, в качестве электродов сравнения используют хлоридсеребряный, каломельный и некоторые другие.

Зависимость величины электродного потенциала от концентрации и температуры выражается уравнением Нернста:

$$\varphi_c = \varphi^0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg[\text{Me}^{n+}],$$

где  $\varphi_c$  - электродный потенциал металла в растворе с концентрацией  $C$ , В;

$R$  – универсальная газовая постоянная, равная 8,316 кДж/моль;

$T$  – температура, К;

$n$  – заряд иона металла;

$F$  – постоянная Фарадея, равная 96487 Кл;

$[\text{Me}^{n+}]$  – концентрация катионов металла, моль/л.

Подставив в уравнение Нернста все константы и приняв  $t=25\text{ }^{\circ}\text{C}$  ( $T=298\text{ K}$ ), получим:

$$\varphi_c = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg[Me^{n+}]$$

Для измерения относительного электродного потенциала необходимо два электрода объединить в электрохимическую цепь. Для этого металлические части соединяются проводником, а растворы электролитов, в которые они погружены - стеклянной трубкой, заполненной раствором электролита (обычно хлорида калия). Эту трубку называют электролитическим ключом или солевым мостиком. Она обеспечивает ионную проводимость между растворами. Таким образом, возникает замкнутая цепь или гальванический элемент.

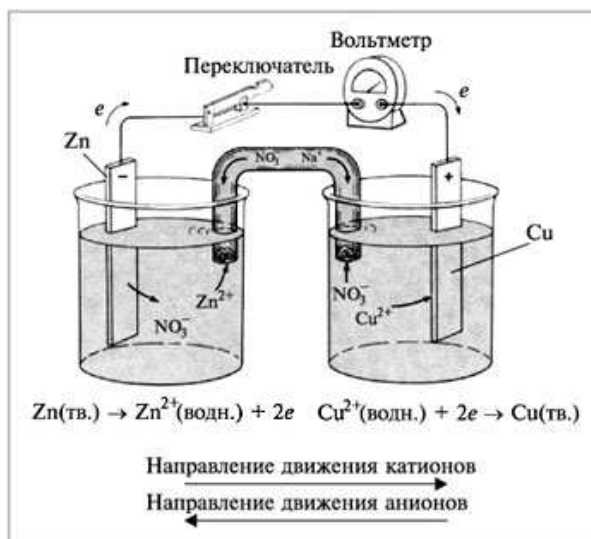


Рисунок 3 - Электрохимическая цепь или гальванический элемент

Разность электрических потенциалов двух электродов в такой цепи называют *электродвижущей силой цепи* (ЭДС). Значение ЭДС -  $E$  может быть определено на основании показаний гальванометра, что позволяет сравнивать потенциалы электродов друг с другом.

Таким образом, *электродным потенциалом* называют ЭДС электрохимической цепи - гальванического элемента, составленного из исследуемого электрода и стандартного водородного электрода.

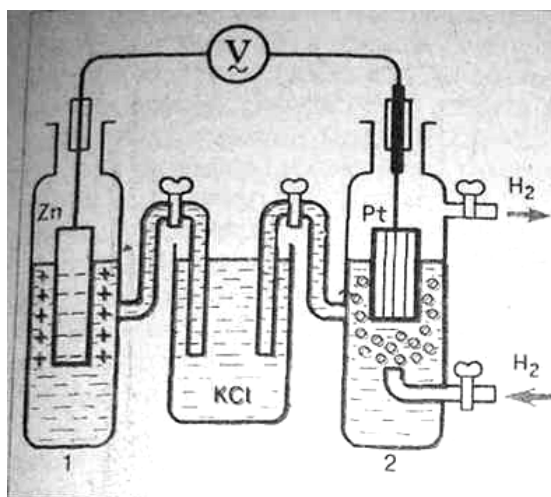


Рисунок 4 - Электрохимическая цепь со стандартным водородным электродом: 1- стандартный водородный электрод, 2-исследуемый электрод, 3 - электролитический ключ

**Стандартный электродный потенциал** - это потенциал электрода при стандартных условиях ( $T=298\text{K}$ ;  $C=1$  моль/л), его обозначают символом  $\varphi^0$ . Эти потенциалы определены для многих окислительно-восстановительных систем и обычно приводятся в химических справочниках. Если электроды расположить в порядке возрастания потенциала, то мы получим таблицу, называемую рядом стандартных электродных потенциалов (табл. 11).

Таблица 11 - Стандартные электродные потенциалы некоторых металлов

Катион/металл	$\varphi^0$ , В	Катион/металл	$\varphi^0$ , В	Катион / металл	$\varphi^0$ , В
$\text{Li}^+ / \text{Li}$	-3,045	$\text{Al}^{3+} / \text{Al}$	-1,700	$\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}$	-0,141
$\text{Rb}^+ / \text{Rb}$	-2,925	$\text{U}^{3+} / \text{U}$	-1,690	$\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}$	-0,126
$\text{K}^+ / \text{K}$	-2,924	$\text{U}^{4+} / \text{U}$	-1,425	$\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}$	-0,037
$\text{Cs}^+ / \text{Cs}$	-2,923	$\text{Ti}^{3+} / \text{Ti}$	-1208	$\text{H}^+ / \text{H}_2$	$^+_{-}0,000$
$\text{Ra}^{2+} / \text{Ra}$	-2,916	$\text{Mn}^{2+} / \text{Mn}$	-1,192	$\text{Bi}^{3+} / \text{Bi}$	+0,317
$\text{Ba}^{2+} / \text{Ba}$	-2,905	$\text{V}^{2+} / \text{V}$	-1,125	$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$	+0,338
$\text{Sr}^{2+} / \text{Sr}$	-2,888	$\text{Cr}^{2+} / \text{Cr}$	-0,852	$\text{Cu}^+ / \text{Cu}$	+0,518
$\text{Ca}^{2+} / \text{Ca}$	-2,864	$\text{V}^{3+} / \text{V}$	-0,835	$\text{Tl}^{3+} / \text{Tl}$	+0,741
$\text{Na}^+ / \text{Ca}$	-2,711	$\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$	-0,763	$\text{Hg}_2^{2+} / \text{Hg}$	+0,796
$\text{Ac}^{3+} / \text{Ac}$	-2,600	$\text{Ga}^{3+} / \text{Ga}$	-0,560	$\text{Ag}^+ / \text{Ag}$	+0,799
$\text{La}^{3+} / \text{La}$	-2,522	$\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$	-0,441	$\text{Hg}^{2+} / \text{Hg}$	+0,852
$\text{Y}^{3+} / \text{Y}$	-2,372	$\text{Cd}^{2+} / \text{Cd}$	-0,404	$\text{Pd}^{2+} / \text{Pd}$	+0,915
$\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}$	-2,370	$\text{In}^{3+} / \text{In}$	-0,338	$\text{Pt}^{2+} / \text{Pt}$	+1,2
$\text{Sc}^{3+} / \text{Sc}$	-2,077	$\text{Tl}^+ / \text{Tl}$	-0,336	$\text{Au}^{3+} / \text{Au}$	+1,498
$\text{Th}^{4+} / \text{Th}$	-1,875	$\text{Co}^{2+} / \text{Co}$	-0,277	$\text{Au}^+ / \text{Au}$	+1,691
$\text{Be}^{2+} / \text{Be}$	-1,847	$\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}$	-0,234		

При помощи ряда стандартных электродных потенциалов можно характеризовать некоторые химические свойства металлов. Например, его применяют для выяснения, в какой последовательности восстанавливаются ионы металлов при электролизе, а также при описании других свойств металлов.

Из ряда стандартных электродных потенциалов следует:

1. Восстановительная активность металлов убывает, а окислительная активность положительных ионов металлов возрастает с увеличением алгебраической величины электродного потенциала.
2. Каждый предыдущий металл вытесняет все следующие за ним металлы из растворов их солей.
3. Все металлы с отрицательными стандартными электродными потенциалами вытесняют водород из разбавленных кислот, анионы которых не проявляют окислительных свойств, и при этом растворяются в них.
4. Электрод с меньшей алгебраической величиной электродного потенциала является анодом по отношению к электроду с большей величиной потенциала в гальванической цепи.

Последовательность, представленная в ряду напряжений, сохраняется только для стандартных условий. При изменении условий величина электродного потенциала изменяется.

## **Индивидуальные задания**

### **Вариант 1**

1. Составьте формулы оксидов, в которых марганец проявляет степень окисления 2+ и 7+. Напишите уравнения реакций, характеризующих их основные и кислотные химические свойства.
2. Дайте общую характеристику металлов подгруппы меди. Как изменяется их восстановительная активность?
3. Отношение алюминия к воде, кислотам: HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub> и щелочам. Составьте соответствующие уравнения реакций.

## Вариант 2

1. Дайте общую характеристику металлов подгруппы алюминия. Как изменяется энергия ионизации и восстановительная активность элементов этой подгруппы?
2. Составьте формулы оксидов и гидроксидов, в которых свинец проявляет степень окисления 2+ и 4+. Какой из этих оксидов проявляет амфотерные свойства? Напишите для него соответствующие уравнения реакций, доказывающие амфотерность.
3. Закончите следующие уравнения реакций:
  - а)  $\text{Pb} + \text{H}_2\text{SO}_4$  (разб.)  $\rightarrow$
  - б)  $\text{Pb} + \text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.)  $\rightarrow$
  - в)  $\text{Pb} + \text{Cl}_2 \rightarrow$

## Вариант 3

1. Исходя из положения никеля в периодической системе, дайте его характеристику. Напишите формулы оксидов, гидроксидов и соединений с неметаллами.
2. Докажите амфотерные свойства оксида и гидроксида алюминия.
3. Закончите следующие уравнения реакций:
  - а)  $\text{Ni} + \text{соль} \rightarrow$
  - б)  $\text{Ni} + \text{HNO}_3$  (разб.)  $\rightarrow$
  - в)  $\text{Ni} + \text{HNO}_3$  (конц.)  $\rightarrow$

## Вариант 4

1. Исходя из положения хрома в периодической системе, дайте его характеристику. Напишите формулы оксидов и соответствующих гидроксидов, определите их кислотно-основной характер.
2. Какие из перечисленных металлов: Ni, Pb, Mg, Zn взаимодействуют с раствором щелочи? Напишите соответствующие уравнения реакций.
3. Закончите следующие уравнения реакций:

- а)  $\text{Cu} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$   
б)  $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.)  $\rightarrow$   
в)  $\text{Cu} + \text{HNO}_3$  (разб.)  $\rightarrow$

### Вариант 5

1. Составьте формулы оксидов и гидроксидов, в которых хром проявляет степень окисления 2+, 3+, 6+. Какой из этих оксидов проявляет только окислительные свойства и почему?
2. Докажите амфотерные свойства оксида и гидроксида цинка.
3. Закончите следующие уравнения реакций:
  - а)  $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
  - б)  $\text{Ca} + \text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.)  $\rightarrow$
  - в)  $\text{Ca} + \text{HNO}_3$  (конц.)  $\rightarrow$

### Вариант 6

1. Исходя из положения железа в периодической системе, дайте его характеристику. Напишите формулы оксидов, гидроксидов, определите их кислотно-основной характер.
2. В каком случае возможно вытеснение металла из раствора его соли:
  - а)  $\text{CaCl}_2 + \text{Al} \rightarrow$
  - б)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Zn} \rightarrow$
  - в)  $\text{AgNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow$
  - г)  $\text{NiSO}_4 + \text{Sn} \rightarrow ?$
3. Закончите следующие уравнения реакций:
  - а)  $\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow$
  - б)  $\text{Al} + \text{HNO}_3$  (разб.)  $\rightarrow$
  - в)  $\text{Al} + \text{NaOH} \rightarrow$

### Вариант №7.

1. Какое соединение марганца:  $\text{MnO}$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ,  $\text{KMnO}_4$ . проявляет только окислительные свойства? Почему?



2. Напишите уравнения реакций взаимодействия оксида и гидроксида Cr (III) с кислотой  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и основанием  $\text{NaOH}$ .

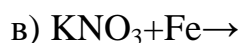
3. Закончите следующие уравнения реакций:



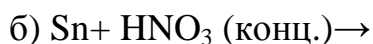
### Вариант 8

1. Составьте формулы оксидов и гидроксидов, в которых железо проявляет степень окисления 2+, 3+, 6+. Какой из этих оксидов проявляет амфотерные свойства?

2. В каком случае возможно вытеснение металла из раствора его соли:



3. Закончите следующие уравнения реакций:

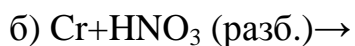
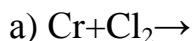


### Вариант 9

1. Исходя из положения титана в периодической системе, дайте его характеристику. Напишите формулы оксидов, гидроксидов, определите их характер.

2. Какие из ниже перечисленных металлов взаимодействуют с водой, с разбавленной серной кислотой и с раствором щелочи: Ni, Ca, Al? Напишите соответствующие уравнения реакций.

3. Закончите следующие уравнения реакций:



### Вариант 10

1. Какие из нижеприведенных оксидов проявляют амфотерные свойства:  $MnO$ ,  $Mn_2O_3$ ,  $MnO_2$ ,  $Mn_2O_7$ ? Напишите соответствующие уравнения реакций, подтверждающих амфотерность.
2. Дайте общую характеристику металлов подгруппы ванадия. Определите возможные степени окисления, напишите формулы высших оксидов этих металлов.
3. Закончите следующие уравнения реакций:
  - а)  $Fe + Br_2 \rightarrow$
  - б)  $Fe + CuSO_4 \rightarrow$
  - в)  $Fe + HNO_3$  (разб.)  $\rightarrow$

### Вариант №11

1. Какие из нижеприведенных оксидов проявляют основные, а какие кислотные свойства:  $MgO$ ,  $NiO$ ,  $SnO_2$ ,  $WO_3$ ? Напишите уравнения реакций, характерные для основных и кислотных оксидов.
2. В каком случае возможно вытеснение металла из раствора его соли? Напишите соответствующие уравнения реакций.
  - а)  $CuSO_4 + Al \rightarrow$
  - б)  $MgSO_4 + Zn \rightarrow$
  - в)  $Pb(NO_3)_2 + Fe \rightarrow$
  - г)  $FeCl_3 + Mg \rightarrow$
3. Закончите следующие уравнения реакций:
  - а)  $Sn + Cl_2 \rightarrow$
  - б)  $Sn + KOH \rightarrow$
  - в)  $Sn + HNO_3$  (разб.)  $\rightarrow$

### Вариант 12

1. Какие из нижеприведенных оксидов проявляют амфотерные свойства:  $SnO_2$ ,  $Al_2O_3$ ,  $CaO$ ,  $Fe_2O_3$ ? Напишите соответствующие уравнения реакций, подтверждающих амфотерность.

2. Дайте общую характеристику металлов подгруппы марганца. Определите возможные степени окисления, напишите формулы высших оксидов этих металлов.
3. Закончите следующие уравнения реакций:
- а)  $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- б)  $\text{Na} + \text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.)  $\rightarrow$
- в)  $\text{Na} + \text{HNO}_3$  (разб.)  $\rightarrow$

### Вариант 13

1. Какие соединения хрома из приведенных:  $\text{CrO}$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_2$  проявляют только окислительные свойства? Почему?
2. Какие из ниже перечисленных металлов взаимодействуют с водой, с концентрированной азотной кислотой, с водородом, с раствором щелочи:  $\text{Ag}$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{Ba}$ ,  $\text{Al}$ ? Напишите соответствующие уравнения реакций.
3. Закончите следующие уравнения реакций:
- а)  $\text{Mg} + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow$
- б)  $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.)  $\rightarrow$
- в)  $\text{Mg} + \text{HNO}_3$  (разб.)  $\rightarrow$

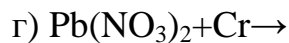
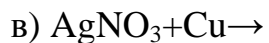
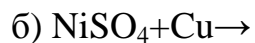
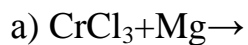
### Вариант 14

1. Исходя из положения никеля в периодической системе, дайте его характеристику, приведите возможные степени его окисления. Напишите формулы соответствующих оксидов и гидроксидов, определив их кислотно-основной характер.
2. Составьте уравнения реакции получения амфотерного гидроксида хрома (III) и его взаимодействия с серной кислотой и гидроксидом калия.
3. Закончите следующие уравнения реакций:
- а)  $\text{Mo} + \text{I}_2 \rightarrow$
- б)  $\text{Mo} + \text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.)  $\rightarrow$
- в)  $\text{Mo} + \text{HNO}_3$  (разб.)  $\rightarrow$

### Вариант 15

1. Какие из приведенных оксидов:  $\text{MnO}$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{CrO}$ ,  $\text{CrO}_3$  проявляют основные, а какие кислотные свойства? Напишите соответствующие уравнения реакций оксидов с  $\text{HCl}$  и  $\text{NaOH}$ .

2. В каком случае возможно вытеснение металла из раствора его соли? Напишите соответствующие уравнения реакций.



3. Закончите следующие уравнения реакций:



## **Аналитическая химия**

**Аналитическая химия** - это наука о принципах, методах и средствах определения качественного и количественного состава вещества.

Современная аналитическая химия включает три раздела: качественный химический анализ, количественный химический анализ и инструментальные (физические и физико-химические) методы анализа.

**Качественный химический анализ** - это обнаружение (открытие) химических элементов, ионов, молекул в анализируемом веществе.

**Количественный анализ** – раздел аналитической химии, в котором рассматриваются различные методы определения количественных соотношений между элементами в соединениях, содержания определяемого компонента в анализируемом веществе. Результаты определений обычно выражают в массовых долях, %.

С помощью количественного анализа находят массовые соотношения между элементами в соединениях, определяют количество растворенного вещества в определенном объеме раствора, иногда узнают содержание какого-нибудь элемента в однородной смеси веществ

### **Качественный анализ**

Основной задачей этого раздела аналитической химии является выбор метода определения качественного состава анализируемого вещества или смеси веществ по аналитическому сигналу.

Задача качественного неорганического анализа обычно сводится к обнаружению катионов и анионов присутствующих в анализируемой пробе.

Качественный химический анализ используют в сельскохозяйственном производстве и при решении проблем защиты окружающей среды. В качественном анализе используются, в основном, химические методы, которые основаны на различных типах химических реакций.

**Аналитические реакции** – это такие реакции, которые сопровождаются каким-нибудь внешним эффектом: выпадением или растворением осадка,

изменением окраски анализируемого раствора, выделением газообразных веществ.

Поскольку анализируемые вещества могут находиться в твердом, жидком и газообразном состояниях, качественные аналитические реакции выполняют "сухим" и "мокрым" способами (газометрическое определение чаще применяют в количественном анализе). *Анализ «сухим» способом* осуществляют с помощью таких приемов, как: проба на окрашивание пламени, получение цветных стекол ("перлов") и рассмотрение металлических "корольков". Эти приемы называют пирохимическими (от греч. "пир" – огонь).

В лабораторных условиях наибольшее применение получили реакции, происходящие в растворах. Исследуемое вещество должно быть сначала переведено в раствор, в котором обнаруживают те или иные ионы.

В зависимости от количества исследуемого вещества, объема раствора и техники выполнения реакций аналитические методы подразделяют на макро-, полумикро- и ультрамикрометоды.

### **Требования к аналитическим реакциям**

В аналитической работе обычно используют химические реакции, протекающие достаточно быстро и полно. Выполняя аналитическую реакцию, необходимо соблюдать условия, которые определяются свойствами получающегося продукта. При несоблюдении этих условий результат не может считаться достоверным. Одним из условий является *среда*.

Например, нельзя обнаруживать ион  $\text{Ca}^{2+}$  действием оксалата аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$  в присутствии сильной кислоты, так как оксалат кальция  $\text{CaC}_2\text{O}_4$  растворим в сильных кислотах. Осадок хлорида серебра  $\text{AgCl}$ , растворимого в  $\text{NH}_4\text{OH}$ , не может быть получен в аммиачной среде.

Другим условием выполнения реакций является *поддержание необходимой температуры раствора*. Большинство аналитических реакций выполняют при комнатной температуре или при охлаждении пробирки водой под краном.

Так, обнаружение иона  $\text{NH}_4^+$  действием щелочи на исследуемый раствор выполняют при нагревании.

Не менее важна **концентрация** обнаруживаемого иона в растворе. Если образующееся соединение малорастворимо и выпадает в осадок при очень небольшой концентрации обнаруживаемого иона, то реакция считается высокочувствительной. Понятие о чувствительности распространяют на все аналитические реакции, каким бы внешним эффектом они не сопровождались.

### **Индивидуальные задания по теме: «Качественный анализ»**

#### Вариант №1

1. Дать определение понятиям: аналитический сигнал, аналитическая реакция.
2. Приведите аналитические реакции катиона кальция. Укажите условия протекания реакций.
3. В растворе присутствуют карбонат анионы. Какими качественными реакциями можно их обнаружить?

#### Вариант №2

1. Задачи и значение качественного анализа.
2. Приведите аналитические реакции катиона аммония. Укажите условия протекания реакций.
3. В растворе присутствуют сульфат анионы. Какими качественными реакциями можно их обнаружить?

#### Вариант №3

1. Систематический и дробный ход анализа.

2. Приведите аналитические реакции катиона калия. Укажите условия протекания реакций.

3. В растворе присутствуют хлорид анионы. Какими качественными реакциями можно их обнаружить?

#### Вариант №4

1. Типы аналитических реакций, приведите примеры.

2. Приведите аналитические реакции катиона магния. Укажите условия протекания реакций.

3. В растворе присутствуют нитрат анионы. Какими качественными реакциями можно их обнаружить?

#### Вариант №5

1. Классификации катионов в качественном анализе.

2. Приведите аналитические реакции катиона аммония. Укажите условия протекания реакций.

3. В растворе присутствуют фосфат анионы. Какими качественными реакциями можно обнаружить эти ионы?

#### Вариант №6

1. Способы выполнения качественных аналитических реакций.

2. Приведите аналитические реакции катиона натрия. Укажите условия протекания реакций.

3. В растворе присутствуют карбонат и хлорид анионы. Какими качественными реакциями можно обнаружить эти ионы?



### Вариант №7

1. Условия выполнения аналитических реакций.
2. Приведите аналитические реакции катиона магния. Укажите условия протекания реакций.
3. В растворе присутствуют сульфат и нитрат анионы. Какими качественными реакциями можно обнаружить эти ионы?

### Вариант №8

1. Классификация анионов в качественном анализе.
2. Приведите аналитические реакции катиона натрия. Укажите условия протекания реакций.
3. В растворе присутствуют фосфат и хлорид анионы. Какими качественными реакциями можно обнаружить эти ионы?

### Вариант №9

1. Виды анализа: макроанализ, полумикроанализ, микроанализ.
2. Приведите аналитические реакции катиона аммония. Укажите условия протекания реакций.
3. В растворе присутствуют сульфат и карбонат анионы. Какими качественными реакциями можно обнаружить эти ионы?

### Вариант №10

1. Аналитическая классификация анионов. Групповые реагенты.
2. Приведите аналитические реакции катиона калия. Укажите условия протекания реакций.
3. В растворе присутствуют хлорид и нитрат анионы. Какими качественными реакциями можно обнаружить эти ионы?

### Вариант №11

1. Дать определение понятиям: реакции селективные, специфические.
2. Приведите аналитические реакции катиона магния. Укажите условия протекания реакций.
3. В растворе присутствуют хлорид и бромид аниона. Какими качественными реакциями можно обнаружить эти ионы?

### Вариант №12

1. Чувствительность аналитических реакций: предельное разбавление, обнаруживаемый минимум.
2. Приведите аналитические реакции катиона бария. Укажите условия протекания реакций.
3. В растворе присутствует фосфат анион. Какими качественными реакциями можно его обнаружить?

### Билет №13

1. Способы выполнения аналитических реакций (приведите примеры).
2. Приведите аналитические реакции катиона кальция. Укажите условия протекания реакций.
3. В растворе присутствуют карбонат и хлорид анионы. Какими качественными реакциями можно обнаружить эти ионы?

### Вариант №14

1. Что такое дробный и систематический ход анализа.
2. Приведите аналитические реакции катиона калия. Укажите условия протекания реакций.
3. Аналитические реакции сульфат - аниона. Какими качественными реакциями можно обнаружить эти ионы?

## Вариант №15

1. Анализ неизвестного сухого вещества.
2. Приведите аналитические реакции катиона аммония. Укажите условия протекания реакций.
3. Аналитические реакции карбонат - аниона. Какими качественными реакциями можно обнаружить эти ионы?

### Химические методы количественного анализа

*Гравиметрический анализ* – наиболее старый, «классический», но достаточно точный метод. Сущность его состоит в том, что «навеску» анализируемого материала переводят в раствор, осаждают нужный компонент в виде малорастворимого соединения определенного состава, отделяют осадок, освобождают его от примесей и взвешивают. Зная массу осадка, вычисляют массовую долю (%) данного компонента в веществе.

Другой такой же старый «классический» метод – это *титриметрический анализ*. Он основан на измерении объемов регулирующих растворов, причем концентрация раствора реактива должна быть точно известна.

### Сущность и методы гравиметрического анализа

Гравиметрический анализ основан на точном взвешивании определяемого компонента (иона, молекулы и других частиц), выделенного из анализируемого объекта тем или иным способом.

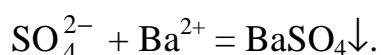
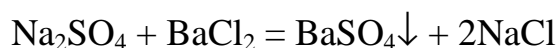
В зависимости от способа выделения определяемого компонента из пробы в гравиметрии различают следующие методы.

**Метод отгонки** – определяемый компонент выделяют в виде газообразного вещества и измеряют либо массу отогнанного вещества (прямой метод), либо массу остатка (косвенный метод).

В агрохимическом анализе метод отгонки используют при определении

влажности зерна, почвы, растительного материала, содержания сухого вещества, клетчатки.

**Метод осаждения** основан на выделении определяемого компонента из анализируемой пробы в виде малорастворимого соединения. Например, при определении содержания сульфат-ионов в оде их выделяют из воды действием хлорида бария:



В ходе гравиметрического определения методом осаждения различают следующие операции: 1) отбор средней пробы вещества и подготовку ее к анализу; 2) взятие навески; 3) растворение; 4) осаждение определяемого элемента (с пробой на полноту осаждения); 5) фильтрование; 6) промывание осадка (с пробой на полноту промывания); 7) высушивание и прокаливание осадка; 8) взвешивание; 9) вычисление результатов анализа.

### **Индивидуальные задания по теме: «Гравиметрический анализ»**

#### **Вариант №1**

1. Задачи количественного анализа, его методы.
2. Определение влажности веществ. Привести пример расчета.
3. Какой объем 0,3 н раствора оксалата аммония потребуется для осаждения иона кальция, если растворено 0,6000г хлорида кальция?

#### **Вариант №2**

1. Сущность и методы гравиметрического анализа.
2. Выбор растворителя, растворение анализируемого вещества.
3. Определите массовую долю бария по навеске 0,5000 г  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , если после осаждения и прокаливания получили сульфат бария массой 0,4100 г.

### Вариант №3

1. Операции гравиметрического анализа: выбор величины навески.
2. Условия осаждения аморфных осадков.
3. Какой объем 1 н раствора  $\text{BaCl}_2$  потребуется для осаждения иона  $\text{SO}_4^{2-}$ , если растворено 2 г медного купороса с массовой долей примесей 3%? Учтите избыток осадителя.

### Вариант №4

1. Выбор осадителя и расчет количества осадителя.
2. Что такое фактор пересчета? Приведите пример.
3. Определите массовую долю кристаллизационной влаги в карбонате натрия, если после высушивания навески массой 3,2500 г её масса уменьшилась на 0,2500 г.

### Вариант №5

1. Подготовка вещества к количественному анализу. Перекристаллизация.
2. Фильтрование, виды фильтров, их применение.
3. Какую навеску сульфата железа  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  следует взять для определения в нем железа в виде  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  (считая норму осадка равной  $\approx 0,2$  г)?

### Вариант № 6

1. Осаждение. Выбор осадителя, требования к нему.
2. Какие ошибки называют систематическими, перечислите виды систематических ошибок.
3. Определите массовую долю свинца из навески нитрата свинца массой 0,8100 г, если после осаждения и прокаливания получили 0,2500 г сульфата свинца (II).

### Вариант № 7

1. Методы количественного анализа, их сущность.
2. Условия осаждения кристаллических осадков.

3. Определите содержание чистого хлорида стронция в техническом образце, навеска которого составляет 0,6500 г, если масса осадка сульфата стронция после прокаливания составляет 0,3000 г.

#### Вариант № 8

1. Что такое осаждаемая и гравиметрическая формы?
2. Высушивание, озоление и прокаливание осадков.
3. Какой объем 0,2 н раствора серной кислоты потребуется для полного осаждения иона бария из навески 0,5232 г  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

#### Вариант № 9

1. Операция фильтрование, выбор фильтра.
2. Что такое соосаждение, его виды. Каковы его причины?
3. Из навески соединения бария получили осадок массой 0,5634 г. Какому количеству: а) бария; б) оксида бария соответствует масса полученного осадка?

#### Вариант № 10

1. Осаждение. Выбор осадителя, требования к нему.
2. Какую цель преследует операция «прокаливание до постоянной массы»: а) пустого тигля; б) тигля с осадком?
3. Какой объем 0,2 н раствора соляной кислоты потребуется для осаждения навески нитрата серебра массой 0,8000 г?

#### Вариант № 11

1. Каким требованиям должны удовлетворять осадки в гравиметрическом анализе?
2. Почему ион бария нужно осаждать серной кислотой, а не раствором сульфата натрия?

3. Вычислите массовую долю (%) гигроскопической воды в хлориде натрия последующим данным: масса бюкса пустого 5,1289 г; масса бюкса с навеской 7,2394 г; масса бюкса с навеской после высушивания 6,9965 г.

#### Вариант № 12

1. Виды промывных жидкостей. Какими свойствами осадков руководствуются при выборе промывной жидкости?
2. Что такое фактор пересчета?
3. Сколько граммов  $\text{H}_2\text{SO}_4$  содержится в 1 л раствора серной кислоты, если при действии на 50 мл её раствора раствором  $\text{BaCl}_2$  получено 0,2126 г  $\text{BaSO}_4$ ?

#### Вариант № 13

1. Принцип гравиметрического анализа. Операции гравиметрического анализа.
2. Определение влажности веществ (перечислите основные операции).
3. Из навески соединения магния получили осадок фосфата магния массой 0,3000 г. Какому количеству магния соответствует масса полученного осадка?

#### Вариант № 14

1. Выбор величины навески. Техника взятия навески вещества.
2. Условия осаждения веществ.
3. Какой объем 0,5 н раствора оксалата аммония потребуется для осаждения иона  $\text{Ca}^{2+}$  из навески  $\text{CaCl}_2$  массой 0,6 г?

#### Вариант № 15

1. Промывание осадков, виды промывных жидкостей.
2. Высушивание и прокаливание осадка.

3. Вычислите факторы пересчета в следующих примерах:

определяемое вещество:	Ca	Cl	Mg
гравиметрическая форма:	CaO	AgCl	Mg <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>

### Титриметрический анализ.

#### Понятия и термины титриметрии

**Титриметрический анализ (титриметрия)** – совокупность методов количественного анализа, основанных на измерении объемов реагирующих веществ при **титровании**.

**Титрование** – процесс постепенного контролируемого прибавления раствора реагента (титранта) к исследуемому раствору.

**Титрант (титрованный раствор)** – раствор с точно известной концентрацией реагента, взаимодействующего с исследуемым веществом.

При титровании необходимо установить количество реагента, химически эквивалентное определяемому веществу, поэтому в ходе титрования важно точно определить момент окончания реакции - **точку эквивалентности**.

**Точка эквивалентности (ТЭ)** – момент титрования, когда прибавляемое растворенное вещество полностью прореагировало с веществом, находящимся в анализируемом (титруемом) растворе. Точку эквивалентности определяют:

- **химическими** методами – ТЭ фиксируется с помощью индикаторов;
- **физико-химическими** – ТЭ регистрируется по резкому изменению различных физических параметров (электропроводность, электродный потенциал и др.).

**Индикаторы** – вещества, изменяющие окраску в точке эквивалентности или вблизи ее.

**Конечная точка титрования (КТТ)** – момент окончания титрования,



происходит резкое изменение окраски индикатора. Конечная точка титрования соответствует ТЭ, но часто с ней не совпадает.

Для точного измерения объемов реагирующих веществ используют измерительную посуду специального назначения (мерные пипетки, мерные колбы, бюретки и др.).

**Аликвота ( $V_X$ )** – точно известный объем анализируемого раствора, взятый для анализа (часть исследуемого раствора).

В основе расчетов концентрации анализируемого вещества лежит основное уравнение титриметрии (выражение закона эквивалентов в титриметрии):

$$c_{\text{экв}}(T) \cdot V(T) = c_{\text{экв}}(X) \cdot V(X),$$

где  $c_{\text{экв}}(T)$  – молярная концентрация эквивалентов титранта, моль/л;

$V(T)$  – объем титранта, израсходованный на титрование, мл;

$c_{\text{экв}}(X)$  – молярная концентрация эквивалентов анализируемого вещества в растворе, моль/л;

$V(X)$  – объем анализируемого раствора, взятый для титрования, мл.

Из уравнения (2) следует:

$$c_{\text{экв}}(X) = \frac{c_{\text{экв}}(T) \cdot V(T)}{V(X)}$$

Таким образом, для проведения анализа исследуемого образца титриметрическим методом необходимо иметь: 1) титрант; 2) подходящий индикатор; 3) измерительную посуду (бюретка, пипетки, мерные колбы).

### **Требования к реакциям в титриметрическом анализе.**

1. Реакция должна протекать по строго определенному стехиометрическому уравнению, без побочных реакций.

2. Равновесие в системе полностью смещено в сторону продуктов реакции. Степень превращения исходных веществ в продукты реакции в точке эквивалентности должна составлять не менее 99,90 %.

3. Реакция должна протекать быстро, чтобы равновесие в любой момент

титрования устанавливалось практически мгновенно. Иногда для ускорения протекания реакции растворы нагревают или добавляют катализаторы.

4. Реакция должна позволять точно определять конечную точку титрования вблизи точки эквивалентности, т. е. степень оттитрованности должна быть в пределах 0,99–1,01.

Если скорость реакции мала, или не удастся подобрать индикатор, или наблюдаются побочные эффекты, например, потери определяемого вещества вследствие летучести, можно использовать прием **обратного титрования**.

### Типовые расчеты в титриметрии

В титриметрическом анализе наибольшее применение имеют следующие способы выражения концентраций растворов.

**Титр** растворенного вещества  $T(B)$  – это масса растворенного вещества  $(B)$ , содержащаяся в одном миллилитре раствора:

$$T = \frac{m(B)}{V_P},$$

где  $m(B)$  – масса вещества, г;

$V_P$  – объем раствора, мл.

Титр измеряется в г/мл; в некоторых случаях – мг/мл или мкг/мл.

**Молярная концентрация**  $C(B)$  – количество растворенного вещества  $B$ , содержащееся в одном литре раствора:

$$C(B) = \frac{m(B)}{M(B) \cdot V_P},$$

где  $m(B)$  – масса растворенного вещества, г;

$M(B)$  – молярная масса растворенного вещества, г/моль;

$V_P$  – объем раствора, л.

Молярная концентрация измеряется в моль/л, сокращенная форма записи единицы молярной концентрации  $M$ .

Зная титр растворенного вещества ( $T(B)$ ), можно рассчитать молярную концентрацию:

$$C(B) = \frac{T(B) \cdot 1000}{M(B)}.$$

**Пример 1.** Определите молярную концентрацию хлороводородной кислоты, если её титр равен 0,002302 г/мл.

**Р е ш е н и е.** Рассчитаем молярную концентрацию хлороводородной кислоты:

$$M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль};$$

$$C(\text{HCl}) = \frac{0,002302 \cdot 1000}{36,5} = 0,06307 \text{ моль/л.}$$

Концентрация растворов в титриметрическом анализе рассчитывается до четырех значащих цифр.

**Молярная концентрация эквивалентов**  $C_{\text{ЭКВ}}(B)$  – количество эквивалентов растворенного вещества  $B$ , содержащееся в одном литре раствора:

$$C_{\text{ЭКВ.}}(B) = \frac{m(B)}{M_{\text{ЭКВ.}}(B) \cdot V_p},$$

где  $m(B)$  – масса растворенного вещества, г;

$M_{\text{ЭКВ.}}(B)$  – молярная масса эквивалентов растворенного вещества, г/моль;

$V_p$  – объем раствора, л.

Молярная концентрация эквивалентов ( $C_{\text{ЭКВ.}}$ ) связана с титром растворенного вещества соотношением:

$$C_{\text{ЭКВ.}}(B) = \frac{T(B) \cdot 1000}{M_{\text{ЭКВ.}}(B)}.$$

**Пример 2.** 0,5312 г карбоната натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  растворили в мерной колбе вместимостью 100 мл. Определите молярную концентрацию эквивалентов этого раствора.

**Р е ш е н и е.**

1) Вычисляют титр раствора:

$$T = \frac{0,5312}{100} = 0,005312 \text{ г/мл.}$$

2) Находят молярную массу эквивалентов соли  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

$$M_{\text{экв.}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{M(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{Z},$$

$Z$  – эквивалентное число.

Для карбоната натрия оно равно произведению валентности натрия (1) на число атомов натрия в одной молекуле:

$$Z(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2.$$

Следовательно,

$$M_{\text{экв.}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{106}{2} = 53 \text{ г/моль.}$$

3) Рассчитывают молярную концентрацию эквивалентов карбоната натрия:

$$C_{\text{экв.}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{0,005312 \cdot 1000}{53} = 0,1002 \text{ моль/л.}$$

Молярная концентрация эквивалентов измеряется в моль/л, сокращенное обозначение  $n$  (старое название молярной концентрации эквивалентов – нормальность).

**Титр раствора по определяемому веществу  $X$**  - измеряется, как и титр раствора, в г/мл, символ  $T_{(T/X)}$ .

Титр раствора по определяемому веществу – величина, равная отношению произведения титра титранта на молярную массу эквивалентов определяемого вещества к молярной массе эквивалентов титранта:

$$T_{(T/X)} = \frac{T_T \cdot M_{\text{экв.}}(X)}{M_{\text{экв.}}(T)},$$

где  $T_{(T/X)}$  – титр раствора по определяемому веществу, г/мл;

$T_T$  – титр титранта, г/мл;

$M_{\text{экв.}}(X)$  – молярная масса эквивалентов анализируемого вещества, г/моль;

$M_{\text{экв.}}(T)$  – молярная масса эквивалентов титранта, г/моль;

## Стандартные растворы

Для проведения титриметрического определения необходим рабочий титрованный раствор (титрант), называемый **стандартным раствором**. По способу приготовления различают **первичные** и **вторичные** стандартные растворы.

Вещества, используемые для приготовления первичных стандартных растворов, называют **первичными стандартными веществами** (исходные).

Первичные стандартные вещества должны удовлетворять ряду требований.

1. Состав соединения должен строго соответствовать химической формуле. Оно либо выпускается промышленностью в высокочистом состоянии, либо легко подвергается очистке простыми методами, например, перекристаллизацией.

2. Вещество должно быть устойчивым при комнатной температуре. Поэтому первичное стандартное вещество должно быть безводным и нелетучим.

3. Вещество должно обладать по возможности большой молярной массой, чтобы уменьшить влияние неизбежной погрешности взвешивания.

4. Вещество должно быть доступным и безопасным в работе.

**Первичный стандартный раствор** (приготовленный) – раствор, приготовленный по точной навеске первичного стандартного вещества, растворенного в определенном объеме раствора. В титриметрическом анализе для приготовления первичных стандартных растворов применяют: буру – десятиводный кристаллогидрат тетрабората натрия  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ; безводный карбонат натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; гидрокарбонат калия  $\text{KHCO}_3$ ; дигидрат щавелевой кислоты  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ; дихромат калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  и др.

**Расчет концентрации первичного стандартного раствора** (первичный стандарт). Зная точную навеску вещества и объем раствора, вычисляют титр растворенного вещества.

**Пример 1.** Навеска тетрабората натрия составляет 1,8764 г, ее раство-

рили в мерной колбе вместимостью 100 мл. Найти молярную концентрацию эквивалентов тетрабората натрия (бура).

**Р е ш е н и е.**

Дано:  $m(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 1,8764$  г,  $V_{\text{р-ра}} = 100$  мл. Найти  $c_{\text{экв}}(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O})$ .

1). Находим титр:  $T = 1,8764:100 = 0,01876$  г/мл.

2). Молярную концентрацию эквивалентов тетрабората в растворе находим по уравнению:  $c_{\text{экв}} = T \cdot 1000 / M_{\text{экв}}$

$$M_{\text{экв.}}(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}, z = 2) = 381,4:2 = 190,7 \text{ г/моль.}$$

$$C_{\text{экв.}}(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = (0,01876 \cdot 1000):190,7 = 0,09837 \text{ моль/л.}$$

Если вещества не удовлетворяют вышеуказанным требованиям, то из них готовят вторичные стандарты.

**Вторичный стандартный раствор** (стандартизированный, установленный) – раствор, концентрация которого устанавливается путем титрования первичным стандартным раствором (стандартизация).

Приготовление вторичного стандарта состоит из следующих операций:

1. Готовят первичный стандартный раствор нужной концентрации.
2. Готовят раствор стандартизируемого вещества необходимой приближительной концентрации.
3. Для уточнения концентрации вторичного стандартного (стандартизируемого) раствора проводят титрование первичного стандартного раствора вторичным или наоборот (процесс стандартизации).

**Пример 2.** Приготовить 250 мл 0,1 н раствора хлороводородной кислоты (раствор № 2) из имеющейся в лаборатории кислоты с плотностью 1,19 г/см<sup>3</sup> (раствор № 1).

**Р е ш е н и е.**

Дано:  $V_2(\text{HCl}) = 250$ мл;  $c_{\text{экв}}(\text{HCl}) = 0,1$ н;  $\rho = 1,19$ г/см<sup>3</sup>. Найти  $V_1(\text{HCl}) = ?$

Зная плотность раствора, находят массовую долю хлороводородной кислоты:  $\omega(\text{HCl}) = 38\%$ . Для приготовления 250 мл 0,1 н раствора HCl надо рассчитать необходимый объем 38%-ного раствора HCl.

1. Вычислим массу кислоты, необходимой для приготовления раствора

(в расчете на 100%-ный раствор HCl):  $m(\text{HCl}) = c_{\text{ЭКВ}} \cdot M_{\text{ЭКВ}} \cdot V_{\text{р}}$ ;

$c_{\text{ЭКВ}}(\text{HCl}) = 0,1$  моль/л;  $M_{\text{ЭКВ}}(\text{HCl}) = 36,5$  г/моль;  $V_{\text{р}} = 0,25$  л;

$$m(\text{HCl}) = 0,1 \cdot 36,5 \cdot 0,25 = 0,9125 \text{ г.}$$

2. Поскольку в лаборатории имеется раствор HCl с массовой долей 38%, то необходимо рассчитать массу раствора кислоты с  $\omega(\text{HCl})=38\%$ .

Из формулы  $\omega(\text{HCl}) = \frac{m_{\text{в-ва}}(\text{HCl})}{m_{\text{р-ра}}(\text{HCl})}$  найдем массу раствора соляной кислоты с

массовой долей 38%:  $m_{\text{р-ра}}(\text{HCl}) = \frac{m_{\text{в-ва}}(\text{HCl})}{\omega(\text{HCl})}$ ,  $m_{\text{р-ра}}(\text{HCl}) = \frac{0,9125}{0,38} = 2,4$  г

3. Рассчитаем объем 38%-ного раствора хлороводородной кислоты  $V_1$ , необходимый для приготовления 250 мл 0,1 н раствора:

$$V_1 = \frac{m_1}{\rho} = 2,4 : 1,19 = 2,02 \text{ мл.}$$

Следовательно, для приготовления 250 мл 0,1 н раствора хлороводородной кислоты необходимо 2 мл концентрированной кислоты с массовой долей 38%. Приготовленный раствор будет иметь приближенную концентрацию.

Для уточнения концентрации раствора проводят **стандартизацию** его первичным стандартом.

По данным титрования рассчитывают точную концентрацию вторичного стандарта по уравнению титриметрии:

$$c_{\text{ЭКВ}}(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = c_{\text{ЭКВ}}(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) \cdot V(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7)$$

Стандартизированный раствор HCl можно использовать для стандартизации растворов щелочей и других веществ.

Иногда в практике технического и агрохимического анализа титрованные растворы готовят из **стандарт-титров (фиксаналов)**. Стандарт-титр – это запаянная стеклянная ампула с количеством вещества, необходимым для приготовления 1 л точно 0,1 н или 0,001 н раствора.

При правильном хранении титрованные растворы служат несколько месяцев, не изменяя своей концентрации.

## Методы титриметрического анализа

По типу используемых химических реакций методы титриметрического анализа разделяют на три группы: 1) методы, основанные на реакциях соединения ионов; 2) методы, основанные на реакциях окисления-восстановления; 3) методы, основанные на реакциях комплексообразования. К первой группе относят методы кислотно-основного и осадительного титрования, ко второй – различные методы окислительно-восстановительного титрования и к третьей – методы комплексометрического титрования.

**Метод кислотно-основного титрования (или нейтрализации)** основан на взаимодействии кислот с основаниями, или, иначе говоря, на соединении протонов с гидроксид-ионами:



Точку эквивалентности при нейтрализации определяют по изменению окраски индикатора (метилового оранжевого, метилового красного, фенолфталеина и др.).

**Осадительное титрование** основано на реакциях осаждения между определяемым веществом и титрантом. Титриметрическим методам осаждения дают названия в зависимости от вида титранта. Например, если для этого используют раствор нитрата серебра  $\text{AgNO}_3$ , то метод называют **аргентометрией**, если пользуются рабочим раствором тиоцианата аммония  $\text{NH}_4\text{SCN}$  – **тиоцианатометрией** и т. д.

**Методы комплексометрического титрования** объединяют титриметрические определения, основанные на образовании комплексных соединений (ионов или молекул). С помощью этих методов определяют различные катионы ( $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ) и анионы ( $\text{CN}^-$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ), обладающие свойством вступать в реакции комплексообразования. Широкое распространение имеют методы анализа, основанные на взаимодействии катионов с органическими реактивами – **комплексонами**. Такое титрование называют **комплексометрическим**.

**Методы окислительно-восстановительного титрования** (редокс-



методы) основаны на окислительно-восстановительных реакциях между анализируемым веществом и титрованным раствором.

Используют их для количественного определения в растворах различных восстановителей ( $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_2^-$  и др.) или окислителей ( $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{ClO}_3^-$ ,  $\text{Fe}^{3+}$  и др.).

Известно несколько десятков различных методов ОВ-титрования. Их классифицируют по различным признакам.

#### **Классификация по характеру титранта:**

1) **оксидиметрия** – титрантом является окислитель ( $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  и др.);

2) **редуктометрия** – в качестве титранта используется восстановитель ( $\text{KI}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ).

**Классификация по природе реагента**, взаимодействующего с определяемым веществом. Название метода зависит от названия реагента:

1) **Перманганатометрия** ( $\text{KMnO}_4$  – титрант). Перманганат калия ( $\text{KMnO}_4$ ) проявляет окислительные свойства в различной среде:

в кислой  $\varphi^0(\text{MnO}_4^-, 8\text{H}^+ | \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}) = 1,51 \text{ В}$ ;

в нейтральной  $\varphi^0(\text{MnO}_4^-, \text{H}_2\text{O} | \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-) = +0,54 \text{ В}$ ;

в щелочной  $\varphi^0(\text{MnO}_4^- | \text{MnO}_4^{2-}) = +0,60 \text{ В}$ .

При сравнении ОВ-потенциалов видно, что наиболее активно перманганат калия проявляет окислительные свойства в кислой среде. Кроме того, в кислой среде в процессе титрования анализируемого раствора восстановителя малиново-фиолетовая окраска иона  $\text{MnO}_4^-$  исчезает при переходе в  $\text{Mn}^{2+}$ . В точке эквивалентности избыточная капля раствора  $\text{KMnO}_4$  окрашивает титруемый раствор в розовый цвет. Индикатором является сам титрант – перманганат калия. При титровании в слабощелочной или нейтральной среде перманганат-анион восстанавливается до  $\text{Mn (IV)}$ . При этом выпадает бурый осадок  $\text{MnO}_2 \downarrow$ , на фоне которого затрудняется определение точки эквива-

лентности. Следовательно, лучшей средой при титровании в перманганатометрии является кислая ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).

2) **Дихроматометрия** (титрант  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ). В кислой среде дихромат-анион восстанавливается до  $\text{Cr}^{3+}$ :



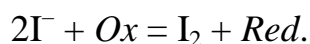
$$\varphi^0(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}, \text{H}^+ | 2\text{Cr}^{3+}) = 1,33 \text{ В.}$$

Как видно, для  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  характерен более низкий потенциал ( $\varphi^0 = 1,33 \text{ В}$ ), чем для  $\text{KMnO}_4$  в кислой среде ( $\varphi^0 = 1,51 \text{ В}$ ). Поэтому окислительные свойства  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  несколько слабее окислительных свойств  $\text{KMnO}_4$ . Но дихромат калия имеет свои достоинства:

- из него можно готовить первичный стандартный раствор;
- дихромат калия не окисляет хлорид-ионы, поэтому возможно титрование в присутствии  $\text{HCl}$ ;
- раствор устойчив при хранении.

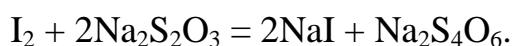
Индикатором дихроматометрии служит дифениламин, окрашивающий раствор в синий цвет при малейшем избытке дихромата.

3) **Иодометрия** – это метод ОВ-титрования, основанный на реакции взаимодействия иодид-ионов с окислителем  $\text{Ox}$ , приводящей к образованию иода и восстановителя:



Иодид-ионы относятся к хорошим восстановителям, но растворы иодидов неустойчивы при хранении, окисляются кислородом воздуха и в качестве титрантов не применяются. В качестве титранта используется стандартный раствор тиосульфата натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .

К анализируемому раствору определяемого окислителя прибавляют избыток иодида калия. Выделяющийся иод оттитровывают стандартным раствором тиосульфата натрия:



Количество израсходованного титранта  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  эквивалентно количе-

ству образовавшегося иода и, следовательно, количеству определяемого окислителя  $Ox$ , взаимодействовавшего с иодид-ионами.

В качестве индикатора в иодометрии обычно используют свежеприготовленный 1%-ный раствор крахмала.

### **Кислотно-основное титрование (метод нейтрализации).**

#### **Сущность кислотно-основного титрования**

**Кислотно-основное титрование** – это метод определения концентрации кислот, оснований, солей, основанный на реакции между кислотой и основанием. В водных растворах происходит соединение ионов  $H_3O^+$  и гидроксид-ионов  $OH^-$  с образованием малодиссоциирующих молекул воды:



Метод кислотно-основного титрования называют также **методом нейтрализации**. В качестве титрантов используют растворы сильных кислот –  $HCl$ ,  $H_2SO_4$  (**ацидиметрия**) и растворы щелочей –  $KOH$ ,  $NaOH$  (**алкалиметрия**). Эти вещества не удовлетворяют требованиям, предъявляемым к первичным стандартным веществам, поэтому концентрацию растворов, приготовленных из этих веществ, устанавливают стандартизацией. Следовательно, титранты в кислотно-основном титровании являются **вторичными стандартными растворами**.

Для стандартизации растворов кислот ( $HCl$ ,  $H_2SO_4$ ) чаще всего используют тетраборат натрия  $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$  (бура) или безводный карбонат натрия  $Na_2CO_3$ . Для стандартизации растворов щелочей ( $NaOH$ ,  $KOH$ ) чаще всего используют дигидрат щавелевой кислоты  $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ .

Поскольку реакция нейтрализации не сопровождается внешним эффектом, точку эквивалентности определяют с помощью индикаторов.

#### **Порядок титрования**

Правильное определение конечной точки титрования зависит не только от выбора индикатора, но и от принятого в работе порядка титрования. По методу нейтрализации титрование выполняют «от кислоты к щелочи», т. е.

приливанием к кислоте щелочи из бюретки или, наоборот, «от щелочи к кислоте». При этом выбор индикатора имеет значение.

## **Индивидуальные задания по теме: «Титриметрический анализ. Кислотно - основное титрование».**

### **Вариант №1**

1. Рассчитайте молярную массу эквивалентов:
  - а) винной кислоты в реакции полной нейтрализации;
  - б)  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ .
2. Чему равен титр 0,1150 н раствора NaOH. Какова масса NaOH, содержащаяся в 500 в мл этого раствора.
3. Что такое титрование, титрант, точка эквивалентности, конечная точка титрования?

### **Вариант №2**

1. На титрование 25 мл 0,1210 н раствора гидроксида калия израсходовано 22,4 мл раствора хлороводородной кислоты. Вычислите молярную концентрацию эквивалентов и титр раствора HCl.
2. Какой объем раствора гидроксида натрия (с плотностью  $1,285 \text{г/см}^3$ ) надо взять для приготовления 200 мл 0,5 н раствора?
3. Что такое первичные стандартные растворы? Расчет концентрации первичного стандартного раствора.

### **Вариант №3**

1. Какой объем 0,09820 н раствора серной кислоты расходуется на титрование 25 мл 0,1120 н раствора гидроксида калия?
2. Какой объем раствора соляной кислоты (с плотностью равной  $1,068 \text{г/см}^3$ ) необходим для приготовления 500 мл приблизительно 0,1 н раствора?
3. . Индикаторы кислотно-основного титрования. Объясните, почему эти индикаторы меняют окраску в процессе титрования.

### **Вариант №4**

1. Какой объем раствора 0,1180 н раствора гидроксида натрия расходуется на титрование 20 мл 0,0990 н раствора щавелевой кислоты?
2. Рассчитайте молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов и титр раствора  $\text{HNO}_3$ , если в 250 мл раствора содержится 50г  $\text{HNO}_3$ .

3. Сущность кислотно-основного титрования. Какие титранты применяют в этом методе анализа?

#### Вариант №5

1. Рассчитайте молярную массу эквивалентов:

а)  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

б) гидроксида кальция в реакции получения гидроксонитрата кальция.

2. В 200 г раствора гидроксида натрия содержится 6 г NaOH. Вычислите молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалентов этого раствора.

3. Что такое титр раствора, титрование, титрант? Виды мерной посуды.

#### Вариант №6

1. Какой объем 0,1120н раствора соляной кислоты расходуется на титрование 25 мл 0,0820н раствора гидроксида натрия?

2. Рассчитайте молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов и титр раствора аммиака с массовой долей  $\text{NH}_3$  равной 18%.

3. Приготовление вторичного стандартного раствора HCl, его стандартизация.

#### Вариант №7

1. На титрование 25 мл 0,1120н раствора гидроксида калия израсходовано 18,9 мл раствора серной кислоты. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалентов и титр раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

2. Какой объем раствора азотной кислоты (с плотностью  $1,22\text{г/см}^3$ ) надо взять для приготовления 250 мл приблизительно 0,15н раствор а?

3. Способы выражения концентрации растворов: молярная концентрация, молярная концентрация эквивалентов вещества.

#### Вариант №8

1. Какой объем 0,1160н раствора азотной кислоты расходуется на титрование 20 мл 0,0955н раствора гидроксида натрия?

2. Рассчитайте молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов и титр раствора гидроксида калия с массовой долей ей 54%.

3. Приготовление первичного стандартного раствора тетрабората натрия (правила взятия навески), вычисление титра и молярной концентрации эквивалентов.

### Вариант №9

1. Навеску хлорида кальция массой 1,1100 г растворили в мерной колбе объемом 200 мл и довели объем до метки. Рассчитайте титр, молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалентов полученного раствора.
2. Какой объем раствора серной кислоты (с плотностью равной  $1,415\text{г/см}^3$ ) необходим для приготовления 600мл приблизительно 0,2н раствора?
3. Вторичные стандартные растворы, как их готовят? Что такое фиксанал? Составьте перечень реактивов, оборудования и последовательность всех операций, необходимых для выполнения работы по определению щелочности воды.

### Вариант №10

1. На титрование 30мл 0,1060н раствора уксусной кислоты затрачено 22,8 мл раствора гидроксида натрия. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалентов и титр полученного раствора.
2. Какой объем раствора соляной кислоты (с плотностью равной  $1,098\text{г/см}^3$ ) необходим для приготовления 400мл приблизительно 0,15н раствора?
3. Первичные стандартные растворы. Требования, предъявляемые к первичным стандартным веществам.

### Вариант №11

1. Вычислите массовую долю щавелевой кислоты в 0,6882 г технического образца растворенного в 100 мл воды. Для титрования 10 мл полученного раствора было израсходовано 3,5 мл 0,09852 н раствора NaOH.
2. Навеску нитрата кальция массой 0,8200г растворили в мерной колбе объемом 50мл и довели объем раствора водой до метки. Рассчитайте титр, молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалентов полученного раствора.
3. Виды мерной посуды, правила пользования ею.

### Вариант №12

1. Вычислите массовую долю щавелевой кислоты в 0,6882 г технического образца растворенного в 100 мл воды. Для титрования 10 мл полученного раствора было израсходовано 3,5 мл 0,09852 н раствора NaOH.
2. Рассчитайте молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов и титр раствора азотной кислоты с массовой долей  $\text{HNO}_3$  равной 74%.
3. Что такое стандарт-титр? Как готовится вторичный стандартный раствор из фиксанала?

### Вариант №13

1. Какой объем 0,1500 н раствора NaOH пойдет на титрование: а) 21,00 мл 0,1133 н раствора HCl; б) 21,00 мл раствора HCl с титром 0,003810?
2. Рассчитайте титр и молярную концентрацию эквивалентов раствора щавелевой кислоты, полученной растворением 94,5г ее в мерной колбе 1000мл.
3. Щелочность воды определяют методом кислотно-основного титрования. Какой титрант можно использовать, как его готовят?

### Вариант №14

1. На титрование 10мл 0,1540н раствора гидроксида натрия затрачено 13,2мл раствора соляной кислоты. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалентов и титр раствора соляной кислоты.
2. Какой объем раствора гидроксида калия (с плотностью равной 1,10г/см<sup>3</sup>) необходим для приготовления 150мл приблизительно 0,2н раствора?
3. Что такое: область перехода индикатора, показатель титрования индикатора? Какой индикатор пригоден для титрования раствора тетрабората натрия хлороводородной кислотой?

### Вариант №15

1. Чему равны молярные массы эквивалентов H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, Mg(OH)<sub>2</sub> и Ba(OH)<sub>2</sub> в реакциях полной нейтрализации и в реакциях неполной нейтрализации?
2. На титрование 20,00 мл раствора HNO<sub>3</sub> затрачено 15,00 мл 0,1200 н раствора NaOH. Вычислите концентрацию, титр и массу HNO<sub>3</sub> в 250 мл раствора.
3. Требования к реакциям в титриметрическом анализе.

**Индивидуальные задания по теме:  
«Окислительно-восстановительное титрование»**

Вариант № 1

1. Как изменяется степень окисления элементов при окислении и восстановлении?
2. Навеску  $\text{KMnO}_4$  массой 1,8750 г растворили и довели объем раствора водой до 500 мл. Вычислите молярную концентрацию эквивалентов  $\text{KMnO}_4$  в растворе для реакции в кислой среде.
3. Вычислите молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя в реакции:  
$$2 \text{KMnO}_4 + 5 \text{KNO}_2 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 = 2 \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 5 \text{KNO}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}.$$

Вариант № 2

1. Приведите примеры типичных окислителей и восстановителей.
2. Навеску  $\text{KMnO}_4$  массой 1,8750 г растворили и довели объем раствора водой до 500 мл. Вычислите молярную концентрацию эквивалентов  $\text{KMnO}_4$  в растворе для реакции в нейтральной среде.
3. Вычислите молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя в реакции:  
$$2 \text{KMnO}_4 + 3 \text{MnSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} = 5 \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{SO}_4.$$

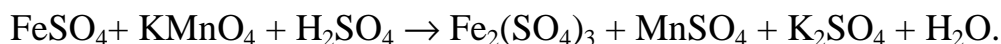
Вариант № 3

1. Какое значение имеют редокс-потенциалы для управления реакциями окисления-восстановления?
2. Навеску  $\text{KMnO}_4$  массой 1,8750 г растворили и добавили объем раствора водой до 500 мл. Вычислите молярную концентрацию эквивалентов  $\text{KMnO}_4$  в растворе для реакции в щелочной среде.
3. Вычислите молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя в реакции:  
$$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 6 \text{KI} + 7 \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{I}_2 + 4 \text{K}_2\text{SO}_4 + 7 \text{H}_2\text{O}.$$



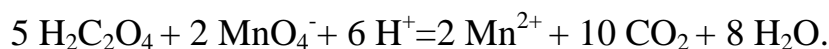
#### Вариант № 4

1. Перечислите требования, предъявляемые к окислительно-восстановительным реакциям в титриметрическом анализе.
2. На титрование 15 мл раствора  $\text{FeSO}_4$  пошло в среднем 11,53 мл 0,0495 н раствора  $\text{KMnO}_4$ . Вычислите содержание ионов  $\text{Fe}^{2+}$  в 100 мл раствора.
3. Вычислите молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя в реакции:



#### Вариант № 5

1. На чем основано иодометрическое определение восстановителей, окислителей и кислот?
2. Навеску технического железного купороса массой 5,7700 г растворили и довели объем раствора водой до 250 мл. На титрование 25 мл этого раствора пошло в среднем 19,34 мл раствора  $\text{KMnO}_4$  с титром 0,0031 г/мл. Вычислите массовую долю  $\text{FeSO}_4$  в техническом образце?
3. Вычислите молярные массы эквивалентов окислителя восстановителя в реакции:

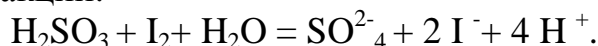


#### Вариант № 6

1. В чем состоят преимущества использования дихромата калия перед перманганатом калия?
2. Рассчитайте титр и молярную концентрацию эквивалентов раствора  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , если навеску массой 0,5016 г растворили в мерной колбе объемом 100 мл.
3. Чему равна молярная масса эквивалентов тиосульфата натрия в реакции взаимодействия его с иодом:  $\text{I}_2 + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} = 2 \text{I}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ .

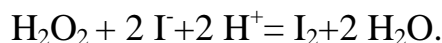
#### Вариант № 7

1. Перечислите условия, соблюдение которых обязательно при иодометрическом титровании.
2. Рассчитайте титр и молярную концентрацию эквивалентов раствора щавелевой кислоты, полученной растворением её навески массой 94,5 г в мерной колбе объемом 1 л.
3. Определите молярную массу эквивалентов окислителя восстановителя в реакции:



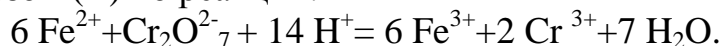
### Вариант № 8

1. Какие требования предъявляются к окислительно-восстановительным реакциям в титриметрическом анализе?
2. На титрование 10 мл раствора  $\text{CuSO}_4$  пошло в среднем 9,51 мл 0,0497 н раствора  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Вычислите содержание  $\text{Cu}^{2+}$  в 100 мл раствора.
3. Определите молярную массу эквивалентов окислителя и восстановителя в реакции:



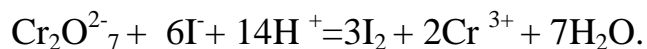
### Вариант № 9

1. Какими способами можно зафиксировать конечную точку титрования в методах окисления-восстановления? Приведите примеры.
2. На титрование 10 мл раствора  $\text{FeSO}_4$  пошло в среднем 8,25 мл 0,1049 н раствора  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . Вычислите содержание ионов  $\text{Fe}^{2+}$  в 100 мл раствора.
3. Чему равна молярная масса эквивалентов дихромата калия при взаимодействии его с железом (II) по реакции:



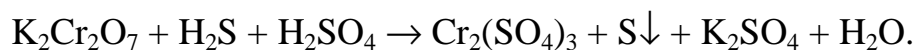
### Вариант № 10

1. Дихроматометрическое титрование восстановителей. Теоретические основы и примеры.
2. Рассчитайте титр и молярную концентрацию эквивалентов раствора  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ , полученного растворением навески массой 0,45 г ее в мерной колбе объемом 250 мл.
3. Определите молярную массу эквивалентов окислителя восстановителя в реакции:



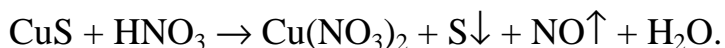
### Вариант № 11

1. Какой рабочий раствор и индикатор применяют в методе перманганатометрического титрования?
2. Рассчитайте массу навески перманганата калия для приготовления 250 мл 0,05 н раствора.
3. Пользуясь методом электронного баланса, подберите коэффициенты в уравнении:



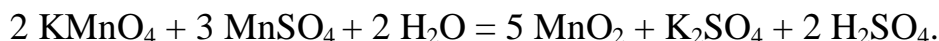
### Вариант № 12

1. Почему нельзя приготовить стандартный раствор  $\text{KMnO}_4$  по точной навеске?
2. На титрование 10 мл раствора  $\text{FeSO}_4$  пошло в среднем 11,25 мл 0,0495 н раствора  $\text{KMnO}_4$ . Вычислите содержание ионов  $\text{Fe}^{2+}$  в 500 мл раствора.
3. Пользуясь методом электронного баланса, подберите коэффициенты в уравнении:



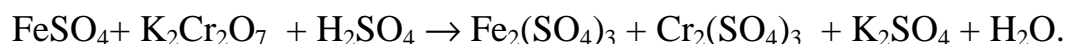
### Вариант № 13

1. Как проводится хроматометрическое определение железа (II)? Что при этом служит индикатором?
2. На титрование 10 мл раствора иода пошло в среднем 9,7 мл 0,0481 н раствора  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Вычислите молярную концентрацию эквивалентов раствора иода.
3. Определите молярную массу эквивалентов окислителя восстановителя в реакции:



### Вариант № 14

1. Почему перманганатометрическое титрование проводят, как правило, в кислой среде?
2. Рассчитайте массу навески дихромата калия для приготовления 250 мл 0,05 н раствора.
3. Пользуясь методом электронного баланса, подберите коэффициенты в уравнении:



### Вариант № 15

1. Растворы каких веществ используют в иодометрии как рабочие?
2. Рассчитайте массу навески тиосульфата натрия для приготовления 100 мл 0,05 н раствора.
3. Как изменяется степень окисления элементов при окислении и восстановлении? Приведите примеры окислителей и восстановителей, применяемых в аналитической химии.

## Индивидуальные задания по теме: «Комплексонометрия»

### Вариант № 1

1. Сущность метода комплексонометрии.
2. Определите величину и знак заряда комплексных ионов:  $[\text{Co}^{+3}(\text{NO}_2)_6]$ ,  $[\text{Co}^{+3}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$ .
3. Определите объем (мл) 0,1 н раствора трилона Б израсходованного при определении жесткости воды методом комплексонометрии, если объем пробы воды равен 100 мл. Общая жесткость  $J_0 = 3$  ммоль экв/л.

### Вариант № 2

1. Что такое комплексоны? Приведите примеры.
2. Дайте определение понятия комплексообразователь. Определите величину и знак заряда комплексных ионов:  $[\text{Fe}^{+3}\text{F}_6]$ ,  $[\text{Co}^{+3}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$ .
3. Определите суммарное содержание кальция и магния в 1 л водной вытяжки, если на титрование 100,0 мл её пошло в среднем 16,70 мл 0,0520 н раствора комплексона III.

### Вариант № 3

1. Назовите способы обнаружения конечной точки титрования в методе комплексо-метрического титрования.
2. Определите заряд комплексообразователя в комплексных ионах:  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]$ ,  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ . Составьте формулы комплексных соединений.
3. Определите молярную концентрацию эквивалентов и титр раствора, содержащего в 1 л 5,8304 г безводного этилендиаминтетраацетата натрия (ЭДТА).

### Вариант № 4

1. Что такое металлохромные индикаторы?
2. Определите заряд комплексообразователя в комплексных ионах:  $[\text{AlF}_6]$ ,  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]$ . Составьте формулы комплексных соединений.
3. Определите массовую долю примесей оксида магния в техническом сульфате магния, навеска которого составила 3,5 г, а общий объем вытяжки составил 250 мл, если на титрование 25 мл вытяжки было израсходовано 4,2 мл 0,0502 н раствора ЭДТА.

### Вариант № 5

1. Каким требованиям должны соответствовать металлохромные индикаторы?
2. Определите заряд комплексного иона  $[\text{Co}^{+3}(\text{H}_2\text{O})_5 \text{Cl}]$ , составьте формулу комплексного соединения.
3. На умягчение воды объемом 300 мл израсходовано 10,87 г  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и 50,91 г  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Рассчитайте общую жесткость воды ( $J_0$ ). Составьте уравнения протекающих реакций.

### Вариант № 6

1. Как повысить селективность комплексометрического титрования?
2. Определите заряд комплексного иона  $[\text{Pt}^{+4}(\text{NH}_3)_4]$ , составьте формулу комплексного соединения.
3. Общая жесткость водопроводной воды равна 1,96 ммоль/л. Какая масса соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  необходима для умягчения 10 л воды?

### Вариант № 7

1. Приведите графическую формулу ЭДТА. Какова дентатность ЭДТА?
2. Напишите уравнение диссоциации соединения и выражение константы нестойкости комплексного иона:  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})_3]\text{Cl}_3$ .
3. Определите молярную концентрацию эквивалентов и титр раствора, содержащего в 1 л 16,8106 г безводного этилендиаминтетраацетата натрия (ЭДТА).  $Z_{\text{эк}}(\text{ЭДТА}) = 2$ .

### Вариант № 8

1. В чем заключается метод определения общей жесткости с помощью комплексона III?
2. Дайте определение понятий: комплексообразователь, лиганды, координационное число.
3. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалентов и титр исходного раствора сульфата магния, если на титрование 25 мл исследуемого раствора в присутствии индикатора хромогена черного (pH-9,5 - 10), израсходовано 18 мл стандартного раствора ЭДТА с титром 0,005246г/мл.

### Вариант № 9

1. Что такое комплексоны и для чего они применяются?
2. Укажите комплексообразователь, определите его степень окисления и координационное число в комплексном соединении:  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}$ .
3. Определите суммарное содержание кальция и магния в 1 л водной вытяжки, если на титрование 50,0 мл её пошло в среднем 8,950 мл 0,0520 н раствора комплексона III.

### Вариант № 10

1. Почему комплексонометрическое титрование проводят с использованием буферных растворов?
2. Определите величину и знак заряда комплексообразователя в соединениях:  $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ ,  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ ,  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ .
3. На титрование 25 мл анализируемого раствора, содержащего соль свинца (II), израсходовано 20 мл 0,0501 н стандартного раствора ЭДТА. Определите молярную концентрацию, титр и массу  $\text{Pb}^{2+}$  в анализируемом растворе.

### Вариант №11

1. Почему комплексонометрическое определение ионов кальция и магния проводят в щелочной среде?
2. Напишите уравнение диссоциации соединения  $\text{K}[\text{SbCl}_6]$  и выражение константы нестойкости комплексного иона.
3. Определите молярную концентрацию эквивалентов и титр раствора, содержащего в 500 мл 8,4106 г безводного этилендиаминтетраацетата натрия (ЭДТА).  $Z_{\text{эк}}(\text{ЭДТА}) = 2$ .

### Вариант №12

1. Какова должна быть константа устойчивости комплекса металл-индикатор по сравнению с константой устойчивости комплекса металл-ЭДТА?
2. Какие соединения называют внутрикомплексными? Приведите примеры.
3. Общая жесткость воды в реке Кубань равна 4,6 ммоль/л. Какая масса соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  необходима для умягчения 5 л воды?

### Вариант №13

1. Назовите важнейшие металлохромные индикаторы.
2. Напишите уравнение диссоциации комплексного соединения

$[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})_3]\text{Cl}_3$  и выражение константы нестойкости комплексного иона.

3. Общая жесткость водопроводной воды равна 2,4 ммоль/л. Какая масса соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  необходима для умягчения 1 л воды?

#### Вариант №14

1. Что такое «хелат»?
2. Укажите комплексообразователь, определите его степень окисления и координационное число в комплексном соединении:  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]\text{SO}_4$
3. Определите молярную концентрацию эквивалентов раствора, содержащего в 1 л 8,4053 г безводного этилендиаминтетраацетата натрия (ЭДТА).

#### Вариант №15

1. Чем определяется дентатность лиганда. Моно- и полидентатные лиганды.
2. Укажите комплексообразователь, определите его степень окисления и координационное число в комплексном соединении:  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}$ .
3. На умягчение воды объемом 150 л израсходовано  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  массой 5,57 г и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  массой 26,6 г. Рассчитайте общую жесткость  $J_0$  исходной воды. Составьте уравнения реакций процессов умягчения.





# ГЛОССАРИЙ

**Адсорбент** – вещество, на поверхности которого идет поглощение (адсорбция) других веществ.

**Адсорбция** – концентрирование вещества на границе раздела фаз, например, из газа или раствора на поверхности твердого тела или жидкости.

**Активность иона (а, моль/л)** – эффективная или условная концентрация его, соответственно которой он участвует в химических реакциях.

**Атом** — система взаимодействующих элементарных частиц, состоящая из ядра и электронов. Тип атома определяется составом его ядра. Ядро состоит из протонов и нейтронов, вместе называемых нуклонами. Элемент — совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра, т. е. числом протонов. Атомы элемента могут иметь различные числа нейтронов в составе ядра, а следовательно, и массу. Такие атомы, относящиеся к одному элементу, называются изотопами.

**Буферные растворы** – растворы с определенной концентрацией ионов водорода, незначительно меняющие рН при разбавлении, концентрировании, а также при добавлении небольших количеств сильной кислоты или щелочи.

**Внутрикомплексные соединения (хелаты)** – циклические комплексы металлов с полидентатными лигандами, в которых центральный атом входит в один или одновременно в несколько циклов.

**Водородный показатель (рН)** – количественная характеристика кислотности водных растворов; численно равен отрицательному десятичному логарифму концентрации (активности) ионов водорода:

$$pH = -\lg [H^+]$$

**Гидролиз солей** – взаимодействие ионов соли с молекулами воды, приводящее к образованию слабого электролита.

**Дентатность** – число донорных атомов лиганда, образующих координационные связи с центральным атомом.

**Диссоциация электролитическая** – распад растворенного вещества на ионы в результате сольватации его молекул молекулами растворителя.

**Жесткость воды** – свойство природной воды, определяемое присутствием в ней растворенных солей кальция и магния; является одним из важнейших показателей качества воды.

**Закон сохранения массы** Ломоносова - Лавуазье: Масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.

**Закон сохранения энергии:** При любых взаимодействиях, имеющих место в изолированной системе, энергия этой системы остается постоянной и возможны лишь переходы из одного вида энергии в другой.

**Закон постоянства состава.** Любое химически индивидуальное соединение имеет один и тот же количественный состав независимо от способа его получения

**Закон Авогадро.** В равных объемах любых газов, взятых при одной и той же температуре и при одинаковом давлении, содержится одно и то же число молекул

**Индикаторы** – органические и неорганические вещества, позволяющие устанавливать конечную точку титрования (КТТ).

**Индикаторы кислотно-основные (рН – индикаторы)** – вещества, изменяющие окраску в зависимости от кислотности среды (рН); применяются для установления КТТ в кислотно-основном титровании и определения рН растворов.

**Ионное произведение воды** (постоянная воды или константа автопротолиза) – величина, равная произведению концентраций (точнее активностей) ионов водорода и гидроксид-ионов в воде и водных растворах:  $K_w = 10^{-14}$  (при 22 °С).

**Комплексометрия** – метод титриметрического анализа, основанный на применении в качестве титрантов комплексонов, образующих прочные внутрикомплексные соединения с катионами металлов.

**Константа равновесия** концентрационная ( $K_c$ ) – величина, выражающая для данной химической реакции соотношение между концентрациями

веществ при равновесии, и численно равная отношению произведения концентраций продуктов реакции к произведению концентраций исходных веществ.

**Коэффициент активности ионов ( $f$ )** – переменный фактор, характеризующий силы взаимодействия между ионами в растворах сильных электролитов:  $f = 1$  – взаимодействие отсутствует, при наличии взаимодействия между ионами  $f < 1$ .

**Количество вещества  $\nu$  (или  $n$ )** — это физическая величина, указывающая на число формульных единиц вещества относительно постоянной Авогадро.

**Массовая доля компонента ( $\omega$ )** – способ выражения концентрации, равна отношению массы компонента к общей массе системы (раствора, смеси, сплава); единицы – процент (%), промиле (тысячная, доля, 0/00), миллионная доля (млн.), миллиардная доля (млрд.).

**Молярная концентрация ( $C_v$ , моль/л)** – отношение количества растворенного вещества (компонента) к объему раствора (системы).

**Молярная концентрация эквивалентов ( $C_{эк}$ , моль/л)** – отношение количества эквивалентов растворенного вещества к объему раствора.

**Относительная атомная масса элемента** (сокращенно — атомной массой) - отношение средней массы атома при его природном изотопном составе к  $1/12$  массы атома изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ .

**Относительная молекулярная масса** (сокращенно — молекулярной массой) вещества - отношение средней массы вещества определенного формульного состава, включающего атомы отдельных элементов в их природном изотопном составе, к  $1/12$  массы атома изотопа углерода  $^{12}\text{C}$

**Периодический закон** (современная формулировка) – Строение и свойства элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов и определяются периодически повторяющимися однотипными электронными конфигурациями их атомов.

**Произведение растворимости (ПР)** – произведение концентраций катионов и анионов в насыщенном растворе малорастворимого сильного электролита.

**Протолитическая теория кислот и оснований** – теория Бренстеда – Лоури, согласно которой кислотой называют соединение, способное отдавать протон, основанием – способное присоединять его.

**Постоянная Авогадро** - показывает число атомов, содержащихся в 12 г изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ , или количество атомных единиц массы в 1 г вещества.

**Степень диссоциации электролита ( $\alpha$ )** – величина, характеризующая состояние равновесия в процессах диссоциации электролитов в гомогенных системах; равна отношению числа диссоциированных молекул к исходному числу молекул электролита.

**Уравнение Нернста** – уравнение, выражающее зависимость электродного потенциала от концентрации (активности) ионов электрохимической реакции:

$$\varphi_c = \varphi^0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg[Me^{n+}],$$

где  $\varphi_c$  - электродный потенциал металла в растворе с концентрацией  $C$ , В;

$R$  – универсальная газовая постоянная, равная 8,316 кДж/моль;

$T$  – температура, К;

$n$  – заряд иона металла;

$F$  – постоянная Фарадея, равная 96487 Кл;

$[Me^{n+}]$  – концентрация катионов металла, моль/л.

**Формульные единицы** — это реально существующие частицы, представляющие собой электроны, атомы, молекулы, ионы, условные молекулы кристаллических веществ и полимеров и др.

**Эквивалент химического элемента** – реальная или условная частица элемента, которая присоединяет или замещает один атом водорода или эквивалентна одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

**Электрод в электрохимии** – материал (металлы, полупроводники), обладающий электронной проводимостью при погружении в раствор электролита: электрод первого рода – металлический; электрод второго рода – металл, покрытый слоем его труднорастворимой соли и погруженный в раствор, содержащий анионы этой соли.

**Электрод сравнения** – электрод гальванической цепи, потенциал которого не зависит от концентрации определяемых ионов, его потенциал стабилен и воспроизводим.

**Электродный потенциал ( $\varphi$ , В)** – разность электростатических потенциалов между электродом и находящимся с ним в контакте электролитом.

**Электродный потенциал стандартный ( $\varphi^0$ , В)** – электродный потенциал, измеренный относительно стандартного водородного электрода при условиях: активности ионов в электролите равны 1 моль/л, внешнее давление равно 101325 Па (1 атм), температура – 298 К.

**Электролиты (ионные проводники)** – вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток.

## Рекомендуемая литература

1. Глинка Н.Л. Общая химия. - М.: Интеграл-пресс, 2006. - 728 с.
2. Коровин Н.В. Общая химия: Учебник. — 8-е изд., 2007. - 557 с.
3. Хомченко И.Г. Общая химия: Учебник. - 2-е изд., испр. и доп. – М.: Новая волна: ОНИКС, 2005. - 464с.
4. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия .- М.: Высшая школа, 2002.- 373 с.
5. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия .- М.: Химия, 2003. – 352 с.
6. Угай А.Я Общая и неорганическая химия .- М.: Высшая школа, 2002. – 528 с.
7. Общая химия. Учебник/ Под.ред. Е.И. Соколовской.-М.: изд-во МГУ, 2002. – 640 с.
8. Ершов Ю.А. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. - М.: Высшая школа, 2006. – 557 с.
9. Князев Д.А., Смарыгин С.Н. Неорганическая химия. - М.: Высшая школа, 2005. - 360 с.
10. Ершов Ю.А. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов / Под ред. Ю.А.Ершова/- М.: Высшая школа, 2007. – 559 с.

### Приложение 1. Важнейшие кислоты и их соли

Формула кислоты	Название кислоты	Анион	Название соли
1	2	3	4
$\text{H}_3\text{BO}_3$	Ортоборная	$\text{BO}_3^{3-}$	Ортоборат
$\text{H}_2\text{B}_2\text{O}_7$	Тетраборная	$\text{B}_2\text{O}_7^{2-}$	Тетраборат
$\text{HBr}$	Бромоводородная	$\text{Br}^-$	Бромид
$\text{HBrO}$	Бромноватистая	$\text{BrO}^-$	Гипобромит
$\text{HBrO}_3$	Бромноватая	$\text{BrO}_3^-$	Бромат
$\text{HCOOH}$	Муравьиная	$\text{HCOO}^-$	Формиат
$\text{CH}_3\text{COOH}$	Уксусная	$\text{CH}_3\text{COO}^-$	Ацетат
$\text{HCN}$	Циановодородная (синильная)	$\text{CN}^-$	Цианид
$\text{H}_2\text{CO}_3$	Угльная	$\text{CO}_3^{2-}$	Карбонат
		$\text{HCO}_3^-$	Гидрокарбонат
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Щавелевая	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	Оксалат
$\text{HCl}$	Хлороводородная (соляная)	$\text{Cl}^-$	Хлорид
$\text{HClO}$	Хлорноватистая	$\text{ClO}^-$	Гипохлорит
$\text{HClO}_2$	Хлористая	$\text{ClO}_2^-$	Хлорит
$\text{HClO}_3$	Хлорноватая	$\text{ClO}_3^-$	Хлорат
$\text{HClO}_4$	Хлорная	$\text{ClO}_4^-$	Перхлорат
$\text{HCrO}_2$	Метахромистая	$\text{CrO}_2^-$	Метахромит
$\text{H}_2\text{CrO}_4$	Хромовая	$\text{CrO}_4^{2-}$	Хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Двуххромовая	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Бихромат
$\text{HI}$	Йодоводородная	$\text{I}^-$	Иодид
$\text{HIO}$	Йодноватистая	$\text{IO}^-$	Гипоидид
$\text{HIO}_3$	Йодноватая	$\text{IO}_3^-$	Иодат
$\text{HIO}_4$	Йодная	$\text{IO}_4^-$	Периодат
$\text{HMnO}_4$	Марганцовая	$\text{MnO}_4^-$	Перманганат
$\text{H}_2\text{MnO}_4$	Марганцовистая	$\text{MnO}_4^{2-}$	Манганат
$\text{HNO}_2$	Азотистая	$\text{NO}_2^-$	Нитрит
$\text{HNO}_3$	Азотная	$\text{NO}_3^-$	Нитрат
$\text{H}_3\text{PO}_2$	Фосфорноватистая	$\text{H}_2\text{PO}_2^-$	Гипофосфит
$\text{H}_3\text{PO}_3$	Фосфористая	$\text{HPO}_3^{2-}$	Фосфит
$\text{HPO}_3$	Метафосфорная	$\text{PO}_3^-$	Метафосфат
$\text{H}_3\text{PO}_4$	Ортофосфорная	$\text{PO}_4^{3-}$	Ортофосфат
		$\text{HPO}_4^{2-}$	Гидрофосфат
		$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	Дигидрофосфат
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Пирофосфорная	$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$	Пирофосфат
$\text{H}_2\text{S}$	Сероводородная	$\text{S}^{2-}$	Сульфид
		$\text{HS}^-$	Гидросульфид
$\text{HSCN}$	Роданистоводородная	$\text{SCN}^-$	Роданид

Продолжение приложения 2

1	2	3	4
$H_2SO_3$	Сернистая	$SO_3^{2-}$	Сульфит
$H_2SO_4$	Серная	$HSO_3^-$ $SO_4^{2-}$	Гидросульфит Сульфат
$H_2S_2O_3$	Тиосерная	$HSO_4^-$ $S_2O_3^{2-}$	Гидросульфат Тиосульфат (гипосульфит)
$H_2S_2O_7$	Пиросерная	$S_2O_7^{2-}$	Пиросульфат
$H_2S_2O_8$	Пероксодисерная	$S_2O_8^{2-}$	Персульфат
$H_2SiO_3$	Кремневая	$SiO_3^{2-}$	Силикат

Схемы названия солей:

- а) средней соли: кислотный остаток + название катиона (В родительном падеже);
- б) основной соли: гидроксо + кислотный остаток + название катиона (В родительном падеже);
- в) кислой соли: гидро + кислотный остаток + название катиона (В родительном падеже).

**Некоторые важнейшие бинарные неорганические соединения:**

$\overset{II}{E}_x \overset{I}{O}_y$  – оксиды;  $\overset{I}{E}_x \overset{I}{H}_y$  – гидриды;  $\overset{I}{E}_x \overset{I}{G}_y$  – фториды, хлориды, бромиды, йодиды;  $\overset{II}{E}_x \overset{II}{S}_y$  – сульфиды;  $\overset{III}{E}_x \overset{III}{N}_y$  – нитриды;

$\overset{IV}{E}_x \overset{IV}{Si}_y$  – силициды;  $\overset{IV}{E}_x \overset{IV}{C}_y$  – карбиды;  $\overset{III}{E}_x \overset{III}{P}_y$  – фосфиды.



### Способы выражения концентраций растворов:

1. Массовая доля  $\omega = \frac{m_{в-ва}}{m_{р-ра}} \cdot 100$  (%)

2. Молярная концентрация  $C = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V}$  [моль/л].

3. Молярная концентрация эквивалентов  $C_{э\text{кв}} = \frac{n_{э\text{кв}}}{V} = \frac{m}{M_{э\text{кв}} \cdot V}$  [н]

4. Моляльная концентрация  $C_m = \frac{n}{m_{р-ля}}$  [моль/кг].

5. Молярная доля  $X_A = \frac{n_A}{\sum n_{X_i}}$ ; Для двухкомпонентного раствора, состоящего

из А и В, для вещества А:  $X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}$ .

Титр  $T = \frac{m}{V}$  [г/мл].

Разбавление  $V_1 C_1 = V_2 C_2$ .

Количество вещества в растворе:

а)  $\nu = \frac{\omega \cdot m_{р-ра}}{100 \cdot M}$ ;      б)  $\nu = \frac{\omega \cdot V \cdot \rho}{100 \cdot M}$ .

**Приложение 2. Степень диссоциации кислот и оснований в водных растворах (0,1 н., 18 °С)**

<i>Название кислоты или основания</i>	<i>Формула</i>	<i>α, %</i>
Плавиковая	HF	7
Азотная	HNO <sub>3</sub>	92
Соляная	HCl	91
Бромоводородная	HBr	90
Йодоводородная	HI	90
Серная	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	58
Ортофосфорная	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	36
Сернистая	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	20
Уксусная	CH <sub>3</sub> COOH	1,3
Угольная	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	0,17
Сероводородная	H <sub>2</sub> S	0,07
Ортоборная	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	0,01
Синильная	HCN	0,007
Гидроксид калия	KOH	89
Гидроксид натрия	NaOH	84
Гидроксид аммония	NH <sub>4</sub> OH	1,3

\* Для сильных электролитов приведены их кажущиеся степени диссоциации. Числа для многоосновных кислот относятся к первой ступени диссоциации.

\*\* Электролиты:

Сильные  
α > 30 %

Слабые  
α < 3%

### Приложение 3. Константы диссоциации слабых электролитов

Название электролита	Формула	Выражение для константы диссоциации	Значение $K$ при 25 °C
Уксусная Кислота	CH <sub>3</sub> COOH	$K = \frac{[H^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$	$K = 1,8 \cdot 10^{-5}$
Муравьиная кислота	HCOOH	$K = \frac{[H^+] \cdot [HCOO^-]}{[HCOOH]}$	$K = 1,8 \cdot 10^{-4}$
Азотистая кислота	HNO <sub>2</sub>	$K = \frac{[H^+] \cdot [NO_2^-]}{[HNO_2]}$	$K = 4 \cdot 10^{-4}$
Синильная кислота	HCN	$K = \frac{[H^+] \cdot [CN^-]}{[HCN]}$	$K = 7,9 \cdot 10^{-10}$
Сероводородная кислота	H <sub>2</sub> S	$K_1 = \frac{[H^+] \cdot [HS^-]}{[H_2S]} \quad K_2 = \frac{[H^+] \cdot [S^{2-}]}{[HS^-]}$	$K_1 = 6,0 \cdot 10^{-8}$ $K_2 = 1,0 \cdot 10^{-14}$
Угольная кислота	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$K_1 = \frac{[H^+] \cdot [HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} \quad K_2 = \frac{[H^+] \cdot [CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]}$	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 4,7 \cdot 10^{-11}$
Щавелевая кислота	H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$K_1 = \frac{[H^+] \cdot [HC_2O_4^-]}{[H_2C_2O_4]} \quad K_2 = \frac{[H^+] \cdot [C_2O_4^{2-}]}{[HC_2O_4^-]}$	$K_1 = 5,4 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 5,4 \cdot 10^{-5}$
Сернистая кислота	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	$K_1 = \frac{[H^+] \cdot [HSO_3^-]}{[H_2SO_3]} \quad K_2 = \frac{[H^+] \cdot [SO_3^{2-}]}{[HSO_3^-]}$	$K_1 = 1,6 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$
Фосфорная кислота	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$K_1 = \frac{[H^+] \cdot [H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]}$ $K_2 = \frac{[H^+] \cdot [HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} \quad K_3 = \frac{[H^+] \cdot [PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]}$	$K_1 = 7,5 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 1,3 \cdot 10^{-12}$
Гидроксид аммония	NH <sub>4</sub> OH	$K_1 = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_4OH]}$	$K = 6,3 \cdot 10^{-5}$
Вода	H <sub>2</sub> O	$K_1 = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]}$	$K = 1,86 \cdot 10^{-16}$

**Приложение 4. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы**  
(по отношению к потенциалу стандартного водородного электрода при 25 °С)

Окисленная форма	Число получаемых электронов	Восстановленная форма	E°, В
Li <sup>+</sup>	1	Li <sup>0</sup>	—3,045
Rb <sup>+</sup>	1	Rb <sup>0</sup>	—2,25
K <sup>+</sup>	1	K <sup>0</sup>	—2,925
Cs <sup>+</sup>	1	Cs <sup>0</sup>	—2,923
Ba <sup>2+</sup>	2	Ba <sup>0</sup>	—2,900
Sr <sup>2+</sup>	2	Sr <sup>0</sup>	—2,890
Ca <sup>2+</sup>	2	Ca <sup>0</sup>	—2,870
Na <sup>+</sup>	1	Na <sup>0</sup>	—2,714
La <sup>3+</sup>	3	La <sup>0</sup>	—2,522
Mg <sup>2+</sup>	2	Mg <sup>0</sup>	—2,370
AlO <sub>2</sub> <sup>-</sup> + 2H <sub>2</sub> O	3	Al <sup>0</sup> + 4OH <sup>-</sup>	—2,350
Be <sup>2+</sup>	2	Be <sup>0</sup>	—1,847
Al <sup>3+</sup>	3	Al <sup>0</sup>	—1,662
ZnO <sub>2</sub> <sup>2-</sup> + 2H <sub>2</sub> O	2	Zn <sup>0</sup> + 4OH <sup>-</sup>	—1,216
Mn <sup>2+</sup>	2	Mn <sup>0</sup>	—1,180
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> + H <sub>2</sub> O	2	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> + 2OH <sup>-</sup>	—0,930
2H <sub>2</sub> O	2	H <sub>2</sub> <sup>0</sup> + 2OH <sup>-</sup>	—0,828
Zn <sup>2+</sup>	2	Zn <sup>0</sup>	—0,763
Cr <sup>3+</sup>	3	Cr <sup>0</sup>	—0,744
Fe <sup>3+</sup>	2	Fe <sup>0</sup>	—0,440
2H <sup>+</sup> (10 <sup>-7</sup> M)	2	H <sub>2</sub> <sup>0</sup>	—0,414
Cd <sup>2+</sup>	2	Cd <sup>0</sup>	—0,403
Tl <sup>3+</sup>	1	Tl <sup>2+</sup>	—0,370
PbSO <sub>4</sub>	2	Pb <sup>0</sup> + SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	—0,356
In <sup>3+</sup>	3	In <sup>0</sup>	—0,343
Tl <sup>+</sup>	1	Tl <sup>0</sup>	—0,336
Co <sup>2+</sup>	2	Co <sup>0</sup>	—0,277
Ni <sup>2+</sup>	2	Ni <sup>0</sup>	—0,250
Sn <sup>2+</sup>	2	Sn <sup>0</sup>	—0,136
(CrO <sub>4</sub> ) <sup>2-</sup> + 4H <sub>2</sub> O	3	Cr(OH) <sub>3</sub> + 5OH <sup>-</sup>	—0,130
Pb <sup>2+</sup>	2	Pb <sup>0</sup>	—0,126
Fe <sup>3+</sup>	3	Fe <sup>0</sup>	—0,036
2H <sup>+</sup>	2	H <sub>2</sub> <sup>0</sup>	0,000
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> + H <sub>2</sub> O	2	NO <sup>-</sup> + 2OH <sup>-</sup>	+0,010
S <sup>0</sup> + 2H <sup>+</sup>	2	H <sub>2</sub> S	+0,141
Sn <sup>4+</sup>	2	Sn <sup>2+</sup>	+0,150
Cu <sup>2+</sup>	1	Cu <sup>+</sup>	+0,153
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> + 4H <sup>+</sup>	2	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> + H <sub>2</sub> O	+0,170
AgCl	1	Ag <sup>0</sup> + Cl <sup>-</sup>	+0,222

Окисленная форма	Число получаемых электронов	Восстановленная форма	E°, В
$2\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+$	8	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 5\text{H}_2\text{O}$	+0,290
$\text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	2	$\text{ClO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0,330
$\text{Cu}^{2+}$	2	$\text{Cu}^0$	+ 0,337
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	1	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	+0,360
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+$	6	$\text{S}^0 + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,360
$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O}$	2	$\text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	+0,360
$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	4	$4\text{OH}^-$	+0,401
$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+$	4	$\text{S}^0 + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,450
$\text{Cu}^+$	1	$\text{Cu}^0$	+0,521
$\text{I}_2$	2	$2\text{I}^-$	+0,536
$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+$	2	$\text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,559
$\text{MnO}_4^-$	1	$\text{MnO}_4^-$	+0,564
$\text{MnO}_4^-$	3	$\text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,588
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O}$	2	$\text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,600
$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O}$	2	$\text{ClO}^- + 2\text{OH}^-$	+0,660
$\text{O}_2 + 2\text{H}^+$	2	$\text{H}_2\text{O}_2$	+0,682
$\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O}$	2	$\text{Br}^- + 2\text{OH}^-$	+0,760
$\text{Fe}^{3+}$	1	$\text{Fe}^{2+}$	+0,771
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+$	1	$\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,790
$\text{Hg}_2^{2+}$	2	$2\text{Hg}^0$	+0,798
$\text{Ag}^+$	1	$\text{Ag}^0$	+0,799
$\text{O}_2 + 4\text{H} + (10^{-7} \text{ M})$	4	$2\text{H}_2\text{O}$	+0,815
$\text{Hg}^{2+}$	2	$\text{Hg}^0$	+0,854
$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O}$	2	$\text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	+0,890
$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+$	2	$\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,940
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+$	3	$\text{NO}^0 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,960
$\text{HNO}_2 + \text{H}^+$	1	$\text{NO}^0 + \text{H}_2\text{O}$	+ 1,000
$\text{Br}_2$	2	$2\text{Br}^-$	+ 1,065
$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+$	6	$\text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,090
$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+$	10	$\text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+ 1,195
$\text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+$	2	$\text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	+ 1,190
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+$	4	$2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,229
$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+$	2	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,230
$\text{Tl}^{3+}$	3	$\text{Tl}^0$	+1, 250
$\text{HBrO} + \text{H}^+$	2	$\text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$	+ 1,330
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+$	6	$2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+ 1,330
$\text{Cl}_2$	2	$2\text{Cl}^-$	+ 1,359
$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+$	6	$\text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+ 1,440
$\text{ClO}^- + 6\text{H}^+$	6	$\text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+ 1,450

Продолжение таблицы 4

Окисленная форма	Число получаемых электронов	Восстановленная форма	E°, В
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+$	2	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,456
$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+$	10	$\text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+ 1,470
$\text{Au}^{3+}$	3	$\text{Au}^0$	+ 1,500
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+$	5	$\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+ 1,510
$2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+$	10	$\text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+ 1,520
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	2	$\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,685
$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+$	3	$\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,695
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+$	2	$2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,776
$\text{Co}^{3+}$	1	$\text{Co}^{2+}$	+1,810
$\text{F}_2$	2	$2\text{F}^-$	+2,870

### Приложение 5. Относительная электроотрицательность элементов

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	H 2,10							He –		
2	Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	<b>F</b> <b>4,10</b>	Ne –		
3	Na 1,01	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,74	P 2,10	S 2,60	<b>Cl</b> 2,83	Ar –		
4	K 0,91	Ca 1,04	Sc 1,20	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	<b>Mn</b> 1,60	Fe 1,64	Co 1,70	Ni 1,75
	<b>Cu</b> 1,75	Zn 1,66	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74	Kr –		
5	Rb 0,89	Sr 1,66	Y 1,11	Zr 1,22	Nb 1,23	Mo 1,30	Tc 1,36	<b>Ru</b> 1,42	<b>Rh</b> 1,45	<b>Pd</b> 1,35
	Ag 1,42	Cd 1,46	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Tl 2,01	I 2,21	Xe –		
6	Cs 0,86	Ba 0,97	La-Lu 1,08-1,14	Hf 1,23	Ta 1,33	W 1,40	Re 1,46	Os 1,52	Ir 1,55	Pt 1,44
	Au 1,42	Hg 1,44	Tl 1,44	Pb 1,55	Bi 1,67	Po 1,67	At 1,90	Rn –		
7	Fr 0,86	Ra 0,97	Ac-Pr 1,00-1,20							

**Приложение 6. Термодинамические константы некоторых веществ**

Вещество	$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	$\Delta G^0_{298}$ , кДж/моль	$S^0_{298}$ , Дж/(моль•К)
Ag (к)	0	0	42,69
AgBr (к)	—99,16	—95,94	107,1
AgCl (к)	—126,8	—109,7	96,07
AgI (к)	—64,2	—66,3	114,2
AgF (к)	—202,9	—184,9	83,7
AgNO <sub>3</sub> (к)	—120,7	—32,2	140,9
Ag <sub>2</sub> O (к)	—30,56	—10,82	121,7
Ag <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (к)	—506,1	—437,1	167,4
Al (к)	0	0	28,31
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	—1675,0	—1576,4	50,94
Al(OH) <sub>3</sub> (к)	—1275,7	—1139,72	71,1
AlCl <sub>3</sub> (к)	—697,4	—636,8	167,0
Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> (к)	—3434,0	—3091,9	239,2
As (к)	0	0	35,1
As <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	—656,8	—575,0	107,1
As <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (к)	—918,0	—772,4	105,4
Au (к)	0	0	47,65
AuF <sub>3</sub> (к)	—348,53	—297,48	114,2
Au(OH) <sub>3</sub> (к)	—418,4	—289,95	121,3
AuCl <sub>3</sub> (к)	—118,4	—48,53	146,4
B (к)	0	0	5,87
B <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	—1264,0	—1184,0	53,85
B <sub>2</sub> H <sub>6</sub> (г)	31,4	82,8	232,9
Ba (к)	0	0	64,9
BaCO <sub>3</sub> (к)	—1202,0	—1138,8	112,1
Be (к)	0	0	9,54
BeO (к)	—598,7	—581,6	14,10
BeCO <sub>3</sub> (к)	—981,57	—944,75	199,4
Bi (к)	0	0	56,9
BiCl <sub>3</sub> (г)	—270,7	—260,2	356,9
BiCl <sub>3</sub> (к)	—379,1	—318,9	189,5
Br <sub>2</sub> (г)	30,92	3,14	245,35
HBr (г)	—36,23	—53,22	198,48
C (алмаз)	1,897	2,866	2,38
C (графит)	0	0	5,74
CO (г)	—110,5	—137,27	197,4
CO <sub>2</sub> (г)	—393,51	—394,38	213,6
COCl <sub>2</sub> (г)	—223,0	—210,5	289,2
CS <sub>2</sub> (г)	115,3	65,1	237,8
CS <sub>2</sub> (ж)	87,8	63,6	151,0
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> (г)	226,75	209,2	200,8



Вещество	$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	$\Delta G^0_{298}$ , кДж/моль	$S^0_{298}$ , Дж/(моль•К)
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> (г)	52,28	68,12	219,4
CH <sub>4</sub> (г)	—74,85	—50,79	186,19
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> (г)	—84,67	—32,89	229,5
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> (ж)	49,04	124,50	173,2
CH <sub>3</sub> OH (ж)	—238,7	—166,31	126,7
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH (ж)	—227,6	—174,77	160,7
CH <sub>3</sub> COOH (ж)	—484,9	—392,46	159,8
Ca (к)	0	0	41,62
CaO (к)	—635,1	—604,2	39,7
CaF <sub>2</sub> (к)	—1214,0	—1161,0	68,87
CaCl <sub>2</sub> (к)	—785,8	—750,2	113,8
CaC <sub>2</sub> (к)	—62,7	—67,8	70,3
Ca <sub>3</sub> N <sub>2</sub> (к)	—431,8	—368,6	104,6
Ca(OH) <sub>2</sub> (к)	—986,2	—896,76	83,4
CaSO <sub>4</sub> (к)	—1424,0	—1320,3	106,7
CaSiO <sub>3</sub> (к)	—1579,0	—1495,4	87,45
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> (к)	—4125,0	—3899,5	240,9
CaCO <sub>3</sub> (к)	—1206,0	—1128,8	92,9
Cl <sub>2</sub> (г)	0	0	223,0
HCl (г)	—92,30	—95,27	186,7
HCl (ж)	—167,5	—131,2	55,2
HClO (ж)	—116,4	80,0	129,7
Cr (к)	0	0	23,76
Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	—1141,0	—1046,84	81,1
Cr(CO) <sub>6</sub> (к)	—1075,62	—982,0	359,4
Cs (к)	0	0	84,35
Cs <sub>2</sub> O (к)	—317,6	—974,5	123,8
CsOH (к)	—406,5	—355,2	77,8
Cu (к)	0	0	33,3
Cu <sub>2</sub> O (к)	—167,36	—146,36	95,93
CuO (к)	—165,3	—127,19	42,64
Cu(OH) <sub>2</sub>	—413,9	—356,90	79,50
CuF <sub>2</sub> (к)	—530,9	—485,3	84,5
CuCl <sub>2</sub> (к)	—205,9	—166,1	113,0
CuBr (к)	—141,42	—126,78	142,14
CuI <sub>2</sub> (к)	—21,34	—23,85	159,0
Cu <sub>2</sub> S (к)	—82,01	—86,19	119,24
CuS (к)	—48,5	—48,95	66,5
CuSO <sub>4</sub> (к)	—771,1	—661,91	133,3

Вещество	$\Delta H^0_{298, \text{кДж/моль}}$	$\Delta G^0_{298, \text{кДж/моль}}$	$S^0_{298, \text{Дж/(моль}\cdot\text{К)}}$
CuCO <sub>3</sub> (к)	—594,96	—517,98	87,9
Cu(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> (к)	—307,11	—114,22	193
Fe (к)	0	0	27,15
FeO (к)	—263,68	—244,35	58,79
FeCl <sub>2</sub>	—341,0	—302,08	119,66
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	—821,32	—740,99	89,96
Fe(OH) <sub>3</sub> (к)	—824,25	—694,54	96,23
FeCl <sub>3</sub> (к)	—405,0	—336,39	130,1
FeSO <sub>4</sub> (к)	—922,57	—829,69	107,51
FeCO <sub>3</sub> (к)	—744,75	—637,88	92,9
GeO (к)	—305,4	—276,1	50,2
GeO <sub>2</sub> (к)	—539,74	—531,4	52,30
H <sub>2</sub> (г)	0	0	130,6
H <sub>2</sub> O (г)	—241,84	—228,8	188,74
H <sub>2</sub> O (ж)	—285,84	—237,5	69,96
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> (ж)	—187,36	—117,57	105,86
Hg (к)	0	0	76,1
HgCl <sub>2</sub> (к)	—230,12	—185,77	144,35
Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> (к)	—264,85	—210,66	185,81
I <sub>2</sub> (к)	0	0	116,73
I <sub>2</sub> (г)	62,24	19,4	260,58
HI (г)	25,94	1,30	206,33
HIO (ж)	—158,9	—98,7	24,32
K (к)	0	0	64,35
K <sub>2</sub> O (к)	—361,5	—193,3	87,0
KOH (к)	—425,93	—374,47	59,41
KNO <sub>3</sub> (к)	—492,71	—393,13	123,93
KNO <sub>2</sub> (к)	—370,28	—281,58	117,17
K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (к)	—1433,44	—1316,37	175,73
KHSO <sub>4</sub> (к)	—1158,1	—1043,49	187,89
KH (к)	—56,9	—38,49	67,95
Li (к)	0	0	28,03
Li <sub>2</sub> O (к)	—595,8	—560,2	37,9
NiOH (к)	—487,8	—443,1	42,81
Mg (к)	0	0	32,55
MgO (к)	—601,24	—569,6	26,94
Mg(OH) <sub>2</sub> (к)	—924,66	—833,7	63,14
MgCO <sub>3</sub>	—1096,21	—1029,3	65,69
MnSO <sub>4</sub>	—1063,74	—955,96	112,13
N <sub>2</sub> (г)	0	0	191,5
N <sub>2</sub> O (г)	81,55	103,6	220,0
NO (г)	90,37	86,69	210,62
NO <sub>2</sub> (г)	33,89	51,84	240,45

## Продолжение приложения 6

Вещество	$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	$\Delta G^0_{298}$ , кДж/моль	$S^0_{298}$ , Дж/(моль•К)
N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> (г)	9,37	98,29	304,3
NH <sub>3</sub> (г)	—46,19	16,64	192,5
HNO <sub>3</sub> (ж)	—173,0	—79,91	156,16
NH <sub>4</sub> Cl (к)	—315,39	—343,64	94,56
NH <sub>4</sub> OH (ж)	—366,69	—263,8	179,9
Na (к)	0	0	51,42
Na <sub>2</sub> O (к)	—430,6	—376,6	71,1
NaOH (к)	—426,6	—377,0	64,18
NaCl (к)	—410	—384,0	72,36
Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (к)	—1129,0	—1047,7	136,0
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (к)	—1384,0	—1266,8	149,4
Na <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> (к)	—1518,0	—1426,7	113,8
O <sub>2</sub> (г)	0	0	205,03
P (красный)	—18,41	—13,81	22,8
P <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	—1640	-	-
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (к)	—2984	—2697,8	229
PCl <sub>3</sub> (г)	—277,0	—286,27	311,7
PCl <sub>5</sub> (г)	—369,45	—324,55	362,9
HPO <sub>3</sub> (ж)	—982,4	—902,91	150,6
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> (ж)	—1271,94	—1147,25	200,83
Pb (к)	0	0	64,9
PbO (к)	—217,86	—188,49	67,4
PbO <sub>2</sub> (к)	—276,86	—218,99	76,44
PbCl (к)	—359,2	—313,97	136,4
PbSO <sub>4</sub> (к)	—918,1	—811,24	147,28
RbS (к)	—94,28	—92,68	91,20
Rb (к)	0	0	76,2
Rb <sub>2</sub> O (к)	—330,12	—290,79	109,6
RbOH (к)	—413,80	—364,43	70,7
S (ромб.)	0	0	31,88
SO <sub>2</sub> (г)	—296,9	—300,37	248,1
SO <sub>3</sub> (г)	—395,2	—370,37	256,23
H <sub>2</sub> S (г)	—20,15	—33,02	205,64
H <sub>2</sub> S (ж)	—39,33	—27,36	122,2
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (ж)	—811,3	—724,0	156,9
H <sub>2</sub> Se (г)	85,77	71,13	221,3
SiO <sub>2</sub> (к)	—859,3	—803,75	42,09
SnO (к)	—286,0	—257,32	56,74
SrO (к)	—580,8	—519,65	52,34
SrO (к)	—590,4	—559,8	54,4
SrCO <sub>3</sub> (к)	—1221,3	—1137,6	97,1
H <sub>2</sub> Te (г)	154,39	138,48	234,3
Zn (к)	0	0	41,59
ZnO (к)	—349,0	—318,19	43,5
ZnS (к)	—201,0	—198,32	57,7
ZnSO <sub>4</sub> (к)	—978,2	—871,75	124,6

Приложение 7.

РАСТВОРИМОСТЬ ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ

Ионы	H <sup>+</sup>	Li <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ba <sup>+2</sup>	Ca <sup>+2</sup>	Mg <sup>+2</sup>	Al <sup>+3</sup>	Cr <sup>+3</sup>	Fe <sup>+2</sup>	Fe <sup>+3</sup>	Ni <sup>+2</sup>	Co <sup>+2</sup>	Mn <sup>+2</sup>	Zn <sup>+2</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>+</sup>	Hg <sup>+2</sup>	Pb <sup>+2</sup>	Sn <sup>+2</sup>	Cu <sup>+2</sup>
OH <sup>-</sup>		Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	-	Н	Н	Н
Cl <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	М	Р	Р
Br <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	М	Р	Р
Γ	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	М	М	-
S <sup>-2</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	-	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO <sub>3</sub> <sup>-2</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	-	-	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	-	-
SO <sub>4</sub> <sup>-2</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	Р	Н	Р	Р
PO <sub>4</sub> <sup>-3</sup>	Р	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	-	-	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	-	-
SiO <sub>3</sub> <sup>-2</sup>	Н	Р	Р	Р	-	Н	Н	Н	Н	-	Н	Н	-	-	Н	Н	-	-	-	Н	-	Н
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	Р		Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р

Р – растворимые; М – малорастворимые; Н – нерастворимые; – – разлагаются водой  
 более 1г в 100 г воды от 0,001г до 1г в 100 г воды менее 0,001г в 100 г воды или не существуют.

<b>Ряд напряжений металлов</b>																							
Li	K	Ba	Sr	Ca	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H	Bi	Cu	Hg	Ag	Pd	Pt	Au

