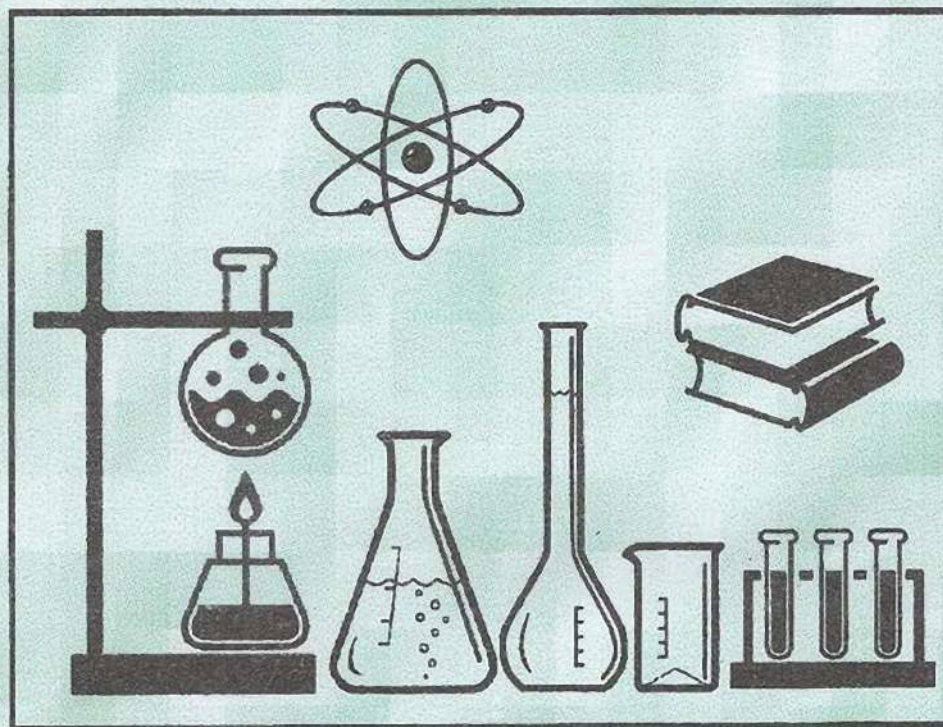


H He Li Be B C N O F Ne Na Mg Al Si

Hf  
Lu  
Yb  
Tm  
Er  
Ho  
Dy  
Tb  
Gd  
Eu  
Sm  
Pm  
Nd  
Pr  
Ce  
La  
Ba  
Cs  
Xe  
I  
Te  
Sb  
Sn

# ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ



P  
S  
Cl  
Ar  
K  
Ca  
Sc  
Ti  
V  
Cr  
Mn  
Fe  
Co  
Ni  
Cu  
Zn  
Ga  
Ge  
As  
Se  
Br  
Kr  
Rb

In Cd Ag Pd Rh Ru Tc Mo Nb Zr Y Sr



МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ  
ВОЛГОГРАДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ

Е. Р. Андросюк, Р. Б. Гаджиев, О. О. Тужиков

# ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

*Учебное пособие*



Волгоград  
2019

УДК 54 (076)

Рецензенты:

кафедра «Химия, пищевая и санитарная микробиология» ФБОУ ВО ВГАУ,  
зав. кафедрой, канд. хим. наук доцент *В. Е. Древин*;  
профессор кафедры криминалистической техники Волгоградской  
академии МВД РФ, канд. хим. наук, доцент *А. В. Кочубей*

Печатается по решению редакционно-издательского совета  
Волгоградского государственного технического университета

**Андросюк, Е. Р.**

Лабораторный практикум по общей и неорганической химии:  
учебное пособие / Е. Р. Андросюк Р. Б. Гаджиев, О. О. Тужиков;  
ВолгГТУ. – Волгоград, 2019. – 176 с.

ISBN 978-5-9948-3583-8

Пособие состоит из двух частей – «Общая химия» и «Химия элементов». Каждый раздел содержит краткий теоретический материал по теме, представленный в основном в виде оригинальных схем и таблиц, описание лабораторной работы, примеры решения типовых задач. В заключение каждого раздела приводятся индивидуальные контрольные задания по изучаемой теме. В конце книги приводится справочный материал, необходимый для работы в лаборатории, выполнения опытов и расчетов.

Пособие может быть использовано в учебном процессе для студентов всех форм обучения и всех направлений, изучающих дисциплину «Общая и неорганическая химия» («Общая химия», «Химия») в качестве лабораторного практикума, для текущего контроля и самостоятельной работы.

Во втором издании (1-е – 2017 г.) изменены задания для самостоятельной работы студентов; внесены исправления и уточнения во все разделы пособия.

Ил. 9. Табл. 27. Библиогр.: 12 назв.

ISBN 978-5-9948-3583-8

© Волгоградский государственный  
технический университет, 2019

© Е. Р. Андросюк, Р. Б. Гаджиев,  
О. О. Тужиков, 2019

## ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение.....	5
Часть 1 ОБЩАЯ ХИМИЯ.....	
Раздел 1. Правила работы и основное оборудование химической лаборатории.....	6
Раздел 2. Основные понятия и законы химии.....	9
Лабораторная работа № 1. Определение эквивалентной и мольной массы металла.....	13
Контрольные задания по теме «Основные законы химии».....	19
Раздел 3. Строение атома. Химическая связь.....	21
3.1. Строение атома. Основные понятия и определения.....	21
3.2. Периодическая система элементов Д. И. Менделеева.....	26
3.3. Типы химической связи и ее свойства.....	29
Контрольные задания по теме «Строение атома. Химическая связь».....	38
Раздел 4. Растворы. Способы выражения состава растворов.....	40
Лабораторная работа № 2. Приготовление растворов.....	42
Контрольные задания по теме «Приготовление растворов».....	51
Раздел 5. Энергетика химических процессов.....	54
Лабораторная работа № 3. Энергетика химических и фазовых превращений.....	57
Контрольные задания по теме «Энергетика химических процессов».....	62
Раздел 6. Химическая кинетика. Химическое равновесие.....	65
Лабораторная работа № 4. Кинетика химических реакций и химическое равновесие.....	67
Контрольные задания по теме «Химическая кинетика. Химическое равновесие».....	70
Раздел 7. Электролитическая диссоциация. Водородный показатель. Гидролиз солей.....	73
Лабораторная работа № 5. Водородный показатель среды. Гидролиз солей.....	76
Контрольные задания по теме «Водородный показатель. Гидролиз солей».....	78
Раздел 8. Окислительно-восстановительные реакции.....	81
Лабораторная работа № 6. Окислительно-восстановительные реакции.....	87
Контрольные задания по теме «Окислительно-восстановительные реакции».....	89
Раздел 9. Электрохимические процессы.....	90
9.1. Гальванический элемент.....	90
9.2. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций.....	94
9.3. Электролиз.....	95
9.4. Коррозия металлов.....	97
Лабораторная работа № 7. Электрохимия: химические источники электрической энергии, электролиз, электрохимическая коррозия .....	98
Контрольные задания по теме «Электрохимические процессы».....	103

Часть II.	ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ.....	107
Раздел 10.	Элементы IA и IIA групп.....	107
	Лабораторная работа № 9. Изучение свойств элементов IA и IIA групп и их соединений.....	112
	Контрольные задания к лабораторной работе № 9.....	113
Раздел 11.	P-Элементы.....	
11.1	Элементы IIIA группы.....	114
	Лабораторная работа № 10. Изучение свойств элементов IIIA группы и их соединений.....	117
	Контрольные задания к лабораторной работе № 10.....	118
11.2	Элементы IVA группы.....	119
	Лабораторная работа № 11. Изучение свойств элементов IVA группы и их соединений.....	124
	Контрольные задания к лабораторной работе № 11.....	125
11.3	Элементы VA группы.....	126
	Лабораторная работа № 12. Изучение свойств элементов VA группы и их соединений.....	129
	Контрольные задания к лабораторной работе № 12.....	130
11.4	Элементы VIA группы.....	131
	Лабораторная работа № 13. Изучение свойств элементов VIA группы и их соединений.....	135
	Контрольные задания к лабораторной работе № 13.....	136
11.5	Элементы VIIA группы.....	137
	Лабораторная работа № 14. Изучение свойств элементов VIIA группы и их соединений.....	142
	Контрольные задания к лабораторной работе № 14.....	143
Раздел 12.	d- Элементы.....	144
12.1	Элементы IB и IIB групп.....	145
	Лабораторная работа № 15. Изучение свойств элементов IB и IIB групп и их соединений.....	149
	Контрольные задания к лабораторной работе № 15.....	150
12.2	Элементы VIB группы.....	151
	Лабораторная работа № 16. Изучение свойств хрома и его соединений.....	154
	Контрольные задания к лабораторной работе № 16.....	155
12.3	Элементы VIIB группы.....	156
	Лабораторная работа № 17. Изучение свойств элементов VIIB группы и их соединений.....	160
	Контрольные задания к лабораторной работе № 17.....	161
12.4	Элементы VIIIB группы.....	162
	Лабораторная работа № 18. Изучение свойств элементов VIIIB группы и их соединений.....	165
	Контрольные задания к лабораторной работе № 18.....	166
	Список рекомендуемой литературы.....	167
	Приложения.....	168

## ПРЕДИСЛОВИЕ

---

Дисциплина «Общая и неорганическая химия» является дисциплиной математического и естественнонаучного цикла (базовая часть). Целью преподавания дисциплины является изучение основных понятий и законов химии, закономерностей протекания химических реакций, знакомство с методами химических исследований. Вместе с другими дисциплинами математического и естественнонаучного цикла, химия призвана вырабатывать у студентов умение многосторонне изучать объекты и процессы с использованием основных законов естественнонаучных дисциплин, а также развивать у будущих специалистов способности оценивать последствия своей деятельности с точки зрения их значения для окружающей среды и общества.

В настоящем пособии авторы обобщили многолетний опыт работы коллектива кафедры общей и неорганической химии ВолгГТУ по преподаванию и организации лабораторного практикума по дисциплине «Общая и неорганическая химия» («Химия», «Неорганическая химия»).

Пособие состоит из двух частей – «Общая химия» и «Химия элементов». В первой части – девять разделов. Сначала приведены правила техники безопасности при выполнении лабораторных работ, описано основное оборудование химической лаборатории. Остальные разделы содержат краткий теоретический материал по теме, описание лабораторной работы, примеры решения типовых задач. В заключение каждого раздела приводятся индивидуальные контрольные задания по изучаемой теме.

Вторая часть пособия посвящена свойствам химических элементов. Разделы также начинаются с краткого изложения теоретического материала по группам периодической системы Д. И. Менделеева, представленного в основном в виде оригинальных схем и таблиц. Экспериментальная часть включает опыты, отражающие как свойства элементов, так и их соединений. Завершается каждый раздел индивидуальными заданиями, которые могут использоваться преподавателем для проверки усвоения студентами изученного материала, а самими студентами – для самоконтроля.

В конце книги приводится справочный материал, необходимый для работы в лаборатории, выполнения опытов и расчетов.

Учебное пособие может быть использовано студентами всех направлений подготовки при изучении дисциплины «Общая и неорганическая химия», при подготовке к лабораторным работам и при самостоятельной работе по дисциплине.

---

---

# Часть I. ОБЩАЯ ХИМИЯ

---

---

## РАЗДЕЛ 1.

---

---

### ПРАВИЛА РАБОТЫ И ОСНОВНОЕ ОБОРУДОВАНИЕ ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

#### Общие правила техники безопасности

При работе в лаборатории соблюдайте максимальную осторожность и следующие правила.

Работать следует аккуратно и тщательно. У каждого студента в лаборатории должно быть свое постоянное место, которое необходимо содержать в чистоте, не загромождать лишними предметами: портфелями, сумками и прочим. Работать желательно в халате.

Прежде чем приступить к выполнению эксперимента по данной теме, необходимо тщательно изучить методику его проведения по методическим разработкам кафедры или по рекомендованному преподавателем лабораторному практикуму. **Нельзя проводить никаких дополнительных экспериментов без разрешения преподавателя.**

Химические реактивы, как правило, хранят в стеклянной таре: жидкости – в склянках (с узким горлышком), а твердые вещества в банках (с широким горлом). Взятые в избытке или неизрасходованные полностью реактивы запрещается высыпать (выливать) обратно в исходную посуду.

В лаборатории нельзя ничего пробовать на вкус, нюхать вещества следует, направляя пары к себе движением руки. Сухие реактивы следует брать чистым и сухим шпателем или специальной ложечкой.

При нагревании жидкости в пробирке ее держат отверстием в сторону от себя и от людей, находящихся рядом. Нельзя приближать лицо к сосуду, в котором нагревается жидкость, так как при разбрызгивании она может попасть на лицо.

Выпаривать кислоты, аммиачные растворы, жидкости, содержащие сероводород, хлор, бром и другие вещества, образующие газы, необходимо в вытяжном шкафу.

Следует тотчас же убирать все пролитое, разбитое и просыпанное на столах или на полу в лаборатории. Ядовитые и едкие жидкости набираются в пипетку с помощью резиновой груши.

Запрещается производить какие-либо работы с легковоспламеняющимися веществами вблизи огня.

Опыты с ядовитыми, агрессивными и неприятно пахнущими веществами проводятся в вытяжном шкафу.

При приготовлении растворов кислот льют **кислоту в воду**, вследствие возможного разогрева и последующего разбрызгивания жидкости.

При попадании на кожу концентрированной кислоты обожженное место промывают большим количеством воды, а затем 2 % раствором бикарбоната натрия  $\text{NaHCO}_3$ . При попадании на кожу концентрированной щелочи – большим количеством воды, а затем 2 % раствором борной или уксусной кислот. При попадании брызг кислоты или щелочи на слизистую оболочку глаз необходимо немедленно промыть глаза большим количеством воды, после чего обратиться к врачу.

При порезах стеклом рану дезинфицируют раствором перманганата калия или спиртом, смазывают йодом и перевязывают бинтом.

При попадании отравляющих газов (хлора, брома, сероводорода и др.) в дыхательные пути пострадавшего необходимо вывести на свежий воздух, а в более тяжелых случаях немедленно обратиться к врачу.

В целях противопожарной безопасности химическая лаборатория снабжена огнетушителем, ящиком с песком и листовым асбестом, совком и кошмой. В каждой лаборатории обязательно имеется аптечка.

### **Химическая посуда**

При выполнении работ в химической лаборатории используют химическую посуду и приборы.

**Посуда** необходима для проведения опытов, а также для хранения в ней жидкостей и твердых веществ. Химическая лабораторная посуда должна быть устойчивой к действию химических реагентов, без особых трудностей отмыться от загрязнений. Чаще всего химическая посуда изготавливается из стекла. Используются и другие материалы: кварцевое стекло, фарфор, полимерные материалы (полиэтилен, фторопласт и др.).

При проведении экспериментов чаще всего используется следующая посуда (рис. 1):

- *посуда общего назначения*, или немерная посуда: пробирки, стаканы, колбы (плоскодонные, круглодонные, конические), воронки для переливания и фильтрования жидкостей, делительные воронки, склянки и др.;

- *мерная посуда* – химическая посуда, которая имеет точную градуировку, например: пипетки – для отбора жидкостей, бюретки – для измерения точных объёмов жидкости, мерные колбы – для отмеривания и хранения определённых объёмов жидкостей, мерные мензурки и цилиндры;

- *посуда специального назначения* – эксикаторы – для медленного высушивания и сохранения веществ, трубки различной формы (например, хлоркальциевые U-образные), аппарат Киппа – для получения лабораторных количеств газов ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  и др.),

Для нагревания в химической лаборатории пользуются спиртовыми и газовыми горелками. Подставкой для пробирок и для закрепления лабораторного оборудования служат химические штативы различной формы.

Посуда, в которой проводятся опыты, должна быть чистой. После проведения опытов следует помыть посуду и привести рабочее место в порядок.



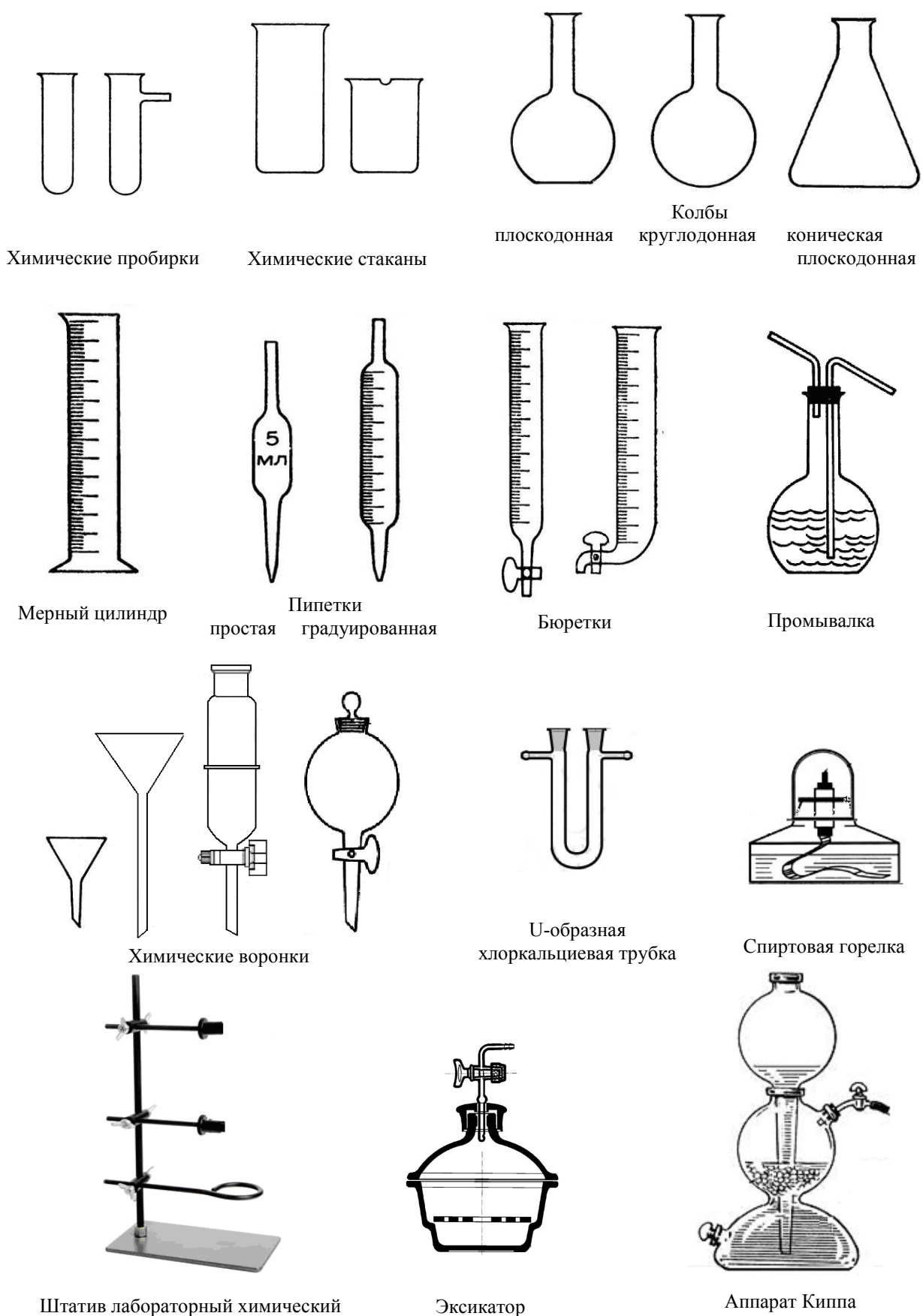


Рис. 1.1. Химическая посуда

## РАЗДЕЛ 2

### ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

**Химия** – наука о веществах, их свойствах, строении и превращениях, сопровождающихся изменением их состава и строения.

**Вещество** – форма материи, состоящая из дискретных частиц, имеющих массу покоя. С химической точки зрения *вещество* – это конкретный вид материи, обладающий определенными физическими и химическими свойствами, состав которого может быть выражен химической формулой.

Превращения веществ, сопровождающиеся изменением состава молекул, называются химическими реакциями, например:



В результате химических процессов возникают новые вещества с новыми физическими и химическими свойствами.

**Физические свойства** описывают физические характеристики вещества (агрегатное состояние, масса, объем, температура плавления и кипения, плотность и т.п.). **Химические свойства** характеризуют способность вещества участвовать в тех или иных химических превращениях.

Объектом изучения в химии являются химические элементы, которые представлены в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева (приложение 1).

**Химический элемент** – вид атомов, имеющих одинаковый положительный заряд ядра.

**Атом** – наименьшая частица химического элемента, обладающая всеми его химическими свойствами.

В настоящее время известно о существовании 118 химических элементов. Последний элемент, встречающийся в природе – уран U. Все стоящие за ним получены искусственно - в лабораториях.

**Молекула** – наименьшая частица индивидуального вещества, способная к самостоятельному существованию, обладающая его основными химическими свойствами.

Молекулы могут быть: одноатомные (Fe, Cu, He); двухатомные (H<sub>2</sub>, KCl, CuS); многоатомные (H<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>).

Все вещества можно разделить на две группы: простые и сложные.

**Простые вещества** состоят из атомов одного химического элемента (Na, Au, O<sub>2</sub>, O<sub>3</sub>); **сложные вещества** – из атомов разных химических элементов (HCl, KOH, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>).

*Относительная атомная масса ( $A_r$ )* химического элемента показывает, во сколько раз средняя масса атома естественного изотопного состава элемента больше  $1/12$  массы атома изотопа углерода-12 ( $^{12}\text{C}$ ):

$$A_r = \frac{m_{\text{атома}}}{1/12 m(^{12}\text{C})}$$

*Относительная молекулярная масса ( $M_r$ )* простого или сложного вещества показывает, во сколько раз средняя масса молекулы естественного изотопного состава вещества больше  $1/12$  массы атома углерода  $^{12}\text{C}$ :

$$M_r = \frac{m_{\text{молекулы}}}{1/12 m(^{12}\text{C})}$$

Атомная единица массы (а. е. м.) =  $1,6606 \cdot 10^{-27}$  кг.

$A_r$  и  $M_r$  – безразмерные величины.

*Количество вещества  $\nu$*  – физическая величина, равная числу структурных единиц, составляющих систему. Определяется  $\nu$  отношением числа структурных единиц  $N$ , содержащихся в системе, к постоянной Авогадро  $N_A$ :

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

*Моль* – это количество вещества системы, содержащей столько же структурных единиц, сколько содержится атомов в углероде  $^{12}\text{C}$ , взятом массой 0,012 кг.

Принято считать, что число структурных единиц в одном моле численно равно *постоянной Авогадро*  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$  моль $^{-1}$ .

*Молярная (мольная) масса  $M$*  – масса единицы количества вещества, то есть масса вещества, взятого количеством 1 моль (г/моль).

*Эквивалент ( $\text{Э}$ )* – это некоторая реальная или условная частица вещества, которая может замещать, присоединять, высвобождать или быть каким-либо иным способом эквивалентна одному атому или одному иону водорода в кислотно-основных или ионообменных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

Один моль вещества эквивалента содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  эквивалентов.

Эквивалент химического элемента равен единице, деленной на валентность (степень окисления) элемента ( $W$ ) в данном соединении:

$$\mathcal{E}_{\text{элемента}} = \frac{1}{W}$$

Эквивалент сложного вещества (кислоты, основания, соли) равен единице, деленной на суммарную зарядность (заряд, выраженный в единицах элементарного заряда) катиона (или аниона):

$$\mathcal{E}_{\text{вещества}} = \frac{1}{k \cdot z},$$

где  $k$  – число катионов (анионов) в молекуле;  $z$  – заряд катиона (аниона).

Эквивалент вещества в реакциях окисления-восстановления (окислителя/восстановителя) равен единице, деленной на число принятых или отданных молекулой электронов  $n$ :

$$\mathcal{E}_{\text{окислителя}} = \frac{1}{n}$$

(восстановителя)

Масса 1 моль эквивалентов элемента (вещества) – это *молярная (молярная) масса эквивалента* элемента (вещества) – эквивалентная масса  $M_{\mathcal{E}}$ .

Эквивалентная масса элемента равна молярной массе его атомов ( $M$ ), деленной на валентность (степень окисления) элемента ( $W$ ) в данном соединении:

$$M_{\mathcal{E}(\text{элемента})} = \frac{M_{\text{элемента}}}{W} \quad \text{или} \quad M_{\mathcal{E}(\text{элемента})} = \mathcal{E}_{\text{элемента}} \cdot M_{\text{элемента}}.$$

Эквивалентная масса сложного вещества (кислоты, основания, соли) равна его молярной массе ( $M$ ), деленной на суммарную зарядность:

$$M_{\mathcal{E}(\text{вещества})} = \frac{M_{\text{вещества}}}{k \cdot z} \quad \text{или} \quad M_{\mathcal{E}(\text{вещества})} = \mathcal{E}_{\text{вещества}} \cdot M_{\text{вещества}},$$

где  $z$  – заряд катиона (аниона);  $k$  – число катионов (анионов) в молекуле.

Эквивалентный объем  $V_{\mathcal{E}}$  – это объем, который занимает 1 моль эквивалентов вещества при нормальных условиях ( $273,15 \text{ K}$ ,  $1,0133 \cdot 10^5 \text{ Па}$ )

#### Закон эквивалентов

Массы (объемы) реагирующих друг с другом или образующихся в результате реакции веществ, пропорциональны их эквивалентным массам  $M_{\mathcal{E}}$  (эквивалентным объемам  $V_{\mathcal{E}}$ ):

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\mathcal{E}1}}{M_{\mathcal{E}2}} \quad \text{или} \quad \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}}} = \frac{V_{\text{газа}}}{V_{\mathcal{E}}}.$$



## ГАЗОВЫЕ ЗАКОНЫ

*Параметры состояния, единицы измерения:*  $V$  – объем, м<sup>3</sup>;  $p$  – давление, Па;  $T$  – температура, К;  $R$  – универсальная газовая постоянная,  $R = 8,314$  Дж/(моль·К),  $m$  – масса газа, кг;  $M$  – молярная масса газа, кг/моль;  $M_{\text{э}}$  – молярная масса эквивалента (эквивалентная масса) газа, кг/моль.

*Нормальные условия (н.у.):* 273,15 К (0 °С); 1,0133·10<sup>5</sup> Па.

*Объединенный газовый закон:* 
$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \text{ или } \frac{p \cdot V}{T} = \text{const}$$

*Уравнение Менделеева – Клапейрона:*

$$p \cdot V = \frac{m}{M} R \cdot T.$$

*Закон Авогадро:* в равных объемах любых газов при одинаковых условиях (температура и давление) содержится одинаковое число молекул.

*Следствия из закона Авогадро*

1. Один моль любого газа при данных условиях занимает один и тот же объем – молярный объем ( $V_m$ ). Он равен отношению объема газа ( $V$ ) к его количеству вещества  $\nu$ :

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

2. При н.у. 1 моль различных газов занимает объем 22,4 л, т.е.  $V_m = 22,4$  л/моль. По аналогии эквивалентный объем  $V_{\text{э}}$  – объем, который занимает при н.у. 1 моль эквивалента газообразного вещества.

*Относительная плотность одного газа по другому  $D$ :* плотности газов при одинаковых условиях относятся как их молярные массы

$$D = \frac{m_1}{m_2} = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1}{M_2}.$$

*Средняя молярная масса смеси газов*

Средняя молярная масса смеси газов равна сумме произведений их объемных долей ( $\varphi$ ) на их молярные массы ( $M$ ):

$$M_{\text{ср}} = \varphi_1 \cdot M_1 + \varphi_2 \cdot M_2 + \dots + \varphi_n \cdot M_n,$$

где  $\varphi_1 = \frac{V_1}{V_{\text{общ}}}$ ;  $\varphi_n = \frac{V_n}{V_{\text{общ}}}.$

*Закон парциальных давлений газов (закон Дальтона)*

Общее давление смеси газов, химически не взаимодействующих друг с другом, равно сумме парциальных давлений газов, составляющих смесь:

$$P_{\text{смеси}} = P_1 + P_2 + \dots + P_n,$$

где  $P_1, P_2, \dots, P_n$  – парциальные давления газов;

$P_{\text{смеси}}$  – общее давление смеси газов.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1 ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТНОЙ И МОЛЬНОЙ МАССЫ МЕТАЛЛА

**Цель работы:** Экспериментальное определение эквивалентной и молярной массы металла по объему вытесненного водорода.

**Приборы и реактивы:** установка, металл, соляная кислота (10 %).

### Экспериментальная часть

В основе работы лежит способность некоторых активных металлов вытеснять водород из растворов разбавленных кислот ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) по реакции:  $2\text{Me} + 2n\text{H}^+ = 2\text{Me}^{n+} + n\text{H}_2\uparrow$ , где  $\text{Me} = \text{Mg}, \text{Al}, \text{Zn}, \text{Fe}$  и др.

Объем выделившегося в результате реакции водорода можно определить при помощи установки (рис. 2.1), состоящей из бюретки 1 и химической воронки 2, соединенных каучуковой трубкой 3, и представляющих собой сообщающиеся сосуды, закрепленные на штативе 4. К бюретке присоединена пробирка 5.

Расположите воронку на штативе 4 так, чтобы уровень воды в бюретке находился на нулевой отметке (или на 0,1-0,5 мл ниже), а воронка была заполнена водой примерно наполовину. Перед началом работы убедитесь в герметичности установки. Для этого, проверив, плотно ли закрыты отверстия 6 и 7, поднимите воронку на 10-15 см и наблюдайте в течение минуты за уровнем воды в бюретке. Если уровень воды не меняется – установка герметична.

По нижнему краю мениска замерьте уровень воды ( $V_1$ ) в бюретке 1. Отмерьте с помощью цилиндра 4-5 мл разбавленной  $\text{HCl}$  и поместите в пробирку. С помощью фильтровальной бумаги удалите капельки кислоты со стенок пробирки на глубину 3-4 см. Получите навеску металла у преподавателя. Держа пробирку наклонно, поместите металл на верхнюю сухую стенку пробирки так, чтобы металл не упал в кислоту. Плотно закройте пробирку пробкой 6 и вновь проверьте герметичность установки, чтобы исключить потери выделившегося в результате реакции водорода. Затем установите пробирку вертикально и осторожно стряхните весь металл в кислоту. Наблюдайте выделение водорода, сопровождающееся вытеснением воды из бюретки в воронку. После окончания реакции дайте пробирке остыть (1-2 мин.) и, перемещая воронку по штативу, установите одинаковый уровень воды в бюретке и воронке, тем самым сравнивая давление в пробирке с атмосферным давлением. Замерьте уровень воды в бюретке ( $V_2$ ).

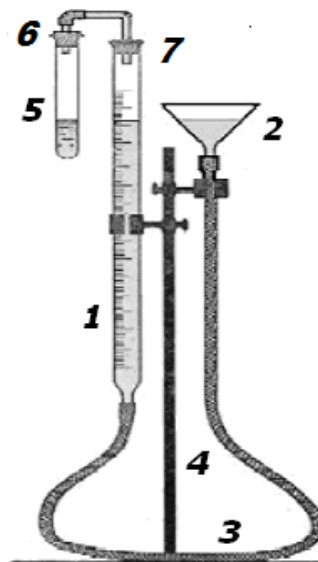


Рис. 2.1. Установка для определения эквивалентной массы металла

Разность двух значений уровня воды в бюретке, до и после реакции металла с кислотой, дает объем выделившегося водорода  $V(\text{H}_2) = V_2 - V_1$ .

В лабораторном журнале вычертите таблицу 2.1 и занесите в нее полученные данные, а также показания термометра и барометра во время опыта.

Так как водород, собранный над водой в бюретке, содержит водяной пар, то общее давление в бюретке ( $P_{\text{атм}}$ ), равное атмосферному, складывается из парциальных давлений газообразного водорода  $P_{\text{H}_2}$  и насыщенного водяного пара  $P_{\text{H}_2\text{O}}$ . Следовательно,  $P_{\text{H}_2} = P_{\text{атм}} - P_{\text{H}_2\text{O}}$ . Давление водяного пара при температуре эксперимента определите из табличных данных (табл. 2.2.).

Таблица 2.1

**ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ И РАСЧЕТНЫЕ ДАННЫЕ ОПЫТА ПО ОПРЕДЕЛЕНИЮ ЭКВИВАЛЕНТНОЙ МАССЫ МЕТАЛЛА**

Масса навески металла, $m(Me)$		г	
		кг	
Условия опыта	атмосферное давление, $p_{\text{атм}}$	мм рт. ст.	
		Па	
	температура, $T$	°C	
		К	
Давление насыщенного водяного пара, $p(\text{H}_2\text{O})$		Па	
Давление газообразного водорода в условиях опыта, $p(\text{H}_2)$		Па	
Уровень воды, мл	до опыта, $V_1$	мл	
		м <sup>3</sup>	
	после опыта, $V_2$	мл	
		м <sup>3</sup>	
Объем водорода в условиях опыта, $V(\text{H}_2)$		мл	
		м <sup>3</sup>	
Объем водорода, приведенный к н.у., $V_0(\text{H}_2)$		мл	
		м <sup>3</sup>	
Мольная масса металла	опытная $M_{\text{опыт.}}$	г/моль	
		кг/моль	
	теоретическая $M_{\text{теор.}}$	г/моль	
		кг/моль	
Погрешности опыта	абсолютная, г/моль	$\Delta_{\text{абс.}}$	
	относительная, %	$\Delta_{\text{отн.}}$	

Таблица 2.2

**ДАВЛЕНИЕ НАСЫЩЕННОГО ВОДЯНОГО ПАРА ( $P_{\text{H}_2\text{O}}$ ) ПРИ РАЗЛИЧНЫХ ТЕМПЕРАТУРАХ**

Температура, °C	Давление, Па	Температура, °C	Давление, Па	Температура, °C	Давление, Па
15	1710	20	2330	25	3170
16	1820	21	2490	26	3360
17	1930	22	2610	27	3560
18	2070	23	2810	28	3790
19	2200	24	2990	29	4010

## РАСЧЕТЫ

Рассчитать опытное значение мольной массы эквивалента (эквивалентной массы) металла  $M_{\text{Э(Ме)}}_{\text{оп.}}$  следует двумя способами.

### **Первый способ**

Используя уравнения Менделеева-Клапейрона:

$$(P_{\text{атм}} - P_{\text{H}_2\text{O}}) \cdot V(\text{H}_2) = \frac{m(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)} R T, \text{ найдите}$$

$$\text{массу выделившегося водорода: } m(\text{H}_2) = \frac{(P_{\text{атм}} - P_{\text{H}_2\text{O}}) \cdot V(\text{H}_2) \cdot M(\text{H}_2)}{R \cdot T},$$

и далее **по закону эквивалентов**:

$$\frac{m_{(\text{Ме})}}{m(\text{H}_2)} = \frac{M'_{\text{Э(Ме)}}}{M_{\text{Э}}(\text{H}_2)}$$

$$\text{вычислите эквивалентную массу металла: } M'_{\text{Э(Ме)}} = \frac{m_{(\text{Ме})} \cdot M_{\text{Э}}(\text{H}_2)}{m(\text{H}_2)}.$$

### **Второй способ**

Используя объединенный газовый закон:

$$\frac{P_0 \cdot V_0(\text{H}_2)}{T_0} = \frac{(P_{\text{атм}} - P_{\text{H}_2\text{O}}) \cdot V(\text{H}_2)}{T},$$

приведите объем выделившегося в результате реакции водорода  $V(\text{H}_2)$  к нормальным условиям  $V_0(\text{H}_2)$ :

$$V_0(\text{H}_2) = \frac{T_0 (P_{\text{атм}} - P_{\text{H}_2\text{O}}) \cdot V(\text{H}_2)}{P_0 T}$$

и далее по закону эквивалентов

$$\frac{m_{(\text{Ме})}}{V_0(\text{H}_2)} = \frac{M''_{\text{Э(Ме)}}}{V_{\text{Э}}(\text{H}_2)},$$

где  $V_{\text{Э}}(\text{H}_2)$  – эквивалентный объем водорода (11,2 л/моль);  $V_0(\text{H}_2)$  – объем водорода, приведенный к н.у.;  $p_0$  и  $T_0$  – давление и температура при н.у.,

найдите  $M''_{\text{Э(Ме)}}$ :

$$M''_{\text{Э(Ме)}} = \frac{m_{(\text{Ме})} \cdot V_{\text{Э}}(\text{H}_2)}{V_0(\text{H}_2)}.$$

Вычислите среднее значение эквивалентной массы металла:

$$M_{\text{Э(Ме)}}_{\text{оп.}} = \frac{M'_{\text{Э(Ме)}} + M''_{\text{Э(Ме)}}}{2} \text{ и запишите его в табл. 2.1.}$$



Если валентность металла ( $W$ ) известна, находите экспериментальное значение молярной массы металла  $M_{(Me) \text{ оп.}}$ :

$$M_{(Me) \text{ оп.}} = M_{\text{Э}(Me) \text{ оп.}} \cdot W.$$

Если валентность металла неизвестна, следует последовательно придавать ей значения 1, 2, 3, и, умножая мольную массу эквивалента на значение валентности, определите возможные значения мольной массы металла и сравните их с подходящими по величине мольными массами элементов в периодической системе. Если свойства металла совпадают со свойствами элемента в данном месте таблицы, то делается вывод о том, что исследуемый металл определен, находится его валентность и теоретическое значение молярной массы.

Далее рассчитайте теоретическое значение эквивалентной массы металла:

$$M_{\text{Э}(Me) \text{ теор.}} = \frac{M_{(Me) \text{ теор.}}}{W},$$

и погрешности (ошибки) опыта (по молярной массе):

$$\text{абсолютную} \quad \Delta = \left| M_{(Me) \text{ теор.}} - M_{(Me) \text{ оп.}} \right|$$

$$\text{и относительную} \quad \varepsilon = \frac{\Delta_{\text{абс}}}{M_{(Me) \text{ теор.}}} \cdot 100 \, \%.$$

Все рассчитанные значения занесите в таблицу 2.1. Сделайте *письменный вывод* по проделанной работе и выполненным расчетам.

\*\*\*\*\*

### Примеры решения задач

#### Пример 1

Оксид  $Me_2O_3$  содержит 47,1 % кислорода. Определите, что это за металл.

Дано:

$$W(O_2) = 47,1 \, \%$$

$$M(Me) = ?$$

Решение

1. Пусть масса оксида металла составляет 100 г. Тогда масса кислорода в оксиде составит 47,1 г, а масса металла в оксиде будет равна  $m(Me) = 100 - 47,1 = 52,9$  (г).

2. По закону эквивалентов находим эквивалентную массу металла:

$$\frac{m(Me)}{m(O_2)} = \frac{M_{\text{Э}}(Me)}{M_{\text{Э}}(O_2)}; \quad M_{\text{Э}}(Me) = \frac{m(Me) \cdot M_{\text{Э}}(O_2)}{m(O_2)}.$$

$$\text{Так как } M_{\text{Э}}(O_2) = \text{Э}(O_2) \cdot M(O_2) = \frac{1}{4} \cdot 32 = 8 \text{ (г/моль)}, \text{ то}$$

эквивалентная масса металла равна  $M_{\text{Э}}(Me) = 52,9 \cdot 8 / 47,1 \approx 9$  (г/моль), а молярная масса металла –  $M(Me) = 9 \cdot 3 = 27$  (г/моль).

По периодической системе находим металл – это Al (алюминий).

**Ответ:** Al (алюминий).

### Пример 2

Объемные доли газов, составляющих воздух, приблизительно равны: 78 % N<sub>2</sub>, 21 % O<sub>2</sub> и 1,0 % Ar. Рассчитайте среднюю молярную массу воздуха и определите парциальные давления каждого из газов (н.у.).

Дано:	Решение
$\varphi(\text{N}_2) = 78\%$ $\varphi(\text{O}_2) = 21\%$ $\varphi(\text{Ar}) = 1\%$ н.у. <hr/> $M_{\text{возд.}} ?$ $P_n(\text{N}_2, \text{O}_2, \text{Ar}) ?$	1. Предположим, что объем порции воздуха $V_{\text{возд.}} = 100$ л, тогда объемы составляющих его газов будут равны: $V(\text{N}_2) = 78$ л, $V(\text{O}_2) = 21$ л, $V(\text{Ar}) = 1$ л. Следовательно, количество вещества каждого из газов будет составлять: $v(\text{N}_2) = 78/22,4 = 3,48 \text{ (моль);}$ $v(\text{O}_2) = 21/22,4 = 0,94 \text{ (моль);}$ $v(\text{Ar}) = 1 / 22,4 = 0,045 \text{ (моль);}$ а всей смеси: $v_{\text{см.}} = 3,48 + 0,94 + 0,05 = 4,47 \text{ (моль).}$ 2. Массу взятого объема воздуха можно вычислить по формуле: $m_{\text{возд.}} = V(\text{N}_2) \cdot M(\text{N}_2) + V(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) + V(\text{Ar}) \cdot M(\text{Ar}) =$ $= 3,48 \cdot 28 + 0,94 \cdot 32 + 0,05 \cdot 40 = 129,52 \text{ (г).}$ 3. Молярную массу воздуха (смеси газов) определим по формуле: $M_{\text{возд.}} = m_{\text{возд.}} / v_{\text{см.}} = 129,52 / 4,47 = 29 \text{ (г/моль).}$ 4. Парциальные давления газов находим из выражения: $P_n = P_0 \cdot \varphi, \text{ где } P_0 = 101,3 \text{ кПа.}$ Тогда $P_n(\text{N}_2) = 101,3 \cdot 0,78 = 79,03 \text{ (кПа)}$ , $P_n(\text{O}_2) = 101,3 \cdot 0,21 = 21,3 \text{ (кПа)}$ , $P_n(\text{Ar}) = 101,3 \cdot 0,01 = 1,013 \text{ (кПа)}.$ <b>Ответ:</b> $M_{\text{возд.}} = 29 \text{ г/моль}$ , $P_n(\text{N}_2) = 79,03 \text{ кПа}$ , $P_n(\text{O}_2) = 21,3 \text{ кПа}$ , $P_n(\text{Ar}) = 1,013 \text{ кПа}.$

### Пример 3

При взаимодействии 6,54 двухвалентного металла с соляной кислотой выделилось 2,24 л газообразного водорода (н.у.). Рассчитайте молярную массу металла и назовите его.

Дано:	Решение
$m(\text{Me}) = 6,54 \text{ г}$ $W(\text{Me}) = 2$ $V(\text{H}_2) = 2,24 \text{ л (н.у.)}$ <hr/> $M(\text{Me}) ?$	<b>1 способ</b> Молярную массу металла можно определить из выражения: $M(\text{Me}) = M_3(\text{Me}) \cdot W(\text{Me}) \quad (1)$ Эквивалентную массу металла найдем по закону эквивалентов: $\frac{m(\text{Me})}{m(\text{H}_2)} = \frac{M_3(\text{Me})}{M_3(\text{H}_2)}, \text{ где } M_3(\text{H}_2) = \frac{M(\text{H}_2)}{2} = \frac{2}{2} = 1 \text{ (г/моль).}$

$$\text{Тогда} \quad M_{\text{Э}}(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot M_{\text{Э}}(\text{H}_2)}{m(\text{H}_2)} \quad (2)$$

2. Определим количество вещества водорода и его массу:

$$\nu(\text{H}_2) = 2,24 / 22,4 = 0,1 \text{ (моль)}, \quad m(\text{H}_2) = \nu \cdot M(\text{H}_2) = 0,1 \cdot 2 = 0,2 \text{ (г)}.$$

Из выражений (2) и (1) найдем эквивалентную и молярную массы металла:

$$M_{\text{Э}}(\text{Me}) = 6,54 \cdot 1 / 0,2 = 32,7 \text{ (г/моль)},$$

$$M(\text{Me}) = 32,7 \cdot 2 = 65,4 \text{ (г/моль)}.$$

По периодической системе находим металл – это *Zn* (цинк).

## 2 способ

Из выражения:

$$\frac{m(\text{Me})}{M_{\text{Э}}(\text{Me})} = \frac{V(\text{H}_2)}{V_{\text{Э}}(\text{H}_2)}, \quad \text{где } V_{\text{Э}}(\text{H}_2) = \text{Э}(\text{H}_2) \cdot V_m = 11,2 \text{ (л/моль)},$$

находим  $M_{\text{Э}}(\text{Me})$ :

$$M_{\text{Э}}(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot V_{\text{Э}}(\text{H}_2)}{V(\text{H}_2)} = \frac{6,54 \cdot 11,2}{2,24} = 32,7 \text{ (г/моль)}.$$

Следовательно,  $M(\text{Me}) = M_{\text{Э}} \cdot W = 32,7 \cdot 2 = 65,4 \text{ (г/моль)}$ , это – цинк.

**Ответ:**  $M_{\text{Э}}(\text{Me}) = 32,7 \text{ г/моль}$ ,  $M(\text{Me}) = 65,4 \text{ г/моль}$ . Металл – цинк.

## Пример 4.

При некоторой температуре плотность паров фосфора по азоту равна 4,43. Из скольких атомов состоит молекула фосфора?

<p><i>Дано:</i></p> $\frac{D(\text{N}_2) = 4,43}{P_x ?}$	<p><i>Решение</i></p> $D(\text{N}_2) = \frac{M(P_x)}{M(\text{N}_2)} \quad (1)$
--	--

Из выражения (1) находим молярную массу фосфора  $P_x$ :

$$M(P_x) = D(\text{N}_2) \cdot M(\text{N}_2) = 4,43 \cdot 28 = 124 \text{ (г/моль)}.$$

По периодической системе молярная масса фосфора  $M(P) = 31 \text{ г/моль}$ .

$$\text{Найдем число атомов P в молекуле } P_x: X = \frac{M(P_x)}{M(P)} = \frac{124}{31} = 4.$$

**Ответ:**  $P_4$ .

## Контрольные задания по теме «Основные законы химии»

### Вариант 1

1. При некоторой температуре плотность паров серы по воздуху равна 4,41. Из скольких атомов состоит молекула серы?
2. При взаимодействии 20,16 л газообразного водорода с кремнием образовалось 10,08 л силана. Определите эквивалентную массу кремния и его валентность.

### Вариант 2

1. Газ занимает объем  $9,6 \text{ м}^3$  при  $0^\circ\text{C}$  и давлении, в три раза превышающем нормальное. Определите число молекул газа в данном объеме?
2. Вычислите эквивалентную массу металла, если его соединение с йодом содержит 93,4 % (по массе) йода. Предположите, какой это металл.

### Вариант 3

1. Найдите количество вещества, массу и число молекул  $\text{HCl}$ , взятых в объеме  $39,2 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ .
2. Взято 10 г некоторого основания. Масса вступивших в реакцию ионов  $\text{OH}^-$  равна 0,7 г. Вычислите эквивалентную массу основания.

### Вариант 4

1. Определите эквивалентную массу серы, если 160 г ее окисляются 112 л (н. у.) кислорода? Какова формула полученного оксида серы?
2. Какой объем (н.у.) займет углекислый газ, полученный при термическом разложении  $2\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ , если разложению подверглось 50 г гидрокарбоната натрия?

### Вариант 5

1. Массовая доля элемента в его оксиде  $\text{Э}_2\text{O}_3$  составляет 68,42 %. Установите элемент. Рассчитайте эквивалентную массу элемента и его оксида.
2. Масса газа объемом  $515 \text{ см}^3$  при температуре  $48^\circ\text{C}$  и давлении 103400 Па равна 0,865 г. Вычислите молярную массу газа.

### Вариант 6

1. Массовая доля элемента в его оксиде ( $\text{Э}_2\text{O}_5$ ) составляет 56,04%. Определите этот элемент, молярную и эквивалентную массы его оксида.
2. Один грамм некоторого металла соединяется с 1,78 г серы или с 8,89 г брома. Вычислите эквивалентные молярные массы брома и металла, зная, что эквивалентная молярная масса серы равна 16.

### Вариант 7

1. Эквивалентная масса металла составляет 20 г/моль. Определите объем водорода, выделившегося в результате реакции 50 г данного металла с избытком кислоты. Условия нормальные.
2. Смесь газов состоит из 9 % гелия и 91 % аргона (доли объемные). Какова средняя относительная молекулярная масса этой газовой смеси?



### Вариант 8

1. Какой объем займет при температуре 15 °С и давлении 125 кПа газообразный аммиак массой 102 г?
2. Рассчитайте, в какой массе (г) нитрата магния содержится столько же эквивалентов, сколько в 100 г нитрата железа (III).

### Вариант 9

1. Какой объем (н.у.) займет углекислый газ, полученный при термическом разложении 50 г гидрокарбоната натрия?
2. Вычислите эквивалентную молярную массу элемента, 0,5 г которого вытеснили при 21 °С и 101,3 кПа 189 мл водорода.

### Вариант 10

1. Какой объем воздуха (н.у.) потребуется для полного сгорания 10 г бора, если объемная доля кислорода в воздухе составляет 20,9 % ?
2. Металл образует гидрид, содержащий 12,5 % (мас.) водорода. Вычислите эквивалентную массу металла, предположите, какой это металл.

### Вариант 11

1. Определите количество вещества газообразного хлора, занимающего объем 1,4 м<sup>3</sup> (н.у.).
2. Вычислите эквивалентную массу металла, если его соединение с йодом содержит 94,8 % (по массе) йода.

### Вариант 12

1. Какой объем (н. у.) займет углекислый газ, полученный при разложении 200 г CaCO<sub>3</sub>?
2. Двухвалентный металл массой 1,37 г вытеснил из кислоты 0,5 л водорода (18 °С и 101,3 кПа). Вычислите молярную массу металла. Назовите этот металл.

### Вариант 13

1. Вычислите эквивалентную молярную массу элемента, 0,5 г которого вытеснили при 21 °С и 101,3 кПа 189 мл водорода.
2. Какой объем (н. у.) займут 14,2 г газообразного хлора? Сколько атомов хлора содержится в этой массе газа?

### Вариант 14

1. Какой объем будет занимать газообразный оксид азота (IV), взятый количеством 0,25 моль, при температуре 0 °С и давлении 202,6 кПа?
2. Какой объем водорода (н. у.) выделится в результате реакции с кислотой 11,2 г металла, эквивалентная масса которого равна 28 г/моль.

### Вариант 15

1. Вычислите эквивалентную массу кислоты, если известно, что 2 г этой кислоты содержат 0,1 г водорода, способного замещаться на металл.
2. Какой объем (н. у.) займут 16 г оксида серы (IV)?

## РАЗДЕЛ 3

### СТРОЕНИЕ АТОМА. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

#### 3.1. Строение атома. Основные понятия и определения

**Атом** – наименьшая неделимая химическими средствами частица химического элемента, обладающая его химическими свойствами,  $D_{\text{атома}} \approx 10^{-10}$  нм.

Атом – электронейтральная микросистема, состоящая из плотного, положительно заряженного ядра и взаимодействующих с ним отрицательно заряженных электронов. Массу атомов и молекул выражают в виде относительной величины, в атомных единицах массы (а.е.м.) – *углеродных единицах* (у.е.). 1 а.е.м. = 1 у.е. = 1/12 части массы атома изотопа углерода ( $^{12}\text{C}$ ) =  $1,66043 \times 10^{-24}$  г.

**Ядро атома** (Дядра  $\approx 10^{-14} - 10^{-15}$  нм) состоит из двух типов частиц (нуклонов) – *протонов и нейтронов*.

**Протон** ( $p$ ) – элементарная частица, имеющая единичный, то есть наименьший по абсолютному значению, из существующих в природе, положительный заряд (+1). Характеристики протона: заряд  $q_{\text{протона}} = 1,60219 \cdot 10^{-19}$  Кл; масса  $m_{\text{протона}} = 1,67265 \cdot 10^{-24}$  г (1,00728 а.е.м.).

**Нейтрон** ( $n$ ) – элементарная частица, не имеющая электрического заряда;  $m_{\text{нейтрона}} = 1,67495 \cdot 10^{-24}$  г (1,00867 а.е.м.).

**Электрон** – элементарная частица, имеющая единичный, неделимый далее отрицательный заряд, равный по модулю заряду протона (–1).

Характеристики электрона: заряд  $q_{\text{электр.}} = 1,60217 \cdot 10^{-19}$  Кл, масса  $m_{\text{электрона}} = 0,91056 \cdot 10^{-24}$  г (1/1836,1  $m_{\text{протона}}$ ).

Основная масса атома сосредоточена в ядре и характеризуется массовым числом  $A$ , равным сумме чисел протонов  $Z$  и нейтронов  $N$ :

$$A = Z + N.$$

**Заряд ядра** – главная характеристика атома, определяется числом протонов, находящихся в ядре. *Атомный номер соответствует заряду ядра элемента* (в периодической системе элементов Д.И. Менделеева – порядковому номеру элемента).

*Вид атомов с одинаковым зарядом ядра называется химическим элементом.*

Атом обозначается химическим символом элемента с индексами: левый нижний – атомный номер, т.е. заряд ядра (число протонов); левый верхний – массовое число:



Атомы, имеющие одинаковый заряд ядра, но разную массу, называются *изотопами* (например, природные изотопы хлора  $^{35}\text{Cl}$  и  $^{37}\text{Cl}$ ).

*Ион* – атом или молекула, потерявший один или более электронов – *катион* (положительно заряженный ион, например,  $K^+$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Al^{3+}$ ,  $NH_4^+$ ), или, наоборот, присоединивший один или более электронов – *анион* (отрицательно заряженный ион  $Cl^-$ ,  $S^{2-}$ ,  $NO_3^-$ ,  $SO_4^{2-}$ ).

### Основные положения квантовой химии

*Квантовая (волновая) механика* – теоретическая основа учения о движении и взаимодействии микрообъектов (электронов, протонов и других частиц, обладающих ничтожной массой). Законы движения микрочастиц в квантовой химии выражены *уравнением Шредингера*, который применил волновую функцию  $\Psi$ , для описания движения электрона в трехмерном пространстве:

$$\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} + \frac{2m}{h^2} (E - E_n) \Psi = 0,$$

где  $E$ ,  $E_n$  – соответственно полная и потенциальная энергия электрона;  $m$  – масса электрона;  $h$  – постоянная Планка;  $\Psi$  – волновая функция, квадрат модуля которой  $|\Psi|^2$  характеризует плотность вероятности нахождения электрона в соответствующей области пространства.

Решение уравнения Шредингера в полярной системе координат дает три независимые величины, которые называются *квантовыми числами* электрона:  $n$  (*главное*),  $l$  (*орбитальное*),  $m$  (*магнитное*). Набор значений  $n$ ,  $l$  и  $m$  определяют пространственные и энергетические характеристики электрона в атоме – *атомные орбитали (АО)* – пространство вокруг ядра в атоме, в котором наиболее вероятно пребывание электрона (рис. 3.1).

Для полного описания АО надо указать:

1) номер *энергетического уровня* орбитали  $n$  (главное квантовое число);

2) *тип орбитали* – характеризуется орбитальным квантовым числом  $l$ , каждому значению  $l$  соответствует орбиталь особой формы (подуровни): при  $l = 1$  – сфера – это *s*-орбиталь,  $l = 2$  – гантель – *p*-орбиталь,  $l = 3$  – сдвоенная гантель – *d*-орбиталь,  $l = 4$  – еще более сложная форма – *f*-орбиталь;

3) *пространственную ориентацию* орбиталей одного типа, ориентированных вдоль соответствующих осей координат – характеризуется магнитным квантовым числом  $m$ .

Четвертое квантовое число  $s$  ( $m_s$ ) – *спиновое* – характеризует собственный момент количества движения электрона, не связанный с движением вокруг ядра. Проекция собственного момента количества движения электрона на избранное направление и называется *спином*. Спиновое квантовое число  $s$  принимает два значения  $+1/2$  или  $-1/2$ .

Таблица 3.1

ХАРАКТЕРИСТИКА КВАНТОВЫХ ЧИСЕЛ И РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО АО ПЕРВЫХ ЧЕТЫРЕХ ЭНЕРГЕТИЧЕСКИХ УРОВНЕЙ

Наименование	Физический смысл (что описывает)	Значение чисел	Энергетические уровни				Примечание
Главное квантовое число <b><i>n</i></b>	1. Энергетический уровень 2. Запас энергии электрона на данном уровне 3. Размер атома	$1 \div \infty$	K	L	M	N	Значения <b><i>n, l, m</i></b> определяют квантовое состояние электрона в атоме. Набор значений <b><i>n, l, m</i></b> называют <b>квантовой ячейкой</b>
Орбитальное квантовое число <b><i>l</i></b>	1. Энергетический подуровень 2. Изменение энергии в пределах энергетического подуровня 3. Форму орбитали	$0 \div (n-1)$	0 1s	0 2s 1 2p	0 1 2 3s 3p 3d	0 1 2 4s 4p 4d 4f	
Магнитное квантовое число <b><i>m</i></b>	1. Пространственная ориентация орбитали 2. Определяет количество орбиталей на энергетическом подуровне	$-l \div 0 \div +l$	0	-1 0 +1	-2 -1 0 +1 +2	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3	
Спиновое квантовое число <b><i>s</i></b>	Проекция собственного момента количества движения электрона на избранное направление	$\pm 1/2$					
Максимальное число электронов на подуровне			2	2	6	10	
Максимальное число электронов на уровне		$N = 2n^2$	2	8	18	32	



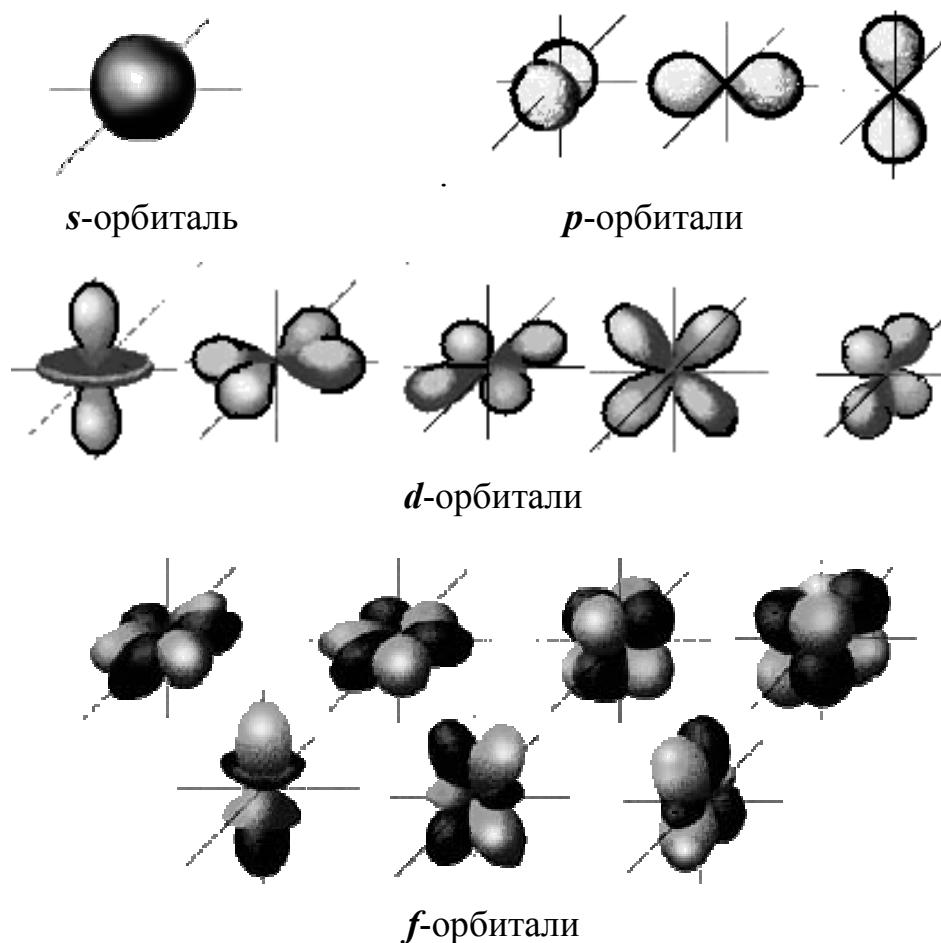


Рис. 3.1. Формы и пространственная ориентация атомных *s*-, *p*-, *d*- и *f*-орбиталей

\*\*\*\*\*

### Электронная структура атомов

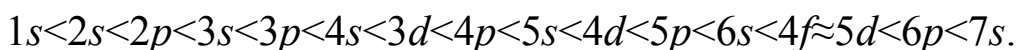
Заполнение энергетических уровней и подуровней происходит согласно *принципу минимальной энергии*: первыми заполняются орбитали с минимальным уровнем энергии. Минимальной энергией обладают уровни и подуровни, ближайшие к ядру.

Последовательности заполнения энергетических уровней и подуровней задается *правилами В.М. Клечковского*:

минимальной энергии соответствует минимальное значение суммы  $(n + l)$ , то есть при увеличении заряда ядра атома заполнение электронных орбиталей происходит от орбиталей с меньшим значением суммы  $(n + l)$  к орбиталям с большим значением суммы  $(n + l)$ ;

если эта сумма для двух электронов одинакова, то минимальная энергия ( $E_{min}$ ) соответствует минимальному значению  $n$ , то есть при одинаковых значениях суммы  $(n + l)$  заполнение орбиталей происходит последовательно в направлении возрастания значения главного квантового числа

Следовательно, увеличение энергии происходит в следующей последовательности:



Распределение электронов по АО определяется *принципом Паули*: в атоме не может быть даже двух электронов с одинаковым набором значений всех квантовых чисел.

Следовательно, на каждой орбитали не могут находиться более двух электронов с противоположными значениями спиновых квантовых чисел  $\uparrow\downarrow$ . Это *спаренные* электроны, в отличие от одного электрона – *неспаренного*:  $\uparrow$  или  $\downarrow$ .

В пределах энергетического подуровня заполнение идет в соответствии с *правилом Гунда (Hund)*: устойчивому состоянию атома соответствует такое распределение электронов в пределах энергетического подуровня, при котором абсолютное значение суммарного спина электронов является максимальным. Например: для электронной конфигурации  $2p^3$  возможны следующие варианты размещения электронов:



Только в первом случае достигается максимальный суммарный спин ( $1/2 + 1/2 + 1/2 = 3/2$ ). Это – энергетически самое выгодное состояние системы.

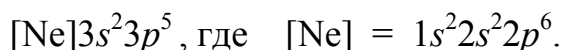
*Электронная конфигурация (формула) атома* – распределение электронов по орбиталям в основном (невозбужденном) состоянии этого атома и его ионов.

Число электронов на орбиталях данного подуровня указывается в верхнем индексе справа от буквы, например  $3d^5$  – это 5 электронов на  $3d$ -подуровне.

Так, электронная формула атома хлора  $_{17}\text{Cl}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ .

Для краткости записи электронной конфигурации атома вместо орбиталей, полностью заселенных электронами, записывают символ благородного (инертного) газа, имеющего соответствующую электронную формулу (за скобки вынесены валентные электроны, принимающие участие в образовании химических связей).

Например, электронную формулу атома хлора  $_{17}\text{Cl}$  можно записать:



### 3.2. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева

Периодический закон, открытый Д. И. Менделеевым в 1869 году, устанавливал зависимость между свойствами элемента и атомным весом.

С развитием квантовой механики закон получил новую формулировку: *свойства простых веществ, а так же формы и свойства соединений находится в периодической зависимости от величины зарядов ядер их атомов.*

Графическое отображение периодического закона – *периодическая систем элементов*, в которой **порядковый номер элемента равен количеству протонов ядра** атома.

Периодическая система элементов Д.И. Менделеева (приложение 1) состоит из *семи периодов* (горизонтальные ряды) и *восьми групп* (вертикальные столбцы).

*Период* – последовательный ряд элементов, размещенных в порядке возрастания заряда ядра атомов, электронная конфигурация которых изменяется от  $ns^1$  до  $ns^2p^6$  (или  $ns^2$  у первого периода).

Периоды начинаются с *s*-элементов и заканчиваются *p*-элементами (у первого периода – *s*-элементом). В периодах свойства элементов изменяются последовательно от типичных металлов до типичных неметаллов.

*Группы* – это вертикальные ряды элементов, имеющих одинаковую конфигурацию валентных электронов. Каждая группа разбивается на две подгруппы: *главную* (составляют *s*- и *p*-элементы) и *побочную* (составляют *d*-элементы).

Элементы, расположенные в одной и той же группе благодаря одинаковой конфигурации валентных электронов имеют сходные химические свойства. Их называют «*элементы-аналоги*».

В *шестом периоде* после лантана (порядковый номер 57) следуют 14 элементов с порядковыми номерами 58–71, называемые *лантаноидами*, так как в химическом отношении они сходны с лантаном.

В *седьмом периоде* после актиния (порядковый номер 89) расположены 14 элементов с порядковыми номерами 90–103 (*актиноиды*). Лантаноиды и актиноиды (*f*-элементы) вынесены вниз таблицы, в отдельные две строки

## Геометрические и энергетические характеристики атомов

*Радиус атома* – это расстояние от ядра до главного максимума плотности внешних электронных оболочек. С увеличением заряда ядра в периодах атомный радиус немонотонно уменьшается, а в группах увеличивается:

Э	Li	Be	B	Na	K
$A_r$ , нм	0,156	0,113	0,091	0,191	0,236

*Энергия ионизации ( $E_u$ )* – энергия, необходимая для отрыва электрона от атома. Чем меньше  $E_u$ , тем легче атом отдает электрон при образовании химической связи, т.е. элемент является более сильным восстановителем. *Восстановительная способность* нейтральных атомов с ростом заряда ядра в периоде уменьшается, в главных подгруппах растет, а в побочных – падает.

*Энергия сродства к электрону ( $E_{cp}$ )* – энергия, выделяющаяся при присоединении электрона к нейтральному атому. Чем больше  $E_{cp}$ , тем более сильным окислителем является данный элемент. В таблице Д.И. Менделеева *окислительная способность* нейтральных атомов повышается слева направо и снизу вверх.

*Электроотрицательность элемента (ЭО)* – условная величина, характеризующая способность атома в химическом соединении притягивать к себе электроны. Поэтому ЭО атома должна быть пропорциональна как энергии ионизации, так и энергии сродства к электрону.

С ростом порядкового номера элемента в периодах ЭО растет, а в подгруппах, как правило, падает, например:

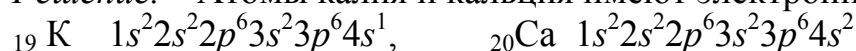
Элемент	F	O	Cl	Cs	Rb	Ba	Si	B
ЭО	4,0	3,5	3,0	0,7	0,8	0,9	1,8	2,01

Элементы с высокой ЭО – типичные неметаллы; элементы с наименьшей ЭО представляют собой типичные в химическом смысле металлы.

## Примеры решения задач

**Пример 1.** Составьте электронные формулы (в порядке заполнения орбиталей) атомов калия, кальция, скандия, мышьяка и церия. К какому семейству элементов принадлежит каждый из них? Каковы их валентные возможности?

*Решение.* Атомы калия и кальция имеют электронное строение:



Оба элемента принадлежат к *s*-элементам, так как последний по заполнению электрон размещается на *s*-подуровне. Валентными будут *s*-электроны, соответственно один электрон у атома К и два электрона у атома Са.

Строение атома скандия:  ${}_{21}\text{Sc } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ . В этом случае сначала заполняется 4*s*-подуровень, а затем 3*d*-подуровень. Скандий – *d*-элемент. У этого элемента три валентных электрона, которые имеют конфигурацию  $3d^1 4s^2$ .

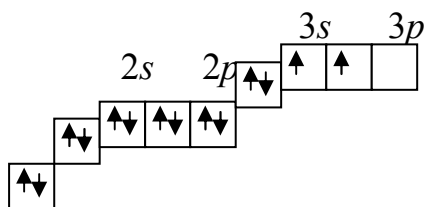
Атом мышьяка:  ${}_{33}\text{As } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$ . Это – *p*-элемент. Валентных электронов у атома мышьяка пять, они имеют конфигурацию  $4s^2 4p^3$ , поэтому As может проявлять валентность, равную трем и пяти.

Атом церия:  ${}_{58}\text{Ce } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^2$ . Церий – *f*-элемент, конфигурация валентных электронов  $4f^2 6s^2$ , он может проявлять валентность, равную двум и четырем.

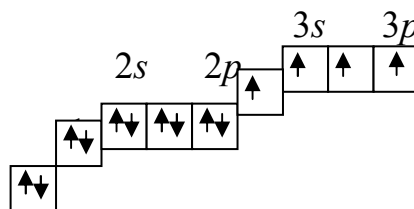
**Пример 2.** Составьте электронные формулы атома элемента с порядковым номером 14, находящегося в нормальном и возбужденном состояниях. Укажите координаты элемента в периодической системе и значения всех квантовых чисел валентных электронов.

*Решение.* У атома данного элемента 14 электронов. Они расположены:

в нормальном состоянии –  
электронная формула:  
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ ;  
электронно-структурная формула:



в возбужденном состоянии –  
электронная формула:  
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3$ ;  
электронно-структурная формула:



Элемент находится в третьем периоде (так как последний по заполнению уровень – третий), в четвертой группе (сумма *s*- и *p*-электронов последнего уровня равна 4), главной подгруппе (так как это *p*-элемент). Этот элемент – кремний Si.

Валентными являются все четыре электрона, находящиеся на третьем *s*- и *p*-подуровнях. Максимальная валентность равна четырем.

Квантовые числа валентных электронов атома кремния в возбужденном состоянии:

	<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>s</i>
$3s^1$	3	0	0	1/2
$3p^3$	3	1	-1, 0, +1	1/2
	для каждого $\bar{e}$			для каждого $\bar{e}$



### 3.3. Типы химической связи и ее свойства

**Ковалентная связь.** При образовании ковалентной связи между атомами их валентные электроны обобществляются и локализуются между ними. Разработанная на этой основе теория химической связи получила название *метода валентных связей* (МВС).

Основные положения МВС:

1. Химическая связь осуществляется электронными парами.
2. В образовании связи участвуют только неспаренные электроны (валентные электроны) с противоположными спинами.
3. Связь тем прочнее, чем в большей степени перекрываются электронные орбитали.

#### Основные характеристики химической связи

1) *кратность химической связи* – число общих электронных пар, соединяющих два атома в молекуле:  $\text{H}-\text{H}$ ;  $\text{Cl}-\text{Cl}$ ;  $\text{Na}-\text{F}$ ;  $\text{C}=\text{O}$ ;  $\text{O}=\text{O}$ ;  $\text{N}\equiv\text{N}$  ;

2) *энергия разрыва связи* (прочность связи)  $E$ , кДж/моль – энергия, необходимая для разрыва химической связи в молекуле; чем больше энергия разрыва связи, тем прочнее связь:

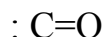
	$\text{H}_2$	$\text{F}_2$	$\text{N}_2$
$E$ , кДж/моль	436	151	940

3) *длина связи* ( $d$ , нм) – межъядерное расстояние в молекуле; чем больше кратность связи, тем меньше ее длина при прочих равных условиях:

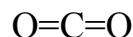
$\text{Э}-\text{H}$	$\text{NH}_3$	$\text{PH}_3$	$\text{AsH}_3$	$\text{SbH}_3$
$d$ , нм	0,101	0,142	0,152	0,170

4) *насыщаемость ковалентной связи* – способность атома участвовать в образовании ограниченного числа ковалентных связей, определяемая валентными возможностями атома:

ненасыщенная связь

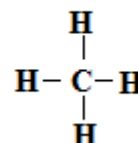
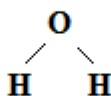
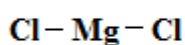


насыщенная связь



5) *направленность связи* – определяется валентными углами, которые образуются между химическими связями при образовании молекул, состоящих из трех и более атомов:

*Линейная молекула*    *Плоская молекула*    *Объемная молекула*



Химическая связь, образованная перекрыванием АО расположенных вдоль прямой линии, проведенной через ядра взаимодействующих атомов, называется  $\sigma$ (сигма)-связью. Одинарная связь – всегда  $\sigma$ -связь.

$\sigma$ -Связи строго ориентированы в пространстве, поэтому в зависимости от состава молекулы они могут находиться под определенным углом друг к другу. Углы между  $\sigma$ -связями называются *валентными углами*.

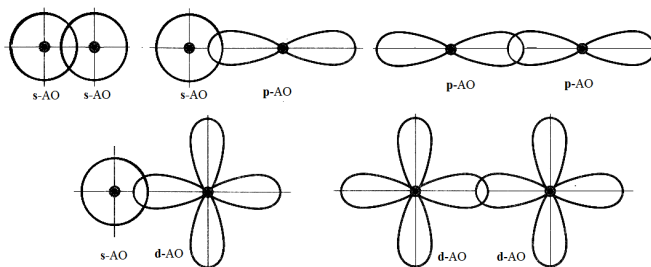


Рис. 3.2. Схемы образования  $\sigma$ -связи

При перекрывании АО, расположенных перпендикулярно или под иными углами к  $\sigma$ -связи и параллельно друг к другу, происходит образование  $\pi$ (пи)-связи. Перекрывание АО при  $\pi$ -связывании меньше, чем при  $\sigma$ , поэтому  $\pi$ -связь, как правило, слабее  $\sigma$ -связи.

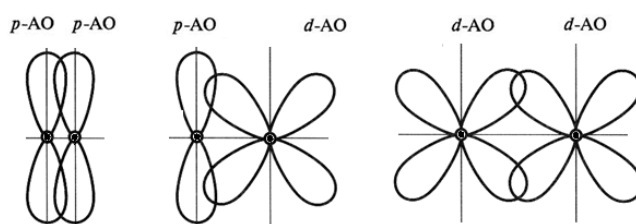
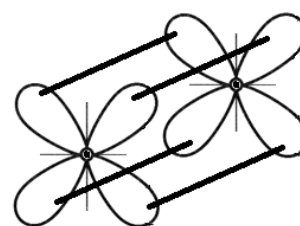


Рис. 3.3. Схемы образования  $\pi$ -связи

Помимо  $\sigma$ - и  $\pi$ -связей возможно образование еще одного вида связи –  $\delta$  (дельта)-связи, которая образуется при перекрывании d-АО в четырех местах, т. е. всех четырех «лепестков». С появлением  $\delta$ -связи кратность связи увеличивается до четырех.

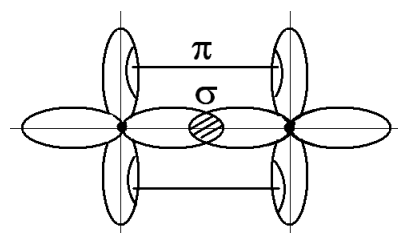
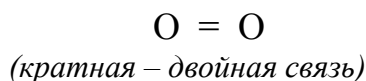
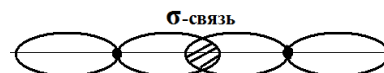
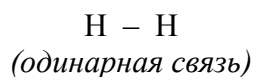
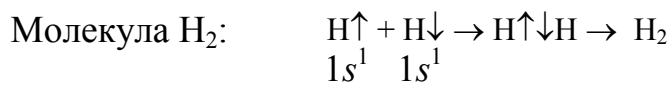


Связи располагаются по возрастанию их энергий в следующий ряд:  $\sigma \gg \pi > \delta$ .

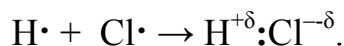
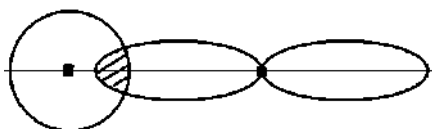
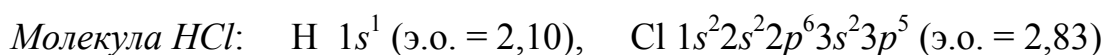
Рис. 3.4. Схема образования  $\delta$ -связи

### Типы ковалентной связи:

1) *неполярная ковалентная связь* – образуется в простых веществах – общая электронная пара расположена на равном расстоянии (симметрично) от ядер атомов



2) *полярная ковалентная связь* – образуется между атомами разных элементов, где общее электронное облако смещено к атому элемента с большей относительной электроотрицательностью (ЭО). Возникает асимметрия в распределении положительных и отрицательных зарядов взаимодействующих атомов, и вся двухатомная молекула представляет собой электрический диполь.



Электронная пара смещена к Cl, молекула H-Cl – диполь: у атома хлора возникает эффективный отрицательный заряд ( $-0,18$  заряда электрона), а у атома водорода – эффективный положительный заряд ( $+0,18$  заряда электрона). Расстояние между центрами тяжести эффективных зарядов ( $+q$  и  $-q$ ) называется длиной диполя  $l$ .

Мерой полярности связи является дипольный момент  $\mu$ , представляющий собой произведение эффективного заряда ( $e_{эф.}$ ) на расстояние ( $l$ ) между электрическими центрами тяжести противоположных зарядов  $\mu = e_{эф.} \cdot l$ .

Обычно  $\mu$  измеряется в Дебаях (D):  $1D = 3,33 \cdot 10^{-30}$  Кл·м.

**Гибридизация атомных орбиталей** – это выравнивание (усреднение) энергии различных АО в атоме в результате их смешивания (гибридизации) перед химическим взаимодействием (или в его процессе), что приводит к образованию атомных гибридных орбиталей, которые схематически можно изобразить следующим образом:



Процесс гибридизации можно представить в виде **трех** взаимосвязанных этапов:

- а) возбуждение атома;
- б) гибридизация орбиталей возбужденного атома;
- в) образование гибридных связей.

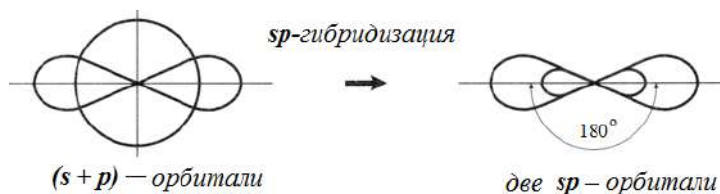
На этапах **а** и **б** энергия затрачивается, на этапе **в** – выделяется.

Если энергия, затраченная на первых двух этапах, компенсируется в процессе образования связей, то гибридизация осуществляется.

Перекрытие с гибридными орбиталями приводит к образованию *только*  $\sigma$ -связи.

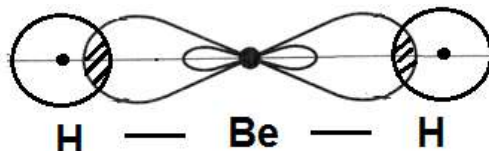
#### Типы гибридизации:

**1)  $sp$ -гибридизация** – происходит возбуждение  $ns^2 np^0 \rightarrow ns^1 np^1$ , в гибридизации участвуют одна  $s$ - и одна  $p$ -орбитали, образуются две  $sp$ -гибридных орбитали, имеющих линейную симметрию:

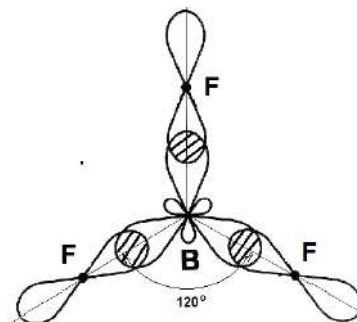


Этому типу гибридизации соответствует, например, образование химических связей в молекуле  $\text{BeH}_2$ .

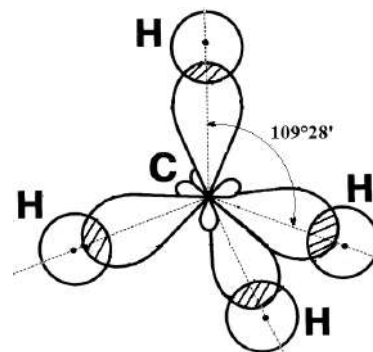
Электронная формула атома Be в стационарном состоянии:  $1s^2 2s^2 2p^0$ , а в возбужденном состоянии –  $\text{Be}^*$ :  $1s^2 2s^1 2p^1$ . Далее происходит гибридизация  $2s$ - и  $2p$ -орбиталей атома бериллия в возбужденном состоянии –  $\text{Be}^*$ . Перекрытие  $sp$ -гибридных орбиталей атома Be и  $s$ -орбиталей атомов водорода приводит к образованию линейной молекулы  $\text{BeH}_2$ :



2)  $sp^2$ -гибридизация – происходит возбуждение  $ns^2 np^1 \rightarrow ns^1 np^2$ , в гибрилизации участвуют одна  $s$ - и две  $p$ -орбитали, в результате образуются три  $sp^2$ -гибридных орбитали, лежащие в одной плоскости и находящиеся под углами  $120^\circ$  друг к другу. По этому типу гибрилизации образуется плоская треугольная молекула трифторида бора  $BF_3$ :

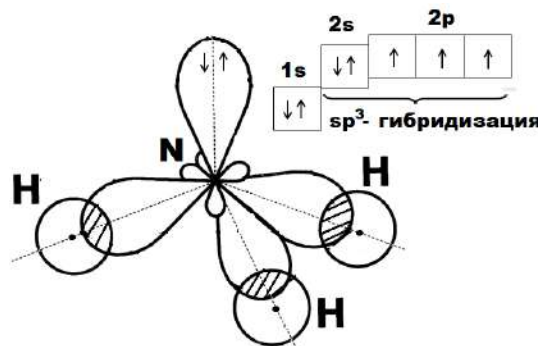


3)  $sp^3$ -гибридизация: происходит возбуждение  $ns^2 np^2 \rightarrow ns^1 np^3$ , в гибрилизации участвуют одна  $s$ - и три  $p$ -орбитали, в результате образуются четыре  $sp^3$ -гибридных орбитали, оси которых направлены к вершинам тетраэдра, т.е. ориентированы под углом  $109^\circ 28'$  друг к другу. Этому типу гибрилизации соответствует образование молекулы в форме тетраэдра, например, молекулы метана  $CH_4$ :

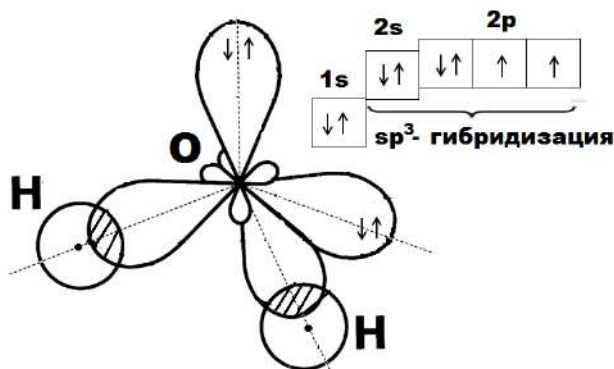


### Примеры соединений, обладающих $sp^3$ -гибридизацией АО:

В молекуле **аммиака**  $NH_3$  углы между химическими связями равны по  $107^\circ 17'$ , т. е. близки к углу между связями в молекуле метана ( $109^\circ 28'$ ). В связи с этим предполагается, что происходит  $sp^3$ -гибридизация внешних электронных орбиталей атома азота:  $2s$ -орбиталь, заполненная парой электронов, и три  $2p$ -орбитали, имеющие по одному электрону.

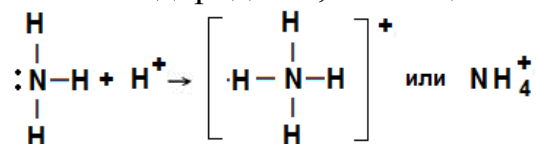


В молекуле **воды**  $H_2O$  угол между связями также близок к тетраэдрическому углу ( $104,5^\circ$ ), что свидетельствует в пользу  $sp^3$ -гибридизации внешних электронных орбиталей атома кислорода.





**Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи** – связь образуется за счет того, что один атом представляет пару электронов (донор), а второй атом принимает ее на вакантную орбиталь (акцептор). Так, катион аммония  $\text{NH}_4^+$  образуется при взаимодействии молекулы аммиака  $\text{NH}_3$ , у которой атом азота обладает неподеленной электронной парой, с катионом водорода  $\text{H}^+$ , имеющего свободную орбиталь:



### Водородная связь.

*Водородная связь* возникает между молекулами, содержащими водород, связанный с атомами с высокой электроотрицательностью (кислород, фтор, азот). Связи  $\text{H-O}$ ,  $\text{H-F}$ ,  $\text{H-N}$  являются сильно полярными, отчего на атоме водорода концентрируется избыточный положительный заряд  $+\delta$ , а на противоположных полюсах – избыточный отрицательный заряд  $-\delta$ , между которыми возникает электростатическое притяжение – так называемые, *водородные связи* (на рис. 3.5 изображены пунктиром):

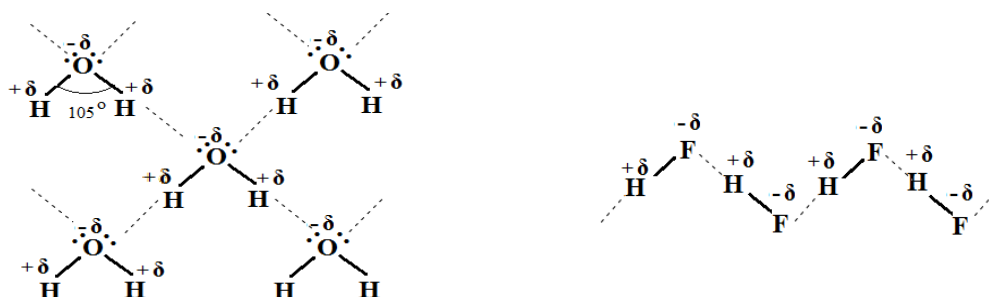


Рис. 3.5. Водородные связи между молекулами воды фтороводорода

Наличие водородной связи приводит к образованию ассоциатов молекул и, как следствие, к повышению температур плавления и кипения.

**Ионная химическая связь** образуется в результате электростатического взаимодействия между противоположно заряженными ионами – катионом и анионом.

Ионная химическая связь – предельный случай полярной химической ковалентной связи, которому отвечает значительное смещение пары электронов связи к наиболее электроотрицательному атому (аниону).

Принято считать связь ионной, если разность электроотрицательностей атомов ее образующих  $|\chi_{\text{O}_1} - \chi_{\text{O}_2}| > 1,9$ .

Например, в молекуле фторида натрия связь  $\text{Na-F}$  будет ионной, так как  $|\chi_{\text{Na}} - \chi_{\text{F}}| = |1,01 - 4,10| = 3,09$ .

Ионная связь в отличие от ковалентной связи *не направлена*.

**Металлическая связь** образуется благодаря тому, что на внешних энергетических уровнях атомов металлов имеется малое число электронов (как правило, 1-2). При кристаллизации атомы металлов сближаются так, что перекрываются валентные орбитали соседних атомов, и валентные электроны могут перейти с орбиталей одного атома на свободные орбитали соседнего атома. В результате в узлах кристаллической решетки находятся положительно заряженные ионы и атомы металлов, а между ними – электроны, которые могут свободно перемещаться по всей кристаллической решетке, становясь общими для всех атомов и ионов металла («электронный газ»). Между ионами и свободными электронами возникает *электростатическое взаимодействие*, которое и является причиной возникновения *металлической связи* (рис. 3.5).

Металлическая связь определяет особые физические свойства металлов: ковкость, пластичность, металлический блеск, электро- и теплопроводность.

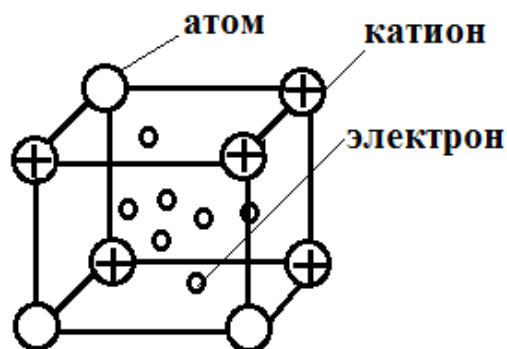


Рис. 3.5. Металлическая кристаллическая решетка

### Примеры решения задач

#### Пример 1.

В каком из соединений серы –  $K_2S$ ,  $H_2S$ ,  $CS_2$  – образуются наиболее полярные химические связи? Укажите, в сторону какого атома происходит смещение электронной плотности связи.

*Решение.* Используя значения относительных электроотрицательностей элементов (см. приложение), находим разности относительных электроотрицательностей серы и элементов, образующих с ней химическую связь:

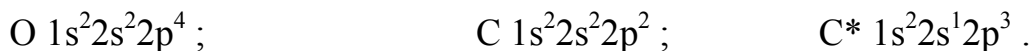
- а) *сера–калий*:  $2,6 - 0,91 = 1,69$ , смещение в сторону атома серы;
- б) *сера–водород*:  $2,6 - 2,1 = 0,5$ , смещение в сторону атома серы;
- в) *сера–углерод*:  $2,6 - 2,5 = 0,1$ , смещение в сторону атома серы.

Чем больше по абсолютному значению разность относительных электроотрицательностей, тем более полярна связь. В данном примере наиболее полярной является связь сера–калий, а наименее полярной – связь сера–углерод.

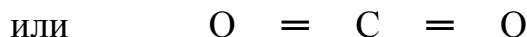
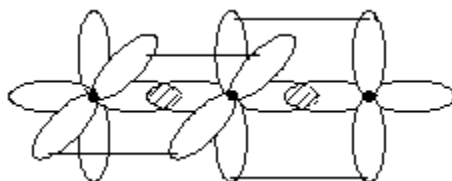
### Пример 2.

Укажите характер связей в молекуле  $\text{CO}_2$  и их взаимное расположение. Изобразите геометрическую форму этой молекулы

*Решение.* Запишем электронные формулы атомов кислорода и углерода (в нормальном и возбужденном состояниях):



Каждая связь между атомами О и С двойная (одна  $\sigma$  и одна  $\pi$ ). Для образования двух  $\pi$ -связей потребуется участие двух р-орбиталей атома углерода. Оставшиеся s- и р-орбитали дают две sp-гибридные орбитали, образующие угол  $180^\circ$ . Молекула  $\text{CO}_2$  линейна, а дипольный момент молекулы равен нулю:

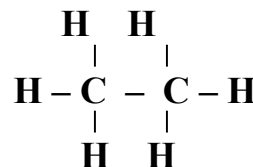


### Пример 3.

Определите тип гибридизации орбиталей атомов углерода в молекулах этана  $\text{C}_2\text{H}_6$ , этилена  $\text{C}_2\text{H}_4$  и ацетилен  $\text{C}_2\text{H}_2$  и изобразите геометрическую форму этих молекул.

*Решение.*

В органических соединениях атом углерода всегда имеет валентность, равную четырем, следовательно, находится в возбужденном состоянии  $\text{C } 1s^2 2s^1 2p^3$ . Структурная формула молекулы *этана*:



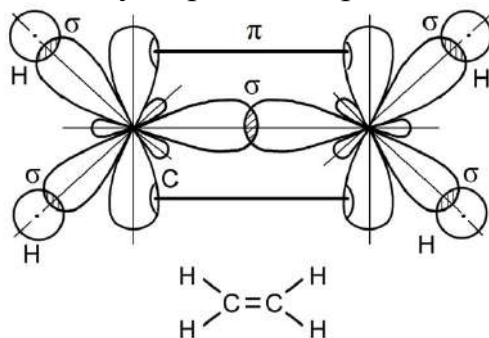
В молекуле этана семь  $\sigma$ -связей. Шесть связей C–H образованы в результате перекрывания  $sp^3$ -гибридных орбиталей атомов углерода с 1s-орбиталями шести атомов водорода. Седьмая связь – между углеродными атомами – образуется за счет перекрывания  $sp^3$ -гибридных орбиталей атомов углерода.

Молекула *этилена* имеет структурную формулу:  $\text{H} - \text{C} = \text{C} - \text{H}$ .



Атомные орбитали (АО) каждого из атомов углерода находятся в  $sp^2$ -гибридном состоянии – есть имеет место гибридизация одной s- и двух p-атомных орбиталей углерода с образованием трех гибридных орбиталей, расположенных в одной плоскости под углом  $120^\circ$ . У каждого атома углерода остается по одному р-электрону, не принявшему участие в гибридизации.

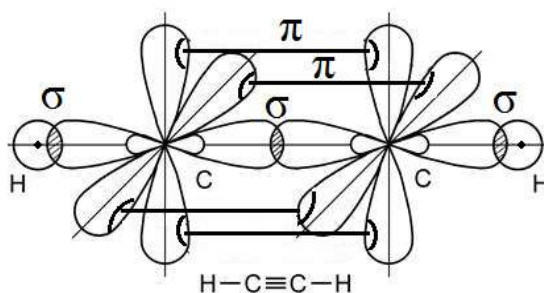
Каждый из атомов углерода образует по три  $\sigma$ -связи с участием  $sp^2$ -гибридных орбиталей:  $\sigma_{C-C}$ -связь возникает в результате перекрывания двух  $sp^2$ -гибридных АО между собой;  $\sigma_{C-H}$ -связи образуются при перекрывании  $sp^2$ -гибридных АО углерода с s-орбиталями атомов водорода.



Кроме того, происходит перекрывание не вступивших в гибридизацию p-орбиталей атомов углерода (с параллельными осями). Это перекрывание происходит в плоскости, перпендикулярной плоскости молекулы, и приводит к образованию  $\pi$ -связи. Следовательно, в молекуле этилена имеется двойная связь, представляющая сочетание  $\sigma$ - и  $\pi$ -связей.

Молекула **ацетилена** имеет структурную формулу:  $H-C \equiv C-H$ .

В молекуле ацетилена атомы углерода, связанные тройной связью, находятся в состоянии  $sp$ -гибридизации. В этом случае происходит гибридизация одной s- и одной p-атомных орбиталей углерода с образованием двух эквивалентных гибридных орбиталей, расположенных на одной линии. Угол между осями этих орбиталей составляет  $180^\circ$ . При этом у каждого атома углерода остается по два 2p-электрона, не принявших участие в гибридизации и расположенных в двух взаимно перпендикулярных плоскостях. При этом  $\sigma_{C-C}$ -связь образуется при перекрывании двух  $sp$ -гибридных АО между собой;  $\sigma_{C-H}$ -связи образуются при перекрывании  $sp$ -гибридных АО углерода с s-орбиталями атомов водорода. В этой молекуле все атомы лежат на одной прямой и молекула является линейной.



Не вступившие в гибридизацию p-электронные орбитали одного атома углерода взаимно перекрываются с аналогичными орбиталями другого атома так, что образуются две  $\pi$ -связи, причем каждая в своей плоскости. Угол между плоскостями  $\pi$ -орбиталей составляет  $90^\circ$ .

Таким образом, тройная связь в молекуле ацетилена состоит из  $\sigma$ -связи и двух  $\pi$ -связей.

## Контрольные задания по теме «Строение атома. Химическая связь»

### Вариант 1

1. Напишите электронные формулы атомов элементов с зарядом ядра +24 и +47. К какому семейству элементов они относятся?
2. Определите тип гибридизации орбиталей атома германия в молекуле  $\text{GeI}_4$  и изобразите геометрическую форму этой молекулы.

### Вариант 2

1. Составьте электронную формулу иона платины, содержащегося в соединении  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Br}_4$ .
2. Определите тип гибридизации орбиталей атома стронция в молекуле  $\text{SrBr}_2$  и изобразите геометрическую форму этой молекулы.

### Вариант 3

1. Укажите значения всех квантовых чисел для электронов внешнего уровня атома ртути.
2. Определите тип гибридизации орбиталей атома таллия в молекуле  $\text{TlF}_3$  и изобразите геометрическую форму этой молекулы.

### Вариант 4

1. Составьте электронную формулу иона хрома, содержащегося в соединении  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$ .
2. Каков тип гибридизации электронных орбиталей в молекулах:  $\text{CaCl}_2$ ;  $\text{SiCl}_4$ ;  $\text{ZnCl}_2$ ? Какую пространственную конфигурацию имеют эти молекулы?

### Вариант 5

1. Составьте электронную формулу атома и иона никеля, содержащегося в соединении  $\text{K}_3[\text{Ni}(\text{NO}_2)_6]$ .
2. Определите характер связей в молекулах  $\text{SCl}_4$ ,  $\text{SiCl}_4$ ,  $\text{CClF}_3$  и укажите для каждой из них направление смещения электронной плотности связи. Расположите молекулы в ряд в порядке увеличения полярности связи.

### Вариант 6

1. Составьте электронную формулу атома железа. Укажите значения всех квантовых чисел для электронов внешнего уровня этого атома.
2. Определите тип гибридизации орбиталей атома бора в молекуле  $\text{BF}_3$  и изобразите геометрическую форму этой молекулы.

### Вариант 7

1. Составьте электронную формулу атома алюминия и иона алюминия, содержащегося в соединении  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ .
2. Определите тип гибридизации орбиталей атома галлия в галогенидах формулы  $\text{GaHal}_3$  и изобразите геометрическую форму этих молекул.



### Вариант 8

1. Укажите значения всех квантовых чисел для валентных электронов атома алюминия.
2. Определите тип гибридизации орбиталей атомов углерода в молекуле  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ .

### Вариант 9

1. Укажите значения квантовых чисел  $n$  и  $l$  для внешних электронов в атомах элементов с порядковыми номерами 10, 15, 33.
2. Определите тип гибридизации орбиталей атома магния в молекуле  $\text{MgBr}_2$ . Изобразите геометрическую форму этой молекулы.

### Вариант 10

1. Составьте электронную формулу атома германия. Укажите значения всех квантовых чисел для валентных электронов этого атома.
2. Определите тип гибридизации орбиталей атома индия молекулы  $\text{InBr}_3$  и изобразите геометрическую форму этой молекулы.

### Вариант 11

1. Укажите значения квантовых чисел  $n$  и  $l$  для внешних электронов в атомах элементов с порядковыми номерами 12, 13, 23.
2. Определите тип гибридизации орбиталей атома кремния молекулы  $\text{SiF}_4$ . Изобразите геометрическую форму этой молекулы.

### Вариант 12

1. Составьте электронную формулу иона железа, содержащегося в соединении  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .
2. Как и почему изменяются длина и прочность связи в ряду  $\text{SiF}_4$ ,  $\text{SiCl}_4$ ,  $\text{SiBr}_4$ ? Изобразите геометрическую форму этих молекул.

### Вариант 13

1. Составьте электронную формулу иона платины, содержащегося в соединении  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ .
2. Изобразите структурные формулы молекул  $\text{CS}_2$  и  $\text{NF}_3$ . Сколько  $\sigma$  - и  $\pi$  - связей имеется в каждой из них?

### Вариант 14

1. Укажите значения всех квантовых чисел валентных электронов атома олова.
2. Как и почему изменяется длина и прочность связи в ряду  $\text{BF}_3$ ,  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{BBr}_3$ ? Изобразите геометрическую форму этих молекул.

### Вариант 15

1. Составьте электронную формулу атома стронция. Какие значения имеют главное и орбитальное квантовые числа валентных электронов атома стронция?
2. Определите тип гибридизации орбиталей атома кремния молекулы  $\text{SiH}_4$  и изобразите геометрическую форму этой молекулы.

## РАЗДЕЛ 4

### РАСТВОРЫ. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРОВ

**Раствор** – это гомогенная система, состоящая из двух или нескольких компонентов, относительное содержание которых может меняться в широких пределах. Растворы бывают газообразные, жидкие и твердые. В практике наиболее важны жидкие растворы. Раствор состоит из *растворенных веществ* и *растворителя*, в котором эти вещества равномерно распределены в виде молекул или ионов. Как правило, растворителем считается тот компонент, который в индивидуальном (чистом) виде существует в том же агрегатном состоянии, что и полученный раствор. Если компоненты находятся в одинаковом агрегатном состоянии, то растворителем будет тот из них, которого в растворе больше.

#### Способы выражения состава растворов

**Массовая доля** – величина, показывающая, какую часть составляет масса данного компонента (растворенного вещества) от массы раствора, то есть массу растворенного вещества, содержащуюся в 100 г раствора:

$$W = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100 \% = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{в-ва}} + m_{\text{р-ля}}} 100 \% = \frac{m_{\text{в-ва}}}{\rho_{\text{р-ра}} \cdot V_{\text{р-ра}}} 100 \%,$$

где  $W$  – массовая доля (%);  $m_{\text{р-ра}}$ ,  $m_{\text{в-ва}}$ ,  $m_{\text{р-ля}}$  – массы соответственно раствора, растворенного вещества и растворителя (г, кг);  $\rho_{\text{р-ра}}$  – плотность раствора (г/мл, г/л, кг/м<sup>3</sup>);  $V_{\text{р-ра}}$  – объем раствора (мл, л, м<sup>3</sup>).

**Молярная доля вещества** – часть количества этого вещества ( $v_{\text{в-ва}}$ ) в суммарном количестве всех веществ, входящих в раствор, включая растворитель:

$$N = \frac{v_{\text{в-ва}}}{\sum v_i} 100 \%, \quad \text{где } \sum v_i = v_1 + v_2 + \dots + v_v + \dots + v_i + \dots + v_n.$$

Сумма молярных долей всех компонентов раствора равна единице.

**Объемная доля растворенного вещества ( $\varphi_{\text{в-ва}}$ )** – доля объема этого вещества ( $V_{\text{в-ва}}$ ) в объеме раствора ( $V_{\text{р-ра}}$ ):

$$\varphi_{\text{в-ва}} = \frac{V_{\text{в-ва}}}{V_{\text{р-ра}}} \cdot 100 \%$$

**Моляльность** – количество растворенного вещества в 1 кг растворителя:

$$C_m = \frac{v_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ля}}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} \cdot m_{\text{р-ля}}} \quad (\text{моль/кг}).$$

где  $M_{\text{в-ва}}$  – молярная масса вещества, г/моль.

Запись  $C_m(\text{HCl}, \text{H}_2\text{O}) = 2$  моль/кг означает, что в растворе на каждый килограмм воды приходится 2 моль HCl – это двухмоляльный раствор.

*Молярная концентрация* – величина, показывающая количество растворенного вещества, содержащегося в 1 л раствора:

$$C_M = \frac{V_{\text{в-ва}}}{V_{\text{р-ра}}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} \cdot V_{\text{р-ра}}} \quad (\text{моль/л}).$$

*Запись 0,1 М КСl означает, например, децимолярный (0,1 моль/л) раствор хлорида калия.*

*Эквивалентная (нормальная) концентрация* – величина, показывающая количество эквивалентов растворенного вещества в 1 л раствора:

$$C_{\text{Э}} = \frac{v_{\text{Э}}}{V} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{Э}} \cdot V_{\text{р-ра}}} \quad (\text{моль/л}),$$

где  $v_{\text{Э}}$  – количество эквивалентов вещества (моль),

$M_{\text{Э}}$  – эквивалентная масса растворенного вещества (г/моль).

*Вместо обозначения «моль/л» допускается условное обозначение «н.», например,  $C_{\text{Э}} = 1 \text{ н.}$  (однонормальный раствор).*

В соответствии с *законом эквивалентов* растворы одинаковой эквивалентной концентрации реагируют в равных объемах. При взаимодействии растворов различной эквивалентной концентрации, объемы их обратно пропорциональны эквивалентной концентрации:

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

*Титр* ( $T$ ) – величина, численно равная массе растворенного вещества ( $m_{\text{в-ва}}$ ) в 1 мл раствора:

$$T = \frac{m_{\text{в-ва}}}{V_{\text{р-ра}}} \quad (\text{г/мл})$$

При равенстве масс растворенного вещества в растворах различных по концентрации и способам ее выражения справедливо соотношение:

$$\frac{W \cdot \rho \cdot V}{100} = \frac{C_M \cdot M_{\text{в-ва}} \cdot V}{1000} = \frac{C_{\text{Э}} \cdot M_{\text{Э}} \cdot V}{1000},$$

или

$$\frac{W \cdot \rho}{100} = \frac{C_M \cdot M_{\text{в-ва}}}{1000} = \frac{C_{\text{Э}} \cdot M_{\text{Э}}}{1000}$$

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2 ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ

**Цель работы:** научить студентов готовить растворы различной концентрации.

**Приборы, посуда:** ареометр, мерная посуда (химические цилиндры, мерные колбы и стаканы, бюретки, пипетки).

**Реактивы:** кристаллический хлорид натрия, раствор соляной кислоты, титрованный раствор гидроксида натрия.

### Экспериментальная часть

#### Опыт 1. Приготовление раствора из навески твердого вещества и воды

**Задание:** приготовить раствор определенного объема  $V_1$  и заданной массовой доли ( $W_{т.1}$ ) из навески твердого вещества и воды.

Для приготовления раствора возьмите на весах рассчитанную навеску твердого вещества (см. пример расчета к оп. 1), перенесите ее в химический цилиндр (или в мерную колбу). Растворите навеску в приблизительно половине объема воды, необходимого для приготовления раствора. После растворения соли доведите общий объем раствора до заданного. Тщательно перемешайте и замерьте плотность приготовленного раствора. Методом интерполяции рассчитайте массовую долю полученного раствора ( $W_{оп.1}$ ) и вычислите абсолютную ( $\Delta$ ) и относительную ( $\epsilon$ ) погрешности.

Раствор оставьте для опытов 2 и 3.

#### Пример расчета и выполнения опыта 1

Приготовить 100 мл раствора NaCl с массовой долей 6,2 % из кристаллической соли NaCl и воды.

Таблица 4.1

ПЛОТНОСТИ И МАССОВЫЕ ДОЛИ РАСТВОРОВ НЕКОТОРЫХ СОЛЕЙ

$W, \%$	Плотности растворов солей, $\rho$ (г/мл)			
	MgSO <sub>4</sub>	NaCl	CuSO <sub>4</sub>	KCl
2	1,0186	1,012	1,019	1,011
4	1,0392	1,027	1,040	1,024
6	1,0602	1,041	1,062	1,036
8	1,0820	1,056	1,084	1,050
10	1,1034	1,071	1,107	1,063

1. По таблице найдем методом интерполяции плотность приготовляемого раствора  $\rho_{р-ра}$ .

#### *Метод интерполяции*

Из таблицы выберем значения массовых долей больше и меньше значения, предлагаемого в условии задачи (6,2 %), и соответствующие им значения плотностей. Найдем разность в значениях массовых долей и плотностей.

8,0 % – 1,056 г/мл	Это означает, что при изменении массовой доли раствора на 2 %, плотность меняется на 0,015 г/мл.
6,0 % – 1,041 г/мл	
2,0 % – 0,015 г/мл	

Сравним значение массовой доли, предлагаемое в условии задачи, с одним из «граничных» растворов, например, с 8,0% раствором:

$$\begin{array}{r} 8,0 \% - 1,056 \text{ г/мл} \\ 6,2 \% - \rho_{\text{р-ра}} \text{ г/мл} \\ \hline 1,8 \% - (1,056 - \rho_{\text{р-ра}}) \text{ г/мл} \end{array}$$

Обозначим  $(1,056 - \rho_{\text{р-ра}}) = \Delta\rho$  и составим пропорцию:

$$\begin{array}{l} 2,0 \% - 0,015 \text{ г/мл} \\ 1,8 \% - \Delta\rho \end{array}; \quad \text{тогда} \quad \Delta\rho = \frac{1,8 \cdot 0,0218}{2,0} = 0,0135 \text{ г/мл}.$$

Найдем плотность приготавливаемого раствора:

$$\rho_{\text{р-ра}} = 1,056 - \Delta\rho = 1,056 - 0,0135 = \underline{1,0425 \text{ г/мл}}.$$

2. Вычислим массу приготавливаемого раствора:

$$m_{\text{р-ра}} = V \cdot \rho_{\text{р-ра}} = 100 \cdot 1,0425 = \underline{104,25 \text{ г}}$$

3. Рассчитаем массу соли NaCl ( $m_{\text{в-ва}}$ ), необходимую для приготовления раствора с массовой долей 6, %:

$$W_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100 \%, \quad \text{отсюда} \quad m_{\text{в-ва}} = \frac{W_{\text{р-ра}} \cdot m_{\text{р-ра}}}{100 \%} = \frac{6,2 \cdot 104,25}{100 \%} \approx \underline{6,5 \text{ г}}$$

4. Для приготовления раствора возьмем на технических весах навеску 6,5 г NaCl, перенесем её в химический цилиндр. Растворим навеску приблизительно в 50-70 мл воды. После растворения навески доведем водой общий объём до 100 мл. Перемешаем полученный раствор, замерим его плотность с помощью ареометра (например,  $\rho_{\text{р-ра1}} = 1,044 \text{ г/мл}$ ).

5. Методом интерполяции определим массовую долю раствора с плотностью 1,044 г/мл. Для этого снова определим участок, в котором находится раствор данной плотности:

$$\begin{array}{r} 1,056 \text{ г/мл} - 8\% \\ 1,041 \text{ г/мл} - 6\% \\ \hline 0,015 \text{ г/мл} - 2\% \end{array}$$

Далее найдем разность:  $1,056 - 1,044 = 0,012 \text{ г/мл}$ ;

составим пропорцию:

$$\begin{array}{r} 2 \% - 0,015 \text{ г/мл} \\ \Delta W - 0,012 \text{ г/мл} \end{array}$$

$$\text{Найдем} \quad \Delta W = \frac{2 \cdot 0,012}{0,015} = 1,6 \%, \quad \text{а затем массовую долю}$$

приготовленного раствора:  $W_{\text{р-ра1}} = 10\% - \Delta W = 8\% - 1,6\% = 6,4\%$



6. Определим абсолютную  $\Delta$  и относительные  $\varepsilon$  погрешности:

$$\Delta = |W_{т.1} - W_{р-ра1}| = |6,2 - 6,4| = 0,2; \quad \varepsilon = \frac{\Delta_{абс}}{W_{т.1}} 100\% = \frac{0,2}{6,2} 100\% = 3,2\%.$$

## Опыт 2. Приготовление раствора заданной концентрации из раствора (опыт 1) и воды

**Задание:** приготовить раствор с меньшей массовой долей  $W_{т.2}$ , чем в опыте 1, разбавлением раствора оп.1 водой.

Получив индивидуальное задание от преподавателя, произведите расчет объемов раствора (опыт 1) и воды (см. пример расчета к оп. 2). Далее приготовьте раствор. Цилиндром отмерьте рассчитанный объем раствора, взятого из опыта 1, и добавьте воды до заданного объема. Тщательно перемешайте и замерьте плотность приготовленного раствора. Методом интерполяции рассчитайте массовую долю полученного раствора ( $W_{оп.2}$ ) и вычислите абсолютную ( $\Delta$ ) и относительную ( $\varepsilon$ ) погрешности. Приготовленный раствор оставьте для опыта 3.

### Пример расчета и выполнения опыта 2

Приготовить 120 мл 3,2 % (по массе) раствора хлорида натрия из исходного раствора NaCl, взятого из опыта 1, и воды.

*Решение:*

1. Исходный раствор (из опыта 1) имеет характеристики:  $W_{р-ра1} = 6,4\%$ ,  $\rho_{р-ра1} = 1,044$  г/мл,

2. Найдем методом интерполяции плотность заданного раствора 3,2 %, для чего составим пропорцию:

$$\begin{array}{r} 4,0\% - 1,027 \text{ г/мл} \\ 2,0\% - 1,012 \text{ г/мл} \\ \hline 2,0\% - 0,015 \text{ г/мл} \end{array}$$

Далее найдем разность:  $4\% - 3,2\% = 0,8\%$

и составим пропорцию:

$$\begin{array}{r} 2\% - 0,015 \text{ г/мл} \\ 0,8\% - \Delta\rho \text{ г/мл} \end{array}$$

откуда 
$$\Delta\rho = \frac{0,8 \cdot 0,015}{2} \approx 0,006 \text{ г/мл.}$$

Следовательно,  $\rho_{р-ра 2} = 1,027 - 0,006 = 1,021$  г/мл.

3. Найдем массу приготовляемого раствора

$$m_{р-ра 2} = V \cdot \rho_{р-ра 2} = 120 \cdot 1,021 = 122,5 \text{ г.}$$

4. Рассчитаем массу NaCl, необходимую для приготовления 120 мл раствора с массовой долей 3,2 %.

$$m(\text{NaCl}) = \frac{W \cdot m_{р-ра 2}}{100\%} = \frac{3,2 \cdot 122,5}{100} \approx 3,92 \text{ г.}$$

5. Определим массу исходного раствора NaCl (с массовой долей 6,4%), содержащего необходимую для приготовления заданного раствора массу NaCl:

$$m_{\text{исх. р-ра1}} = \frac{m(\text{NaCl}) \cdot 100}{W_{\text{р-ра1}}} = \frac{3,92 \cdot 100}{6,4} \approx 61,3 \text{ г.}$$

6. При приготовлении раствора удобнее пользоваться объемными соотношениями:

$$V_{\text{исх. р-ра1}} = \frac{m_{\text{исх. р-ра1}}}{\rho_{\text{р-ра1}}} = \frac{61,3}{1,044} = 58,7 \text{ мл.}$$

7. Приготовим раствор 2. Цилиндром отмерим рассчитанный объем раствора из опыта 1, добавим воды до заданного объема 120 мл. Замерим плотность приготовленного раствора, например,  $\rho_{\text{р-ра2}} = 1,020 \text{ г/мл}$ .

8. Методом интерполяции рассчитаем массовую долю полученного раствора ( $W_{\text{оп.2}} = 3,1\%$ ), вычислим абсолютную ( $\Delta$ ) и относительную ( $\epsilon$ ) погрешности.

### **Опыт 3. Приготовление раствора заданной концентрации из двух растворов различной концентрации**

*Задание:* Получите у преподавателя индивидуальное задание. Произведите расчет объемов растворов с большей  $W_{\text{оп.1}}$  и меньшей концентрациями  $W_{\text{оп.2}}$  (см. пример расчета к опыту 3).

Отмерьте цилиндром рассчитанный объем раствора с большей концентрацией и добавьте до заданного объема раствор с меньшей концентрацией. Тщательно перемешайте и замерьте ареометром плотность приготовленного раствора. Методом интерполяции рассчитайте массовую долю полученного раствора ( $W_{\text{оп.3}}$ ). Вычислите абсолютную и относительную погрешности.

#### Пример расчета и выполнения опыта 3

Приготовить 100 мл 4,4 % (по массе) раствора NaCl из раствора, взятого оп. 1 ( $W_{\text{р-ра1}} = 6,4\%$ ,  $\rho_{\text{р-ра1}} = 1,044 \text{ г/мл}$ ), и раствора, взятого из опыта 2 ( $W_{\text{оп.2}} = 3,1\%$ ,  $\rho_{\text{р-ра2}} = 1,020 \text{ г/мл}$ ).

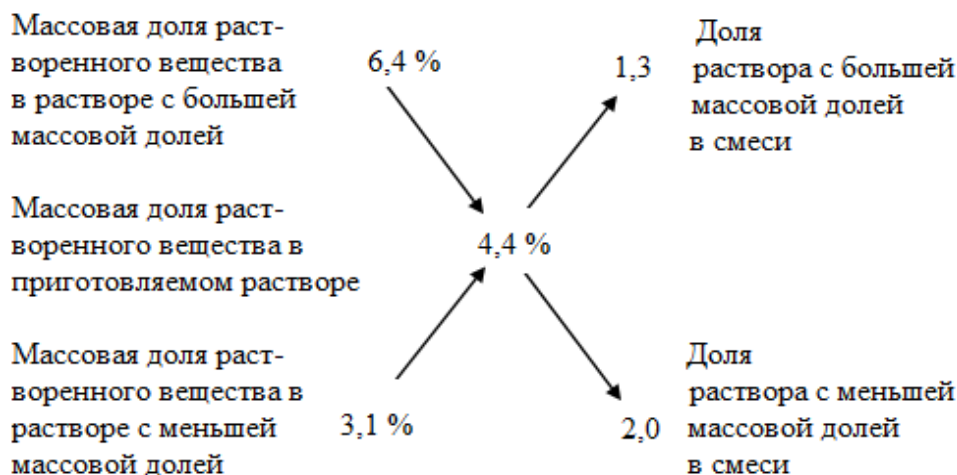
#### *Решение*

1. Рассчитаем методом интерполяции плотность приготавливаемого раствора ( $\rho_{\text{р-ра3}} = 1,0434 \text{ г/мл}$ ).

2. Вычислим массу приготавливаемого раствора:

$$m_{\text{приг. р-ра}} = V \cdot \rho = 100 \cdot 1,0434 = 104,34 \text{ г.}$$

3. Используя «метод креста» (диагональная схема), определим массовые части растворов, с массовыми долями 6,4 % и 3,1 %.



В центре записывают массовую долю растворенного вещества в приготовляемом растворе. С левого края каждой диагонали записывают массовые доли используемых растворов. Затем по диагонали производят вычитание из большего значения меньшее. Получается, что требуется смешать используемые растворы в массовом соотношении 1,3:2,0.

4. Вычислим общее число массовых частей приготовляемого раствора:

$$1,3 \text{ мас. ч.} + 2,0 \text{ мас. ч.} = 3,3 \text{ мас. ч.}$$

5. Используя общее число массовых частей раствора (3,3 мас. ч.), найдем массу первого раствора, содержащуюся в 104,34 г приготовляемого раствора:

$$\begin{array}{rcl} 3,3 \text{ мас.ч.} & - & 1,3 \text{ мас.ч. раствора опыт 1} \\ 104,34 \text{ г} & - & m_1 \end{array}$$

$$m_1 = \frac{104,34 \cdot 1,3}{3,3} = 41,1 \text{ г раствора из опыта 1 (с массовой долей 4,4\%).}$$

6. Тогда объем раствора из опыта 1 будет:

$$V_1 = \frac{41,1 \text{ г}}{1,044 \text{ г/мл}} = 39,4 \text{ мл.}$$

7. Отсюда объем раствора опыта 2 (с меньшей концентрацией 3,1 %)  $V_2 = 100 - 39,4 = 60,6 \text{ мл.}$

#### Опыт 4. Приготовление раствора соляной кислоты заданной концентрации

**Задание:** приготовить определенный объем соляной кислоты заданной эквивалентной концентрации из исходного раствора соляной кислоты.

Для расчета объема исходной кислоты необходимо знать ее массовую долю и плотность раствора. Плотность раствора измерьте с помощью ареометра.

Пользуясь данными таблицы 4.2 и применяя метод интерполяции, определите массовую долю растворенного вещества в растворе исходной соляной кислоты.

Таблица 4.2

СООТНОШЕНИЯ МАССОВЫХ ДОЛЕЙ И ПЛОТНОСТЕЙ РАСТВОРА HCl (20 °C)

Массовая доля HCl $W, \%$	Плотность раствора HCl $\rho, \text{г/мл}$
4,0	1,019
8,0	1,039
12,0	1,059
16,0	1,079
20,0	1,100
24,0	1,121
28,0	1,142

Далее рассчитайте объем исходной кислоты (см. пример расчета к опыту) и приготовьте раствор. С помощью бюретки (пипетки) отмерьте рассчитанный объем исходной кислоты HCl, перенесите в мерную колбу и доведите водой до заданного объема (150 мл).

Пример расчета к опыту 4

Приготовить 150 мл 0,1 н. раствора соляной кислоты из исходного раствора HCl плотностью 1,089 г/мл.

*Решение*

1. Рассчитаем методом интерполяции массовую долю ( $W_1$ ) HCl в исходном растворе кислоты:

$$\begin{array}{r} 20,0 \% - 1,100 \text{ г/мл} \\ 16,0 \% - 1,079 \text{ г/мл} \\ \hline 4,0 \% - 0,021 \text{ г/мл} \end{array}$$

Далее найдем разность:  $1,100 \text{ г/мл} - 1,089 \text{ г/мл} = 0,011 \text{ г/мл}$  ;

составим пропорцию:  $4,0 \% - 0,021 \text{ г/мл}$   
 $\Delta W \% - 0,011 \text{ г/мл}$  ; откуда

$$\Delta W = \frac{4,0 \cdot 0,011}{0,021} \approx 2,1 \%, \text{ следовательно, } W_1 = 20,0 \% - 2,1 \% = 17,9 \%$$

2. Объем ( $V_1$ ) исходной кислоты найдем по формуле:

$$V_1 = \frac{m_{1(\text{p-ра})}}{\rho_1} \quad (1),$$

где  $m_{1(\text{p-ра})}$  – неизвестная масса исходного раствора HCl.

Тогда из выражения:  $W_1 = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{1(\text{p-ра})}} \cdot 100 \%$  вычислим массу

$$\text{раствора исходной кислоты } m_{1(\text{p-ра})} = \frac{m_{\text{в-ва}} \cdot 100 \%}{W_1} \quad (2).$$

Из выражения:  $C_3 = \frac{m_{\text{в-ва}} \cdot 1000}{M_3 V}$  найдем неизвестную массу

растворенного вещества ( $m_{\text{в-ва}}$ ):  $m_{\text{в-ва}} = \frac{C_3 M_3 V}{1000} \quad (3).$

Подставив выражение (3) в (2), получим:  $m_{1(p)} = \frac{C_3 M_3 V 100}{1000 W_1} = \frac{C_3 M_3 V}{10 W_1} \quad (4)$

Вычислив  $M_{\text{э(НCl)}}$  по формуле:  $M_{\text{э(НCl)}} = \frac{M}{\text{основность кислоты}} = \frac{36,5}{1} = 36,5 \text{ г/моль}$

и подставив (4) в (1) найдем объем исходной НCl, необходимый для приготовления раствора:

$$V_1 = \frac{C_3 M_3 V}{10 W_1 \rho_1} = \frac{0,1 \cdot 36,5 \cdot 150}{10 \cdot 17,91 \cdot 1,089} = 2,8 \text{ мл}$$

### Опыт 5. Титрование щелочью приготовленного раствора соляной кислоты

При помощи мерной пипетки налейте в три конические колбочки по 10 мл соляной кислоты, приготовленной в оп. 4, и добавьте в каждую по 2-3 капли фенолфталеина. Поставьте колбочку под бюретку с раствором щелочи (с известным титром  $T_{\text{NaOH}}$ ) на лист белой бумаги. Постоянно перемешивая раствор, приливайте в него из бюретки по каплям раствор щелочи до появления слабо-розовой окраски всего раствора, что свидетельствует о полной нейтрализации кислоты щелочью. Повторите титрование три раза и сделайте расчет эквивалентной (нормальной) концентрации приготовленного раствора  $C_3(\text{HCl})$ .

Предварительно, используя формулы:

$$C_3 = \frac{V_{\text{э}}}{V} = \frac{m_{\text{в}}}{M_{\text{э}} \cdot V_{\text{р-ра}}} \quad \text{и} \quad T_{\text{в}} = \frac{m_{\text{в}}}{V_{\text{р-ра}}}$$

рассчитайте эквивалентную концентрацию щелочи по значению титра, указанного на склянке со щелочью.

#### Форма записи

Номер колбы	$V_{\text{HCl}}$ , мл	$V_{\text{NaOH}}$ , мл	Расчет	Погрешность измерений
1		$V_1$	$\frac{V_{\text{HCl}}}{V_{\text{NaOH}}} = \frac{C_3(\text{NaOH})}{C_3(\text{HCl})}$	$\Delta =  C_{\text{теор}}(\text{HCl}) - C_{\text{оп}}(\text{HCl}) $ $\varepsilon = \frac{\Delta_{\text{абс}}}{C_{\text{теор}}(\text{HCl})} 100 \%$
2		$V_2$		
3		$V_3$		
$V_{\text{ср}}$				

## Примеры решения задач

### Пример 1

Какой объем воды надо прибавить к 100 мл 20% (по массе) раствора соляной кислоты ( $\rho = 1,1$  г/мл), чтобы получить 10% раствор?

Дано:	Решение
$V_1 = 100$ мл	1. Из формулы $W_1 = \frac{m(\text{HCl})}{\rho_1 \cdot V_1} \cdot 100\%$ находим массу HCl:
$W_1 = 20\%$	
$\rho_1 = 1,1$ г/мл	
$W_2 = 10\%$	
$V(\text{H}_2\text{O})$ ?	$m(\text{HCl}) = \frac{W_1 \cdot \rho_1 \cdot V_1}{100} = \frac{20 \cdot 100 \cdot 1,1}{100} = 22$ г

2. Так как при приготовлении 10% раствора HCl вещество не добавляется, то его масса остается прежней 22 г.

3. Вычислим массу воды, используя выражение

$$W_2 = \frac{m_{\text{в-ва}}}{\rho_1 \cdot V_1 + m(\text{H}_2\text{O})} \cdot 100\%, \quad 10 = \frac{22 \cdot 100}{100 \cdot 1,1 + m(\text{H}_2\text{O})},$$

$$10 \cdot (100 \cdot 1,1 + m(\text{H}_2\text{O})) = 2200; \quad m(\text{H}_2\text{O}) = 210 \text{ г.}$$

Так как  $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1$  г/мл, то  $m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O})$ , то есть  $V(\text{H}_2\text{O}) = 210$  мл.

**Ответ:**  $V(\text{H}_2\text{O}) = 210$  мл

### Пример 2

Какой объем 80% (по массе) раствора азотной кислоты ( $\rho = 1,45$  г/мл) необходимо взять для приготовления 0,2 л 0,5 н. раствора?

Дано:	Решение
$W_{\text{исх.р-ра}} = 80\%$	1. Объем исходного раствора $\text{HNO}_3$ определим по формуле:
$\rho_{\text{исх.р-ра}} = 1,45$ г/мл	$W = \frac{m(\text{HNO}_3)}{\rho_{\text{исх.р-ра}} \cdot V_{\text{исх.р-ра}}} \cdot 100\%,$
$V_{\text{пр.р-ра}} = 0,2$ л	
$C_{\text{н. пр.р-ра}} = 0,5$ н.	
$V_{\text{исх.р-ра}}?$	откуда $V_{\text{исх.р-ра}} = \frac{m(\text{HNO}_3) \cdot 100\%}{\rho_{\text{исх.р-ра}} W}$

2. Поскольку при приготовлении 0,2 л 0,5 н. раствора масса растворенного вещества  $\text{HNO}_3$  осталась прежней, то ее вычислим из выражения:

$$C_{\text{н. пр.р-ра}} = \frac{m(\text{HNO}_3)}{M_{\text{Э}}(\text{HNO}_3) \cdot V}. \quad \text{Так как } M_{\text{Э}}(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г/моль},$$

$$\text{то } m(\text{HNO}_3) = C_{\text{н.}} \cdot M_{\text{Э}}(\text{HNO}_3) \cdot V = 0,5 \cdot 63 \cdot 0,2 = 6,3 \text{ г.}$$



3. Подставив найденную массу растворенной азотной кислоты (6,3 г) в выражение (1) получим:

$$V_{\text{исх.р-ра}} = \frac{6,3 \cdot 100}{1,45 \cdot 80} = 5,43 \text{ мл}$$

**Ответ:**  $V_{\text{исх.р-ра}} = 5,43 \text{ мл}$

### Пример 3

Вычислите молярную и эквивалентную концентрации, моляльность, титр и мольную долю растворенного вещества раствора серной кислоты с массовой долей 9,1 % (плотность раствора 1,1 г/мл)

Дано:	Решение
$W = 9,1 \%$	1. Пусть объем раствора – 100 мл.
$\rho = 1,1 \text{ г/мл}$	Из формулы:
$C_M, C_E, C_m, T, N_{\text{в-ва}} ?$	$W = \frac{m_B}{\rho \cdot V_{\text{р-ра}}} \cdot 100 \%$

Тогда масса растворенного вещества составит:

$$m_B = \frac{W \cdot \rho \cdot V_{\text{р-ра}}}{100 \%} = \frac{9,1 \cdot 1,1 \cdot 100}{100} = 10 \text{ (г)}.$$

2. Определив  $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$ ,  $M_E(\text{H}_2\text{SO}_4) = 49 \text{ г/моль}$ , найдем молярную и эквивалентную концентрации раствора по формулам:

$$C_M = \frac{m_B}{M \cdot V} = \frac{10}{98 \cdot 0,1} = 1,02 \text{ моль/л}, \quad C_E = \frac{m_B}{M_E \cdot V} = \frac{10}{49 \cdot 0,1} = 2,04 \text{ моль/л},$$

3. Моляльность раствора найдем из выражения:

$$C_m = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} \cdot m_{\text{р-ля}}}.$$

Рассчитаем массу растворителя (воды):

$$\begin{aligned} m_{\text{р-ля}} &= m_{\text{р-ра}} - m_{\text{в-ва}} = \rho V_{\text{р-ра}} - m_{\text{в-ва}} = \\ &= 1,1 \cdot 100 - 10 = 110 - 10 = 100 \text{ (г)} = 0,1 \text{ кг}. \end{aligned}$$

Тогда

$$C_m = \frac{10}{98 \cdot 0,1} = 1,02 \text{ моль/кг}.$$

4. Титр раствора определяем по формуле:

$$T = \frac{m_B}{V_{\text{р-ра}}} = \frac{10}{100} = 0,1 \text{ г/мл}.$$

5. Мольную долю растворённого вещества находим из выражения

$$N_{\text{в-ва}} = \frac{v_{\text{в}}}{v_{\text{в}} + v_{\text{р-ля}}};$$

$$v_{\text{в-ва}} = \frac{10}{98} = 0,1 \text{ моль}; \quad v_{\text{р-ля}} = v(\text{H}_2\text{O}) = \frac{100}{18} = 5,6 \text{ моль};$$

$$N_{\text{в-ва}} = \frac{0,1}{0,1 + 5,6} = 0,018, \quad N_{\text{р-ля}} = 1 - 0,018 = 0,982.$$

**Ответ:**  $C_{\text{м}} = 1,02 \text{ моль/л}$ ,  $C_{\text{э}} = 2,04 \text{ моль/л}$ ,  $C_{\text{м}} = 1,02 \text{ моль/кг}$ ,  
 $T = 0,1 \text{ г/мл}$ ,  $N_{\text{в-ва}} = 0,018$

#### Пример 4

На нейтрализацию 20 мл раствора кислоты израсходовано 10 мл 0,1 н. раствора щёлочи. Какова нормальная концентрация раствора кислоты?

Дано:	Решение
$V_{\text{к-ты}} = 20 \text{ мл}$ $V_{\text{щ}} = 10 \text{ мл}$ $C_{\text{эщ}} = 0,1 \text{ н}$ $C_{\text{эк-ты}} ?$	<p>Так как вещества взаимодействуют между собой в эквивалентных соотношениях, то для определения нормальной концентрации можно использовать формулу:</p> $\frac{V_{\text{к-ты}}}{V_{\text{щ}}} = \frac{C_{\text{эщ}}}{C_{\text{эк-ты}}}. \quad \text{Отсюда} \quad C_{\text{эк-ты}} = \frac{V_{\text{щ}} \cdot C_{\text{эщ}}}{V_{\text{к-ты}}} = \frac{10 \cdot 0,1}{20} = 0,05 \text{ н.}$

**Ответ:**  $C_{\text{эк-ты}} = 0,05 \text{ н.}$

\*\*\*\*\*

### Контрольные задания по теме «Приготовление растворов»

#### Вариант 1

1. Вычислите массовую долю, нормальную концентрацию, титр 1,5 М раствора нитрата калия  $\text{KNO}_3$  ( $\rho = 1,12 \text{ г/мл}$ ).
2. Рассчитайте массу кристаллогидрата  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , которую следует растворить в 170 г воды для получения раствора, содержащего 2 % (по массе) безводной соли?

#### Вариант 2

1. Какой объем 0,4 н. раствора гидроксида натрия необходимо для нейтрализации 35 мл 0,15 н. раствора соляной кислоты?
2. Какую массу кристаллогидрата сульфата натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  следует растворить в 500 г воды для получения раствора, содержащего 15 % безводной соли?

### Вариант 3

1. Какова нормальная (эквивалентная) концентрация 24 % (по массе) раствора соляной кислоты плотностью 1,121 г/мл?
2. Какой объем газообразного сероводорода  $\text{H}_2\text{S}$  (н. у.) надо растворить в 250 г воды для получения 1,5 % раствора сероводородной кислоты?

### Вариант 4

1. Какой объем газообразного аммиака  $\text{NH}_3$  (н. у.) необходимо растворить в 200 мл воды для получения 7,5 % (по массе) раствора?
2. Какой объем воды надо прибавить к 50 мл 1,2 н. раствора  $\text{KOH}$ , чтобы получить 1 М раствор?

### Вариант 5

1. В 1020 г воды растворили 60 г сероводорода  $\text{H}_2\text{S}$ . Вычислите все известные виды концентраций полученного раствора, если плотность этого раствора  $\rho = 1,0$  г/мл.
2. Какой объем 6 н. раствора соляной кислоты надо взять для приготовления 45 мл 2,5 М раствора  $\text{HCl}$ ?

### Вариант 6

1. Какой объем 1,5 н. раствора  $\text{HCl}$  следует взять для получения 150 см<sup>3</sup> 0,5 н. раствора?
2. Определите массовую долю раствора, полученного при смешивании 247 г и 147 г растворов серной кислоты с массовыми долями 62 % и 18 % соответственно.

### Вариант 7

1. Рассчитайте объем газообразного  $\text{H}_2\text{S}$  (л, н.у.), который полностью поглощается 1 л воды с образованием раствора с массовой долей 1,5 %.
2. Смешали растворы хлорида натрия массами 150 г и 350 г с массовыми долями 40 % и 60 % соответственно. Найдите массовую долю полученного раствора.

### Вариант 8

1. Какую массу  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  следует добавить к 450 г 7 % (по массе) раствора той же соли для получения 15 % (по массе) раствора?
2. Какой объем воды необходимо прибавить к 320 мл 12 % (по массе) раствора  $\text{NaOH}$  ( $\rho = 1,137$  г/мл), чтобы получить 7,5 % (по массе) раствор  $\text{NaOH}$ ?

### Вариант 9

1. Определите титр, молярную и нормальную концентрации раствора серной кислоты с массовой долей 54,5 % ( $\rho = 1,44$  г/мл).
2. Определите нормальную концентрацию раствора, полученного при смешении 1500 мл 0,5 н. и 300 мл 2 н. растворов серной кислоты.

### Вариант 10

1. В 0,5 кг воды растворили 150 л хлороводорода  $\text{HCl}$ , измеренного при 25 °С и давлении 110 кПа. Вычислите массовую долю  $\text{HCl}$  в полученном растворе.

2. Рассчитайте, какой объем 96% (по массе) серной кислоты ( $\rho = 1,84$  г/мл) потребуется для приготовления 2 л раствора с молярной концентрацией, равной 1,5 М.

### Вариант 11

1. Вычислите молярную, эквивалентную концентрации и моляльность 6 % (масс.) раствора  $\text{K}_2\text{CO}_3$  ( $\rho = 1,051$  г/мл).

2. Вычислите массовую долю, молярную и моляльную концентрации раствора гидроксида калия  $\text{KOH}$  с плотностью 1,065 г/мл.

### Вариант 12

1. Какой объем 20 % по массе раствора  $\text{HCl}$  ( $\rho = 1,10$  г/мл) потребуется для полного растворения 1,5 г магния?

2. Вычислите массовую долю растворенного вещества в растворе, полученном при смешивании 150 мл 20 % (по массе) раствора серной кислоты ( $\rho = 1,143$  г/мл) и 5,5 л 10 % (по массе) раствора той же кислоты ( $\rho = 1,069$  г/мл).

### Вариант 13

1. К 240 мл 0,25 М раствора сульфида натрия  $\text{Na}_2\text{S}$  добавили 300 мл 0,25 н. раствора той же соли. Вычислите титр и нормальную концентрацию полученного раствора.

2. Какой объем воды необходимо прибавить к 110 мл 22 % (по массе) раствора соляной кислоты  $\text{HCl}$  ( $\rho = 1,12$  г/мл), чтобы получить 7,5 % (по массе) раствор  $\text{HCl}$ ?

### Вариант 14

1. Определите массовую долю раствора, полученного при смешивании 250 г и 115 г растворов серной кислоты с массовыми долями 45 % и 12 % соответственно.

2. Для полного осаждения хлорида серебра  $\text{AgCl}$  из 100 г 12 % (масс.) раствора  $\text{AgNO}_3$  потребовалось 10 л соляной кислоты. Определите нормальную концентрацию раствора соляной кислоты.

### Вариант 15

1. Какой объем 0,15 н. раствора азотной кислоты  $\text{HNO}_3$  нужно добавить к 0,1 л 0,3 н раствора  $\text{HNO}_3$ , чтобы получить 0,25 н. раствор?

2. Вычислите массовую долю раствора, полученного при смешивании 3 л 60 % (по массе) раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,503$  г/мл) и 1,5 л 16 % (по массе) раствора той же кислоты ( $\rho = 1,113$  г/мл).

## РАЗДЕЛ 5

### ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

**Термодинамика** изучает законы, описывающие обмен энергией между изучаемой системой и внешней средой. Обычно химические процессы сопровождаются проявлением различных энергетических эффектов: теплового, механического, электрического, светового и др.

Уравнения реакций, в которых учитываются их тепловые эффекты, называются *термохимическими*.

**Термодинамическая система:** *комплекс взаимодействующих между собой физических тел, фактически или мысленно обособленных от окружающей среды.*

**Закон Лавуазье – Лапласа (1780 г.):**

*теплота образования сложного вещества из простых равна теплоте разложения этого вещества на простые, взятой с противоположным знаком:*  $-\Delta H_{\text{обр}} = +\Delta H_{\text{разл}}$

**Закон Гесса (1840 г.):**

*тепловой эффект реакции зависит от начального и конечного состояния веществ и не зависит от промежуточных стадий процесса.*

**Следствие из закона Гесса:**

*тепловой эффект химической реакции равен разности между суммой теплот образования полученных продуктов и суммой теплот образования исходных веществ.*

Переменные величины, определяющие состояние системы, называются *параметрами состояния*. Среди них в химии наиболее часто используются давление ( $p$ ), температура ( $T$ ), объем ( $V$ ), состав системы.

Процессы, протекающие при постоянном давлении – *изобарные*, при постоянном объеме – *изохорные*, при постоянной температуре – *изотермические*. Большинство химических реакций протекают в открытых сосудах, то есть, при постоянном давлении, равном атмосферному давлению.

На основании параметров состояния можно вывести другие переменные, позволяющие характеризовать энергетическое состояние системы, происходящие в ней изменения.

Эти параметры называются *термодинамическими функциями*:

$U$  – внутренняя энергия,

$H$  – энтальпия,

$S$  – энтропия,

$G$  – энергия Гиббса.

**Первый закон термодинамики:** количество тепла  $Q_p$ , сообщенное системе при постоянном давлении, расходуется на изменение внутренней энергии системы  $\Delta U$  и совершение работы  $A$  против внешних сил:

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

Внутренняя энергия системы  $U$  – полная энергия системы, состоящая из кинетической энергии (энергии поступательного, колебательного и вращательного движения) и потенциальной энергии (энергия притяжения и отталкивания) всех частиц системы как целого. Определить можно лишь изменение внутренней энергии  $\Delta U = U_2 - U_1$  ( $U_2$  и  $U_1$  – внутренняя энергия системы в состоянии 2 и 1 соответственно).

Изменение внутренней энергии системы  $\Delta U$  при переходе из одного состояния в другое равно сумме количества энергии, которое выделяется или поглощается системой в форме теплоты  $Q$ , и работы  $A$ , совершаемой системой (первое начало термодинамики):  $\Delta U = Q + A$ .

Тепловой эффект реакции при постоянном объеме ( $V = \text{const}$ ) и температуре  $T$  (изохорно-изотермический процесс) соответствует изменению внутренней энергии системы в ходе реакции:  $\Delta U = Q_V$ .

Работа  $A$  – сумма всех видов работы против сил, действующих на систему со стороны внешней среды:

$$A = p \cdot \Delta V = p \cdot (V_2 - V_1), \text{ следовательно } \Delta U = Q_p - p \cdot \Delta V, \\ \text{или } U_2 - U_1 = Q_p - p \cdot \Delta V, \text{ или } Q_p = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1).$$

Функция  $U + p \cdot V = H$  называется **энтальпией**.

Тепловой эффект реакции при постоянном давлении и температуре соответствует изменению энтальпии системы в ходе реакции:

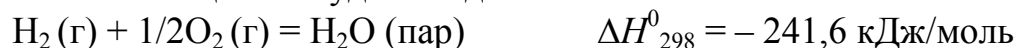
$$Q_p = H_2 - H_1 = -\Delta H.$$

Для экзотермической реакции (теплота выделяется):  $Q_p > 0, \Delta H < 0$ .

Для эндотермической реакции (теплота поглощается):  $Q_p < 0, \Delta H > 0$ .

**Теплотой (энтальпией) образования** сложных веществ из простых называют теплоту, которая поглощается или выделяется при образовании 1 моля химического соединения из простых веществ при заданных условиях,  $\Delta H_{298}^0$ , (кДж/моль).

В различных агрегатных состояниях теплота образования для одного и того же вещества будет неодинаковой.



**Теплота образования простого вещества равна 0.**



**Энтропия системы  $S$  (Дж/(моль·К))** – определяет меру неупорядоченности состояния системы

**Второе начало термодинамики:** *в изолированных системах энтропия самопроизвольно протекающего процесса возрастает.*

Увеличение энтропии происходит при переходе системы из более упорядоченного состояния в менее упорядоченное.

*Процессы, для которых  $\Delta S > 0$ :*

1) нагревание; 2) расширение газов; 3) фазовые переходы от твердого к жидкому и газообразному; 4) растворение кристаллических веществ.

*Процессы, для которых  $\Delta S < 0$ :*

1) охлаждение; 2) сжатие газов; 3) конденсация и кристаллизация веществ.

**Изменение энергии Гиббса  $\Delta G$  (изменение изобарно-изотермического потенциала, изменение свободной энергии)** – критерий принципиальной осуществимости процессов (самопроизвольного протекания), проходящих в закрытой системе при постоянных температуре и давлении:

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

( $\Delta H$  – энтальпийный фактор,  $T \cdot \Delta S$  – энтропийный фактор)

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

$\Delta G = 0$  – состояние равновесия;

$\Delta G > 0$  – реакция невозможна.

Также  $\Delta G$  можно рассчитать по формулам:

$$\Delta G = -R \cdot T \cdot \ln K \quad \text{и} \quad \Delta G = -n \cdot \Delta E \cdot F,$$

где  $R$  – универсальная газовая постоянная,  $T$  – температура в кельвинах,  $K$  – константа равновесия,  $F$  – постоянная Фарадея,  $\Delta E$  – ЭДС гальванического элемента,  $n$  – число электронов, принимающих участие в электрохимическом процессе.

Для сопоставления различных реакций принято сравнивать значения термодинамических величин  $\Delta H^0_{298}$ ,  $S^0_{298}$ ,  $\Delta G^0_{298}$  при стандартных условиях ( $p = 101325$  Па,  $T = 298$  К,  $C_M = 1$  моль/л).

Следствие из закона Гесса применимо для расчета  $\Delta H$ ,  $\Delta S$ ,  $\Delta G$  реакции (в том числе и в стандартных условиях):

Следствие из закона Гесса применимо для расчета  $\Delta H$ ,  $\Delta S$ ,  $\Delta G$  реакции (в том числе и в стандартных условиях):

$$\Delta H_{\text{реакции}} = \sum \Delta H_{\text{прод.}} - \sum \Delta H_{\text{реак.}};$$

$$\Delta S_{\text{реакции}} = \sum S_{\text{прод.}} - \sum S_{\text{реак.}};$$

$$\Delta G_{\text{реакции}} = \sum \Delta G_{\text{прод.}} - \sum \Delta G_{\text{реак.}}$$

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3 ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ И ФАЗОВЫХ ПРЕВРАЩЕНИЙ

**Цель работы:** определение тепловых эффектов реакции нейтрализации и растворения неорганических соединений.

**Приборы:** химический стакан (объемом 100 мл), лабораторный калориметр, термометр (с ценой делений 0,1 °С), бюкс с крышкой, мерный цилиндр, весы.

**Реактивы:** 0,5 М раствор соляной кислоты, 0,5 М раствор гидроксида натрия, безводный сульфат меди  $\text{CuSO}_4$ , дистиллированная вода.

#### Экспериментальная часть

##### Опыт 1. Определение теплового эффекта реакции нейтрализации

Взвесьте на весах химический стакан. Отмерьте цилиндром 50 мл 0,5 М раствора соляной кислоты и перелейте в стакан, который поместите в изолированную емкость (лабораторный калориметр). Закройте плотно крышкой с отверстием, в которое опустите термометр. Замерьте температуру раствора соляной кислоты. Отмерьте цилиндром 50 мл 0,5 М раствора гидроксида натрия, вылейте в раствор соляной кислоты. Быстро перемешайте и отметьте температуру с точностью до 0,1 °С. **Внимание!** Аккуратно работать с термометром.

#### РАСЧЕТ

1. Рассчитайте, сколько теплоты ( $\Delta H$ ) выделяется при нейтрализации 50 мл  $\text{HCl}$ :  $\Delta H = (m_{\text{ж.}} \cdot C_{\text{ж.}} + m_{\text{ст.}} \cdot C_{\text{ст.}}) \cdot \Delta T$ , (Дж),

Где  $m_{\text{ж.}}$  и  $m_{\text{ст.}}$  – масса жидкости в стакане и масса самого стакана;

$C_{\text{ст.}}$  и  $C_{\text{ж.}}$  – удельные теплоемкости стекла и жидкости,

удельная теплоемкость жидкости  $C_{\text{ж.}} = C_{\text{H}_2\text{O}} = 4,18 \cdot 10^3 \text{ Дж}/(\text{кг} \cdot \text{К})$ ,

удельная теплоемкость стекла  $C_{\text{ст.}} = 0,75 \cdot 10^3 \text{ Дж}/(\text{кг} \cdot \text{К})$ ,

$V_{\text{р-ра}} = V_{\text{HCl}} + V_{\text{NaOH}}$ ,  $m_{\text{р-ра}} = V \cdot \rho$  (принять  $\rho = 1 \text{ г/мл}$ ).

2. Вычислите массу соляной кислоты в растворе:  $m_{\text{HCl}} = T_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}}$ , где  $T_{\text{HCl}}$  – титр соляной кислоты.

3. Рассчитайте количество выделившейся теплоты ( $\Delta H_{\text{оп.}}$ ) в результате реакции нейтрализации используя пропорцию:

$m_{\text{HCl}} (\text{г})$  –  $\Delta H (\text{кДж})$

$M_{\text{HCl}} (\text{г/моль})$  –  $\Delta H_{\text{оп.}}$ , где  $M_{\text{HCl}}$  – молярная масса  $\text{HCl}$

$$\Delta H_{\text{оп}} = \frac{\Delta H \cdot M_{\text{HCl}}}{m_{\text{HCl}}},$$

4. Зная, что  $\Delta H_{\text{т}}$  реакции нейтрализации равно (–54,8 кДж/моль) определите погрешности (ошибки) опыта:

абсолютную  $\Delta_{\text{абс.}} = |\Delta H_{\text{т}} - \Delta H_{\text{оп}}|$  и относительную  $\varepsilon = \frac{\Delta_{\text{абс.}}}{\Delta H_{\text{т}}} \cdot 100 \%$ .

Полученные результаты измерений и расчетов занесите в таблицу 5.1.

Таблица 5.1

ИСХОДНЫЕ ДАННЫЕ И РЕЗУЛЬТАТЫ ИЗМЕРЕНИЙ ОПЫТА 1

$V_{\text{HCl}}$ , мл $T_{\text{HCl}}$ , г/мл	$V_{\text{NaOH}}$ , мл	$m_{\text{ст.}}$ , г	$T_1$ , К до реакции	$T_2$ , К после реакции	$\Delta T$ , К	$\Delta H_{\text{оп.}}$ (опытное)	$\Delta H_{\text{т.}}$ (теоретич.)
50	50						

Сделайте соответствующие выводы с указанием ошибок опыта и обоснованием их получения.

**Опыт 2. Определение теплового эффекта процесса растворения неорганических соединений**

Взвесьте на весах бюкс с крышкой. Затем поместите навеску (2-4 г) безводной соли  $\text{CuSO}_4$  в бюкс, накройте его крышкой и снова производите взвешивание. Быстро переносите навеску в изолированный калориметрический стакан. Отмерьте цилиндром 50 мл дистиллированной воды, часть которой перелейте в стакан, а оставшейся водой тщательно обмойте бюкс и остатки слейте в калориметрический стакан. Быстро помешивая, замерьте максимальную температуру раствора с точностью до  $0,1^\circ \text{C}$ .

**РАСЧЕТ**

1. Вычислите количество выделившейся теплоты ( $\Delta H$ ) при растворении взятой навески  $\text{CuSO}_4$ :  $\Delta H = (m_{\text{ж.}} \cdot C_{\text{ж.}} + m_{\text{ст.}} \cdot C_{\text{ст.}}) \Delta T$ ,

где  $m_{\text{ж.}}$  и  $m_{\text{ст.}}$  – масса жидкости в стакане и масса самого стакана;

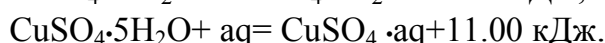
$C_{\text{ж.}}$  и  $C_{\text{ст.}}$  – удельные теплоемкости стекла и жидкости (см. оп. 1).

2. Рассчитайте количество выделившейся теплоты ( $\Delta H_{\text{оп.}}$ ) при растворения 1 моля  $\text{CuSO}_4$ :  $m_{\text{CuSO}_4} - \Delta H$  (кДж)

$$M_{\text{CuSO}_4} - \Delta H_{\text{оп.}}$$

где  $M_{\text{CuSO}_4}$  – молярная масса  $\text{CuSO}_4$  (г/моль).

3. Определите ошибку опыта, зная, что гидратация безводной соли и растворение пятиводной соли (кристаллогидрата) выражается уравнениями:



Следовательно,  $\Delta H_{\text{т.}}(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = -63,4 \text{ кДж}$

Абсолютная ошибка:  $\Delta_{\text{абс.}} = |\Delta H_{\text{т.}} - \Delta H_{\text{оп.}}|$ ,

относительная ошибка:  $\varepsilon = \frac{\Delta_{\text{абс.}}}{\Delta H_{\text{т.}}} \cdot 100 \%$ .

Полученные результаты измерений и расчетов занесите в таблицу 5.2.

Таблица 5.2

ИСХОДНЫЕ ДАННЫЕ И РЕЗУЛЬТАТЫ ИЗМЕРЕНИЙ ОПЫТА 2

Масса бюкса, г	Масса воды, г	Навеска $\text{CuSO}_4$ , г	$T_1$ , К до реакции	$T_2$ , К после реакции	$\Delta T$ , К	$\Delta H_{\text{оп.}}$ (опытное)	$\Delta H_{\text{т.}}$ (теоретич.)

Сделайте соответствующие выводы.

## Примеры решения задач

### Пример 1

Какое количество теплоты выделится при гашении водой 1 кг извести?

Дано:	Решение
$m(\text{CaO}) = 1 \text{ кг} = 1000 \text{ г}$	1. Запишем уравнение реакции гашения
$\Delta H ?$	извести водой: $\text{CaO}(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{к})$

2. По справочнику находим теплоты образования:

	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$\text{CaO}$	$\text{H}_2\text{O}$
$\Delta H_{298}^0$ , кДж/моль	-985,0	-635,0	-286,0

3. Используя следствие из закона Гесса, находим  $\Delta H_{\text{р-ции}}^0$ :

$$\Delta H_{\text{р-ции}}^0 = \Delta H_{298}^0(\text{Ca}(\text{OH})_2) - \Delta H_{298}^0(\text{CaO}) - \Delta H_{298}^0(\text{H}_2\text{O}) =$$

$$= -985,0 - (-635,0) - (-286,0) = -64,0 \text{ кДж/моль.}$$

4. Определяем количество вещества CaO:

$$\nu(\text{CaO}) = m_{\text{CaO}} / M_{\text{CaO}} = 1000 / 56 \approx 17,9 \text{ (моль)}$$

5. Вычисляем количество выделившейся теплоты:

$$\Delta H = \nu \cdot \Delta H_{\text{р-ции}}^0 = 17,9 \cdot (-64,0) = -1145,6 \text{ (кДж).}$$

**Ответ:**  $\Delta H = -1145,6 \text{ кДж.}$

### Пример 2

При взаимодействии 2,1 г железа с серой выделилось 3,77 кДж. Рассчитайте теплоту образования сульфида железа (II).

Дано:	Решение
$m(\text{Fe}) = 2,1 \text{ г}$	Запишем уравнение реакции: $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$ .
$\Delta H = -3,77 \text{ кДж}$	Из уравнения реакции следует, что один моль сульфида
$\Delta H_{298}^0(\text{FeS}) ?$	железа образуется из одного моля железа.

Следовательно, можно определить количество вещества FeS, зная, что  $M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}$ :

$$\nu(\text{FeS}) = \nu(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})} = \frac{2,1}{56} = 0,038 \text{ (моль)}$$

Тогда  $\Delta H_{298}^0(\text{FeS}) = \Delta H / \nu(\text{FeS}) = (-3,77) / 0,038 = -100,5 \text{ (кДж/моль)}$ .

**Ответ:**  $\Delta H_{298}^0(\text{FeS}) = -100,5 \text{ кДж/моль}$

### Пример 3

Вычислите  $\Delta H_{298}^0$  образования  $\text{MgCO}_3(\text{к})$  при 298 К, пользуясь следующими данными:

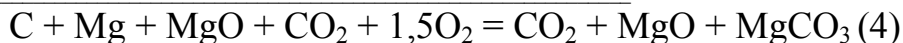
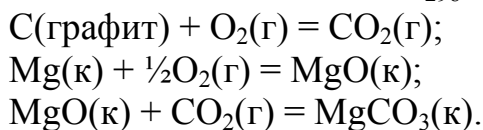
- 1)  $\text{C}(\text{графит}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}), \quad \Delta H_{298}^0 = -393,5 \text{ кДж} \quad (1);$
- 2)  $\text{Mg}(\text{к}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{г}) = \text{MgO}(\text{к}), \quad \Delta H_{298}^0 = -601,0 \text{ кДж} \quad (2);$
- 3)  $\text{MgO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{MgCO}_3(\text{к}), \quad \Delta H_{298}^0 = -117,7 \text{ кДж} \quad (3).$

*Решение*

Теплоту образования сложного вещества из простых вычислить невозможно, так как  $\Delta H_{298}^0$  простого вещества = 0. В этом случае теплоты обра-

зования веществ рассчитывают с помощью промежуточных реакций, для которых указаны количества выделившейся или поглощенной теплоты.

В нашем случае  $\Delta H_{298}^0(\text{MgCO}_3)$  находят, суммируя уравнения (1), (2) и (3), а также соответственно значения  $\Delta H_{298}^0$  каждой реакции.



Сократив одноименные члены в левой и правой части уравнения (4) получим:  $\text{C(графит)} + \text{Mg(к)} + 1,5\text{O}_2(\text{г}) = \text{MgCO}_3(\text{к})$ .

$$\Delta H_{298}^0(\text{MgCO}_3) = (-393,5) + (-601,0) + (-117,7) = -1112,2 \text{ кДж/моль}.$$

**Ответ:**  $\Delta H_{298}^0(\text{MgCO}_3) = -1112,2 \text{ кДж/моль}$

#### Пример 4

Вычислите теплоту образования  $\Delta H_{298}^0$  пропана  $\text{C}_3\text{H}_8$ , если известно, что при сгорании 11 г его выделяется 554 кДж теплоты.

Дано:	Решение
$m(\text{C}_3\text{H}_8) = 11 \text{ г}$	Запишем уравнение реакции сгорания пропана:
$\Delta H = -554 \text{ кДж}$	$\text{C}_3\text{H}_8(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 3\text{CO}_2(\text{г}) + 4\text{H}_2\text{O(ж)}$
$\Delta H_{298}^0(\text{C}_3\text{H}_8) ?$	Определяем количество сгоревшего пропана
	$\nu(\text{C}_3\text{H}_8) = m(\text{C}_3\text{H}_8) / M(\text{C}_3\text{H}_8) = 11 / 44 = 0,25 \text{ (моль)}$

Далее находим тепловой эффект реакции:

$$\Delta H_{\text{р-ции}} = \Delta H / \nu(\text{C}_3\text{H}_8) = (-554) / 0,25 = -2216 \text{ (кДж/моль)}.$$

По закону Гесса находим теплоту образования пропана:

$$\Delta H_{\text{р-ции}} = 3\Delta H_{298}^0(\text{CO}_2) + 4\Delta H_{298}^0(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_{298}^0(\text{C}_3\text{H}_8) - 5\Delta H_{298}^0(\text{O}_2) \quad (1)$$

По справочнику находим  $\Delta H_{298}^0$  (кДж/моль) для соединений:

$$\Delta H_{298}^0(\text{CO}_2) = -393,5; \quad \Delta H_{298}^0(\text{H}_2\text{Oж}) = -286,0; \quad \Delta H_{298}^0(\text{O}_2) = 0.$$

Подставляем эти значения в выражение (1).

$$-2216 = 3 \cdot (-393,5) + 4 \cdot (-286,0) - \Delta H_{298}^0(\text{C}_3\text{H}_8) - 5 \cdot 0.$$

$$\Delta H_{298}^0(\text{C}_3\text{H}_8) = -108,5 \text{ (кДж/моль)}.$$

**Ответ:**  $\Delta H_{298}^0(\text{C}_3\text{H}_8) = -108,5 \text{ кДж/моль}.$

#### Пример 5

Не производя вычислений, установите знак изменения энтропии для следующих процессов: 1)  $2\text{NO(г)} + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$ ; 2)  $\text{CO}_2(\text{к}) = \text{CO}_2(\text{г})$ .

#### Решение

Так как энтропия системы растет с увеличением объема и зависит от агрегатного состояния, то для приведенных реакций:

1) в левой части равенства 3 объема газов, а в правой – 2 объема, следовательно,  $\Delta S < 0$ ;

2) происходит расширение системы, то есть  $\text{CO}_2$  переходит от относительного порядка в беспорядочное состояние и, следовательно,  $\Delta S > 0$ .

Чтобы убедиться в правильности ответов, можно  $\Delta S$  рассчитать по следствию из закона Гесса, используя справочные данные. Так, для реакции (1):  $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$ .

По справочнику находим стандартные энтропии (Дж/(моль·К)):

	NO	O <sub>2</sub>	NO <sub>2</sub>
$S^0_{298}$ , Дж/(моль·К)	210,6	205,0	240,2

$$\Delta S = 2S^0_{298}(\text{NO}_2) - 2S^0_{298}(\text{NO}) - S^0_{298}(\text{O}_2) = 2 \cdot 240,2 - 2 \cdot 210,6 - 205,0 = -145,8 \text{ (Дж/моль·К)}.$$

**Ответ:** 1)  $\Delta S < 0$ ; 2)  $\Delta S > 0$ .

### Пример 6

Определите возможность самопроизвольного протекания реакции  $3\text{H}_2(\text{г}) + \text{N}_2(\text{г}) = 2\text{NH}_3(\text{г})$  в прямом направлении, а также и температуру, при которой равновероятны оба направления этой реакции.

### Решение

Возможность самопроизвольного протекания заданной реакции можно определить по значению изменения свободной энергии  $\Delta G$  из выражения

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

Находим тепловой эффект реакции по следствию из закона Гесса:

$$\Delta H = 2\Delta H^0_{298}(\text{NH}_3) - 3\Delta H^0_{298}(\text{H}_2) - \Delta H^0_{298}(\text{N}_2).$$

Выписываем справочные данные теплот образования и энтропий:

	N <sub>2</sub>	H <sub>2</sub>	NH <sub>3</sub>
$\Delta H^0_{298}$ (кДж/моль)	0	0	-46,2
$S^0_{298}$ (Дж/моль·К)	191,5	130,5	192,6

$$\Delta H = 2 \cdot (-46,2) - 3 \cdot 0 - 0 = -92,4 \text{ кДж/моль};$$

Используя следствие из закона Гесса, находим изменение энтропии реакции:

$$\Delta S = 2S^0_{298}(\text{NH}_3) - 3S^0_{298}(\text{H}_2) - S^0_{298}(\text{N}_2).$$

$$\Delta S = 2 \cdot 192,6 - 3 \cdot 130,5 - 191,5 = -7,8 \text{ Дж/моль·К};$$

$$\Delta G = -92,4 - 298 \cdot (-7,8 \cdot 10^{-3}) = -33,5 \text{ кДж/моль}.$$

Так как  $\Delta G < 0$ , то реакция самопроизвольно может протекать в прямом направлении.

Определим температуру, при которой равновероятны оба направления реакции. При равновесии  $\Delta G = 0$ , тогда  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ .

$$T = \Delta H / \Delta S = -33,5 / -7,8 \cdot 10^{-3} = 4295 \text{ К} = 4022 \text{ °C}$$

**Ответ:** реакция протекает в прямом направлении;  $T = 4022 \text{ °C}$



## Контрольные задания по теме «Энергетика химических процессов»

### Вариант 1

1. Для соединений  $\text{NH}_3$  и  $\text{PH}_3$  стандартные энтальпии образования равны:  $\Delta H^0_{298}(\text{NH}_3) = -46,2$  кДж/моль и  $\Delta H^0_{298}(\text{PH}_3) = 5,4$  кДж/моль. Какой следует сделать вывод, исходя из этих данных, об относительной устойчивости молекул  $\text{NH}_3$  и  $\text{PH}_3$ ?

2. Вычислите изменение энергии Гиббса при стандартной температуре и определите значение константы равновесия в реакции  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ . Определите температуру, при которой  $\Delta G^0 = 0$ , и сделайте вывод о направлении реакции выше и ниже этой температуры.

### Вариант 2

1. Вычислите количество теплоты, выделяющейся при сгорании 400 л гремучего газа (н.у.).

2. По знаку свободной энергии Гиббса  $\Delta G^0_{298}$  определите, какие из приведенных оксидов можно восстановить водородом при стандартных условиях:  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{PbO}$ ?

### Вариант 3

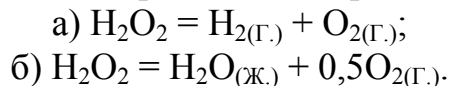
1. При взаимодействии 1 моль калия с водой выделяется 188,4 кДж теплоты. Определите, какая масса калия прореагировала, если выделилось 28,3 кДж теплоты.

2. Определите возможность самопроизвольного протекания реакции  $3\text{H}_2(\text{г}) + \text{N}_2(\text{г}) = 2\text{NH}_3(\text{г})$  в прямом направлении в стандартных условиях, и температуру, при которой равновероятны оба направления этой реакции.

### Вариант 4

1. При полном сгорании этилена (с образованием жидкой воды) выделилось 3113 кДж. Найдите объем вступившего в реакцию кислорода (н. у.).

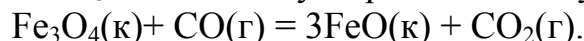
2. Рассчитайте, по какому уравнению реакции при стандартной температуре возможно разложение пероксида водорода:



### Вариант 5

1. При взаимодействии 2 молей натрия с 1 моль брома выделилось 761,40 кДж теплоты. Какова теплота образования бромида натрия?

2. Восстановление  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  оксидом углерода идет по уравнению:



Вычислите  $\Delta G^0$  и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания этой реакции при стандартных условиях. Чему равно  $\Delta S^0$  в этой реакции?

### Вариант 6

1. Рассчитайте, какое количество теплоты выделится при восстановлении 2 моль  $\text{H}_2\text{O}_2$  до жидкой воды, если энтальпия образования пероксида водорода составляет  $\Delta H^0_{298}(\text{H}_2\text{O}_2\text{ж}) = -187,9$  кДж/моль.

2. Рассчитайте температуру, при которой равновероятны оба направления реакции:  $\text{CuO}_{\text{тв}} + \text{C}_{\text{тв}} \rightleftharpoons \text{Cu}_{\text{тв}} + \text{CO}_{\text{г}}$ .

### Вариант 7

1. Определите объем сгоревшего ацетилена, если в результате реакции, термохимическое уравнение которой:

$\text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 4\text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}); \Delta H^0 = -2610$  кДж, выделилось 652,2 кДж тепла.

2. Пользуясь справочными данными, определите изменение энтропии при 298 К для реакции:  $2\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = 4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$ .

### Вариант 8

1. При взаимодействии 1 моль калия с водой выделяется 188,4 кДж теплоты. Определите, какая масса калия прореагировала, если выделилось 28,3 кДж теплоты.

2. Вычислите изменение энтропии системы в результате протекания реакции  $3\text{CaO}(\text{к}) + \text{P}_2\text{O}_5(\text{к}) = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{к})$ . Объясните знак  $\Delta S$  реакции.

### Вариант 9

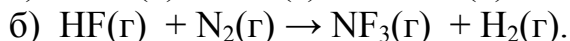
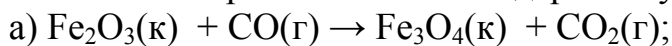
1. Рассчитайте количество теплоты, которое выделится при гашении водой извести массой 150 г.

2. Вычислите  $\Delta G^0$  для реакции  $\text{CaCO}_3(\text{к}) = \text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$ , происходящей при 500 °С (зависимостью энтальпии и энтропии от температуры пренебречь).

### Вариант 10

1. Вычислите  $\Delta S^0$  реакции  $2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + 2\text{SO}_2(\text{г})$  при стандартных условиях. Укажите, как будет изменяться энтропия при повышении температуры.

2. Уравняйте предложенные реакции и определите расчетом, могут ли они протекать самопроизвольно в стандартных условиях:



### Вариант 11

1. Определите, не производя расчетов, знак изменения энтропии в реакции:  $\text{NH}_4\text{HCO}_3(\text{к.}) = \text{NH}_3(\text{г.}) + \text{CO}_2(\text{г.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г.})$ . Подтвердите правильность своих рассуждений термодинамическим расчетом.

2. При взаимодействии алюминия с хлороводородом в сосуде объемом 5 л остался один газ – водород. Какая масса Al прореагировала и сколько теплоты выделилось при этом?

### Вариант 12

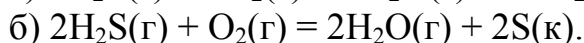
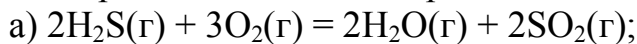
1. Вычислите, какое количество теплоты при стандартных условиях выделится при восстановлении оксида железа (III)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  металлическим алюминием, если было получено 385,1 г железа.

2. Рассчитайте температуру, при которой равновероятны оба направления реакции  $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_3(\text{г})$ , если известно, что для нее  $\Delta H^0 = -198$  кДж и  $\Delta S^0 = -187$  Дж/(моль·К). Зависимостью  $\Delta H$  и  $\Delta S$  от температуры пренебречь.

### Вариант 13

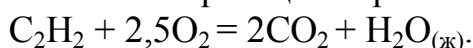
1. Не производя расчетов, предскажите знак изменения энтропии в реакции  $\text{Na}_2\text{O}(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = 2\text{NaOH}(\text{т})$ . Подтвердите правильность своих рассуждений термодинамическим расчетом  $\Delta S^0$ .

2. Определите расчетом, какая из приведенных ниже реакций протекает с большей термодинамической вероятностью при стандартных условиях:

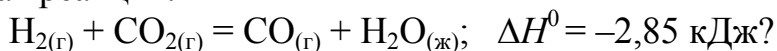


### Вариант 14

1. Вычислите  $\Delta G^0$  и  $\Delta S^0$  реакции горения ацетилена:



2. Чем можно объяснить, что при стандартных условиях невозможна экзотермическая реакция:



На основании стандартных значений  $\Delta H^0$  и  $\Delta S^0$  соответствующих веществ определите  $\Delta G^0$  этой реакции.

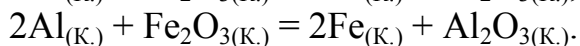
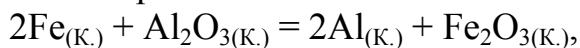
### Вариант 15

1. Пользуясь справочными данными, определите изменение энтропии при 298 К для реакции:



Объясните знак  $\Delta S$  реакции

2. Рассчитайте, какая из приведенных реакций при стандартных условиях может идти самопроизвольно:



## РАЗДЕЛ 6

## ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

*Скорость химических реакций*

**Химическая кинетика** изучает химические реакции с точки зрения скорости их протекания. *Скорость химической реакции* измеряется изменением концентрации веществ, вступающих в реакцию или образующихся в результате реакции за единицу времени:

$$V = \pm \frac{\Delta C_M}{\Delta \tau} \quad (\text{моль/л}\cdot\text{с}) \quad (1)$$

Скорость реакции не остается постоянной вследствие непрерывного изменения концентрации реагирующих веществ и продуктов реакции и выражение (1) характеризует среднюю скорость в течение временного отрезка  $\tau$ . Истинная скорость реакции в данный момент времени выражается производной от концентрации по времени:

$$V = \pm \frac{dC_M}{d\tau} \quad (2)$$

Скорость химической реакции зависит:

- **от природы реагирующих веществ** – описывается *законом действия масс* (законом Гульдберга-Вааге): при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагирующих веществ, в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции.

Например, для реакции  $aA + bB \rightarrow cC + dD$

скорость реакции будет равна:  $V = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b$  (3)

где  $k$  – константа скорости химической реакции,

$a$  и  $b$  – стехиометрические коэффициенты.

При наличии в реакционной системе газовых фаз увеличение или уменьшение давления соответственно увеличивает или уменьшает концентрацию реагирующих веществ, что и определяет зависимость скорости реакции от давления.

В случае гетерогенных реакций концентрации веществ, находящихся в твердой фазе представляют собой постоянную величину и в уравнение закона действия масс не включаются.

- **от температуры** – определяется *правилом Вант-Гоффа*: скорость реакции возрастает в 2-4 раза при повышении температуры системы на каждые 10 градусов:

$$V_2 = V_1 \cdot \gamma^{(t_2 - t_1)/10} \quad (4)$$

где  $V_1$  – скорость реакции при температуре  $t_1$ ;

$V_2$  – скорость реакции при температуре  $t_2$ ;

$\gamma$  – температурный коэффициент (как правило,  $\gamma = 2-4$ )

### **Химическое равновесие**

*Необратимыми* называют химические реакции, в результате которых исходные вещества практически полностью превращаются в продукты. Необратимые реакции могут протекать только в одном направлении, например:  $\text{Zn} + 4\text{HNO}_3 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ .

*Обратимыми* называют химические реакции, идущие одновременно в двух противоположных направлениях, в результате чего в реакционной смеси присутствуют как продукты реакции, так и исходные вещества:  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ .

В тот момент, когда *скорость прямой реакции* (синтез продуктов) становится *равной скорости обратной реакции* (разложение продуктов с образованием исходных соединений), в системе устанавливается *химическое равновесие*. Количественной характеристикой химического равновесия является *константа равновесия* ( $K$ ), представляющая собой отношение констант скорости прямой и обратной реакций. По значению константы равновесия можно судить о степени превращения исходных соединений в продукты реакции.

Для реакции  $a\text{A} + b\text{B} \rightleftharpoons c\text{C} + d\text{D}$

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b} \quad (5)$$

где  $k_1, k_2$  – константы скорости прямой и обратной реакций;  
 $a, b, c, d$  – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции;  
 $[\text{A}], [\text{B}], [\text{C}], [\text{D}]$  – равновесные молярные концентрации соединений А, В, С, D.

Влияние изменения условий на положение равновесия определяется **принципом Ле-Шателье**:

*если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказать какое-либо воздействие, то в результате протекающих в ней процессов равновесие сместится в таком направлении, что оказанное воздействие уменьшится:*

- при увеличении концентрации какого-либо вещества равновесие смещается в сторону расхода этого вещества;
- при повышении температуры равновесие смещается в направлении эндотермической, а при понижении – экзотермической реакций;
- при увеличении давления равновесие смещается в сторону уменьшения объема, а при понижении – в сторону увеличения объема системы.

Принцип Ле-Шателье справедлив и для равновесных систем, не связанных с химическими превращениями (кипение, кристаллизация, растворение и т.д.).

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4 КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

**Цель работы.** Изучение влияния различных факторов на скорость химических реакций и состояние химического равновесия.

**Приборы:** секундомер, термометры, бюретки, химические пробирки, химические стаканы (объемом 250 мл).

**Реактивы:** 2 % раствор тиосульфата натрия, 2% раствор серной кислоты, дистиллированная вода, 3% раствор пероксида водорода, порошок оксида кремния, порошок оксида марганца (IV), разбавленный и концентрированный растворы  $\text{FeCl}_3$ , разбавленный раствор  $\text{KSCN}$  и кристаллический  $\text{KSCN}$ , кристаллический  $\text{KCl}$ .

### Экспериментальная часть

#### Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

Опыт сводится к измерению времени появления помутнения раствора от образования свободной серы при взаимодействии тиосульфата натрия с серной кислотой:



Время, проходящее от момента сливания растворов до первых признаков помутнения, зависит от скорости реакции.

В три пронумерованные пробирки налейте из бюретки по 3 мл серной кислоты. В четвертую пробирку налейте 3 мл тиосульфата натрия, в пятую налейте 2 мл тиосульфата натрия и прилейте 1 мл воды, в шестую – 1 мл тиосульфата натрия и 2 мл воды. Слейте попарно растворы первой и четвертой, второй и пятой, третьей и шестой пробирок. С помощью секундомера зафиксируйте время реакции от момента сливания до первых признаков помутнения (опалесценции) реакционной среды. Результаты опыта занесите в таблицу 6.1.

Таблица 6.1

РЕЗУЛЬТАТЫ ОПЫТА 1

№ опыта	Содержимое пробирок			Относительная концентрация, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , С	Время протекания реакции, $\tau$ , с	Относительная скорость реакции, $V=1/\tau$ (усл. ед.)
	Объем раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , $V_1$ , мл	Объем $\text{H}_2\text{O}$ , $V_2$ , мл	Объем раствора $\text{H}_2\text{SO}_4$ , $V_3$ , мл			
1	3	0	3	3		
2	2	1	3	2		
3	1	2	3	1		

Постройте график зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ  $V = f(C)$ . Проанализируйте график, сделайте вывод о характере зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.



## Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры

Налейте в одну пробирку 3 мл раствора тиосульфата натрия, а в другую – 3 мл раствора серной кислоты. Обе пробирки поставьте в стакан с водой. Спустя 3-4 минуты измерьте температуру воды и слейте вместе содержимое обеих пробирок. С помощью секундомера зафиксируйте время реакции от момента сливания растворов до первых признаков помутнения (опалесценции) реакционной среды.

В две другие пробирки также налейте по 3 мл растворов тиосульфата натрия и серной кислоты. Поместите пробирки в стакан с водой, предварительно нагретой примерно на  $10^{\circ}\text{C}$  выше, чем в первом случае. Через 3-4 минуты слейте содержимое пробирок и снова измерьте время до первых признаков помутнения реакционной среды. Повторите эксперимент, повысив температуру еще на  $10^{\circ}\text{C}$ . Результаты опыта занесите в таблицу 6.2.

Таблица 6.2

РЕЗУЛЬТАТЫ ОПЫТА 2

№ опыта	Температура опыта, $t, ^{\circ}\text{C}$	Время протекания реакции, $\tau, \text{с}$	Относительная скорость реакции, $V = 1/\tau$ (усл. ед.)
1			
2			
3			

Постройте и проанализируйте график зависимости скорости реакции от температуры  $V = f(t)$ . Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от температуры.

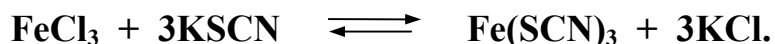
## Опыт 3. Влияние катализатора на скорость реакции

### Каталитическое разложение пероксида водорода

В две пробирки налейте по 5 мл раствора пероксида водорода. Добавьте на кончике шпателя в одну – порошок оксида кремния, в другую – оксида марганца (IV). По интенсивности выделения газа сравните скорость разложения пероксида водорода. С помощью тлеющей лучины определите выделяющийся газ. Запишите реакцию разложения пероксида водорода в присутствии катализатора. Сделайте вывод о влиянии присутствия катализатора на скорость разложения пероксида водорода.

## Опыт 4. Смещение химического равновесия. Влияние концентраций реагирующих и образующихся веществ на химическое равновесие

Реакция между хлоридом железа и роданидом калия протекает по уравнению:



Появляющаяся кроваво-красная окраска раствора обусловлена содержанием в нем роданида железа (III)  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ . По изменению интенсивности окраски раствора можно определить направление смещения равновесия в реакционной среде.

В пробирке смешайте равные объемы разбавленных растворов  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{KSCN}$ . Полученный окрашенный раствор разделите на четыре пробирки. В первую из них внесите 2-3 капли насыщенного раствора хлорида железа, во вторую – несколько кристалликов роданида калия, в третью – 2-3 микрошпателя кристаллического хлорида калия. Сравните окраску растворов в этих трех пробирках с окраской исходного раствора в четвертой пробирке. Результаты занесите в таблицу 6.3.

Таблица 6.3

**РЕЗУЛЬТАТЫ НАБЛЮДЕНИЙ В ОПЫТЕ 4**

№ опыта	Добавляемое вещество	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия
1			
2			
3			

На основании принципа Ле-Шателье объясните влияние изменения концентраций веществ на химическое равновесие.

\*\*\*\*\*

**Примеры решения задач**

**Пример 1**

При некоторой температуре для реакции  $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$  константа равновесия равна 40. Равновесные концентрации  $\text{CO}$  и  $\text{COCl}_2$  равны соответственно 0,2 моль/л и 0,8 моль/л. Вычислите исходную концентрацию  $\text{Cl}_2$ .

*Дано:*  
 $K = 40$   
 $[\text{CO}]_p = 0,2$  моль/л  
 $[\text{COCl}_2]_p = 0,8$  моль/л  
 $[\text{Cl}_2]_0 = ?$

*Решение*  
 Для реакции  $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$   
 константа равновесия вычисляется по формуле:

$$K = \frac{[\text{COCl}_2]_p}{[\text{CO}]_p [\text{Cl}_2]_p},$$

из которой определим равновесную концентрацию хлора  $[\text{Cl}_2]_p$ :

$$[\text{Cl}_2]_p = \frac{[\text{COCl}_2]_p}{K [\text{CO}]_p} = \frac{0,8}{0,2 \cdot 40} = 0,1.$$

Исходная концентрация  $[\text{Cl}_2]_0$  складывается из хлора, вступившего в реакцию, и оставшегося в равновесной смеси:  $[\text{Cl}_2]_0 = [\text{Cl}_2]_p + \Delta[\text{Cl}_2]$ .

По уравнению реакции на образование 1 моля фосгена расходуется 1 моль хлора. Следовательно, для получения 0,8 моль  $\text{COCl}_2$  потребуется 0,8 моль  $\text{Cl}_2$ . Тогда  $[\text{Cl}_2]_0 = 0,1 + 0,8 = 0,9$  (моль/л).

**Ответ:**  $[\text{Cl}_2]_0 = 0,9$  моль/л.

### Пример 2

При температуре 500 °С в реакционном сосуде установилось равновесие  $\text{HCHO} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{CO}$ . Вычислите константу равновесия, если начальная концентрация формальдегида  $\text{HCHO}$  равна 1 моль/л, а равновесная концентрация водорода  $\text{H}_2$  составляет 0,2 моль/л.

Дано:	Решение
$\text{HCHO} = 1 \text{ моль/л}$ $[\text{H}_2]_{\text{p}} = 0,2 \text{ моль/л}$ $K ?$	<p>Так как по уравнению реакции разложение 1 моля <math>\text{HCHO}</math> приводит к образованию 1 моля <math>\text{H}_2</math> и 1 моля <math>\text{CO}</math>, то при образовании 0,2 моля <math>\text{H}_2</math> образуется 0,2 моля <math>\text{CO}</math> и расходуется 0,2 моля <math>\text{HCHO}</math>. Следовательно, равновесная концентрация формальдегида составит: <math>[\text{HCHO}]_{\text{p}} = 1 - 0,2 = 0,8 \text{ (моль/л)}</math>, а равновесная концентрация оксида углерода (II): <math>[\text{CO}]_{\text{p}} = [\text{H}_2]_{\text{p}} = 0,2 \text{ (моль/л)}</math>.</p> <p>Константа равновесия составит:</p> $K = \frac{[\text{H}_2]_{\text{p}} [\text{CO}]_{\text{p}}}{[\text{HCHO}]_{\text{p}}} = \frac{0,2 \times 0,2}{0,8} = 0,05.$

**Ответ:**  $K = 0,05$ .

### Пример 3

При 25 °С некоторая реакция заканчивается за 4 минуты. Вычислите, через какое время завершится данная реакция, если ее проводить при 45 °С. Температурный коэффициент реакции равен 3.

Дано:	Решение
$\tau_1 = 4 \text{ мин.} = 240 \text{ с}$ $t_1 = 25 \text{ }^\circ\text{C}$ $t_2 = 45 \text{ }^\circ\text{C}$ $\gamma = 3$ $\tau_2 ?$	<p>Определим изменение скорости реакции при повышении температуры по формуле:</p> $\frac{V_2}{V_1} = \gamma^{\frac{(t_2 - t_1)}{10}} = 3^{\frac{(45 - 25)}{10}} = 3^2 = 9$

Так как скорость реакции обратно пропорциональна времени, то

$$\tau_2 = \frac{\tau_1}{9} = \frac{240}{9} = 26,7 \text{ (с)}$$

**Ответ:**  $\tau_2 = 26,7 \text{ с}$ .

\*\*\*\*\*

## Контрольные задания по теме «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

### Вариант 1

1. Как изменится скорость прямой реакции по сравнению со скоростью обратной реакции в системе  $2\text{NOCl} \rightleftharpoons 2\text{NO} + \text{Cl}_2$  при увеличении давления в 3 раза?

2. Некоторая реакция при 40 °С протекает за 1 час. Сколько времени потребуется для завершения этой реакции при 20 °С, если температурный коэффициент равен 2,3?

### Вариант 2

1. Как изменятся скорости прямой и обратной реакций в системе  $2\text{NO} \rightleftharpoons 2\text{NO} + \text{Cl}_2$  при увеличении давления в 3 раза?
2. Реакция при  $0^\circ\text{C}$  завершается за 1 с.,  $\gamma = 2$ . При какой температуре реакция закончится за 100 секунд?

### Вариант 3

1. При  $25^\circ\text{C}$  реакция заканчивается за 4 минуты. Через какое время завершится данная реакция, если ее проводить при  $45^\circ\text{C}$  ( $\gamma = 3$ )?
2. Вычислите, в какую сторону сместится равновесие в системе  $\text{CO}_2 + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$  при увеличении концентрации водорода в 2 раза.

### Вариант 4

1. Во сколько раз следует увеличить давление, чтобы скорость образования  $\text{NO}_2$  по реакции  $2\text{NO}_{(\text{г.})} + \text{O}_{2(\text{г.})} = 2\text{NO}_{2(\text{г.})}$  возросла в 500 раз?
2. Некоторая реакция при  $30^\circ\text{C}$  протекает за 1 час. Сколько времени потребуется для завершения этой реакции при  $60^\circ\text{C}$  ( $\gamma = 3$ )?

### Вариант 5

1. Как изменится скорость прямой реакции  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$  при разбавлении смеси реагирующих газов в 4 раза?
2. Как изменится скорость реакции при повышении температуры реакционной смеси на  $30^\circ\text{C}$ , если температурный коэффициент равен 2?

### Вариант 6

1. При повышении температуры на  $30^\circ\text{C}$  скорость реакции возросла в 27 раз. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции и во сколько раз увеличится ее скорость при повышении температуры на  $100^\circ$ ?
2. Какое требуется оказать воздействие на систему  $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2$ , чтобы сместить состояние равновесия вправо?

### Вариант 7

1. В ходе реакции  $2\text{A} + 3\text{B} = \text{C}$ , концентрация вещества А уменьшилась на 0,02 моль/л. Как при этом изменилась концентрация веществ В и С?
2. Две реакции при 280 К протекают с одинаковой скоростью. Температурные коэффициенты скорости первой и второй реакций равны соответственно 2 и 3. Каким будет соотношение скоростей этих реакций при 310 К?

### Вариант 8

1. В системе  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$  концентрацию водорода увеличили с 0,01 моль/л до 0,03 моль/л, а концентрацию йода с 0,05 моль/л до 0,25 моль/л. Как изменилась скорость прямой реакции?
2. При повышении температуры на  $30^\circ\text{C}$  скорость реакции возросла в 27 раз. Чему равен температурный коэффициент скорости этой реакции и во сколько раз увеличится ее скорость при повышении температуры на  $20^\circ$  и на  $100^\circ$ ?

### Вариант 9

1. На сколько градусов надо повысить температуру реакции, чтобы ее скорость увеличилась в 729 раз ( $\gamma = 3$ )?
2. Как изменится скорость прямой реакции по сравнению со скоростью обратной реакции в системе  $2\text{CO}_{(\text{г})} + 2\text{H}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons \text{CH}_{4(\text{г})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$ , если увеличить давление в 2 раза?

### Вариант 10

1. Реакция идет согласно уравнению  $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{NOCl}$ . Исходные концентрации равны  $[\text{NO}]_0 = 0,4$  моль/л,  $[\text{Cl}_2]_0 = 0,3$  моль/л. Как изменится скорость реакции, когда успеет прореагировать половина оксида азота?
2. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,0. Как изменится скорость этой реакции, если понизить температуру на  $30^\circ\text{C}$ ?

### Вариант 11

1. Как изменятся скорости прямой и обратной реакций в системе:  $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{SO}_{3(\text{г})}$ , если объем газовой смеси уменьшить в три раза? В какую сторону сместится равновесие системы?
2. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры от  $35$  до  $85^\circ\text{C}$  ( $\gamma = 2,5$ )?

### Вариант 12

1. Реагирующую смесь разбавили в 6 раз. Во сколько раз уменьшится скорость реакции  $\text{Cl}_2 + \text{HClO} = \text{Cl}_2 + \text{OH}^-$ ?
2. Две реакции протекают при  $35^\circ\text{C}$  с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент первой реакции равен 2,5, а второй – 3. Найдите отношение скоростей этих реакций при  $55^\circ\text{C}$ .

### Вариант 13

1. Во сколько раз следует увеличить концентрацию кислорода, чтобы скорость реакции  $4\text{P}_{(\text{тв.})} + 3\text{O}_{2(\text{г.})} = \text{P}_4\text{O}_{6(\text{г.})}$  увеличилась в 27 раз при уменьшении массы фосфора в 3 раза?
2. Вычислите, при какой температуре реакция закончится за 20 минут, если при  $30^\circ\text{C}$  на это требуется 3 часа. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3.

### Вариант 14

1. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,5. Как изменится скорость этой реакции, если повысить температуру на  $60^\circ\text{C}$ ?
2. В какую сторону сместится равновесие при понижении давления в системе  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ ?

### Вариант 15

1. Реагирующую смесь разбавили в 5 раз. Во сколько раз уменьшится скорость прямой и обратной реакций в системе  $\text{H}_{2(\text{г.})} + \text{Cl}_{2(\text{г.})} \rightleftharpoons 2\text{HCl}_{(\text{г.})}$ ?
2. При уменьшении температуры на  $30^\circ\text{C}$  скорость реакции уменьшилась в 15,6 раза. Найдите  $\gamma$  для данной реакции.

## РАЗДЕЛ 7

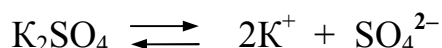
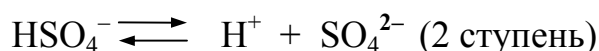
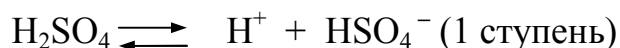
### ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ СРЕДЫ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

#### Растворы электролитов

**Электролиты** – вещества, проводящие электрический ток.

Процесс распада вещества на ионы под действием растворителя называется **электролитической диссоциацией** и является обратимым.

Например, диссоциация оснований, кислот, солей:



Сила электролита определяется **степенью электролитической диссоциации  $\alpha$  (альфа)** и выражается в процентах или в долях единицы. Вычислить ее можно по формулам:

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

где  $N$  – число молекул, распавшихся на ионы;

$N_0$  – общее число молекул электролита в растворе.

Более точным критерием для сравнения силы электролитов служит константа диссоциации.

**Константой диссоциации ( $K_{\text{дис}}$ )** называется величина, показывающая отношение произведения концентрации ионов к концентрации недиссоциированных молекул электролита в момент равновесия.

Например,  $\text{HClO} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{ClO}^-$

$$K_{\text{дис}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]} = 3,2 \cdot 10^{-8}.$$

Чем меньше значение константы диссоциации, тем слабее электролит.

**Многоосновные кислоты**, диссоциация которых протекает ступенчато, характеризуется несколькими константами диссоциации.

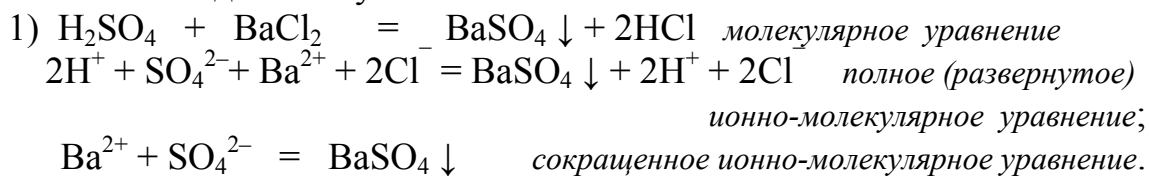
Например:  $\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HS}^-$ ,  $K'_{\text{дис}} = 1,02 \cdot 10^{-7}$ ,

$\text{HS}^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$ ,  $K''_{\text{дис}} = 1,3 \cdot 10^{-13}$ .

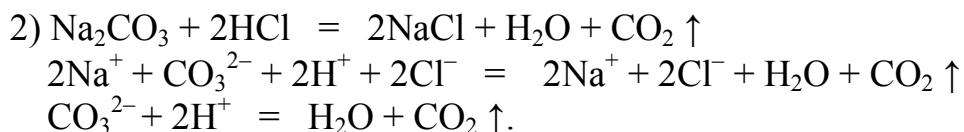
Исходя из значений приведенных констант диссоциации можно отметить, что  $K'_{\text{дис}} > K''_{\text{дис}}$ , т. е. процесс распада электролита на ионы идет активнее по первой ступени.



**Ионные реакции.** При взаимодействии растворов электролитов реакции происходят между ионами растворенных веществ. Химический процесс можно записать в молекулярной и ионно-молекулярной формах. При составлении ионных уравнений реакции вещества малодиссоциированные, малорастворимые (выпадающие в осадок) и газообразные изображаются в виде молекул:



Сокращенное ионно-молекулярное уравнение указывает на то, что в реакции участвуют только ионы  $\text{Ba}^{2+}$  и сульфат-ионы  $\text{SO}_4^{2-}$ .



### Водородный показатель среды

Вода является слабым электролитом и диссоциирует по уравнению



Константа диссоциации воды весьма мала:

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

Принимая концентрацию воды  $[\text{H}_2\text{O}]$  величиной практически постоянной и учитывая, что молярная концентрация воды в воде равна  $1000/18 = 55,56$  моль/л, получаем:  $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14}$ .

Произведение концентрации ионов водорода и ионов гидроксида называется **ионным произведением воды**.

Так как при диссоциации одной молекулы воды получается один ион водорода и один ион гидроксида, то  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$  моль/л.

Если к воде прибавить кислоту, то  $[\text{H}^+] > 10^{-7}$  моль/л, а если прибавить щелочь, то  $[\text{H}^+] < 10^{-7}$  моль/л.

Таким образом, степень кислотности или щелочности раствора можно выразить с помощью концентрации ионов  $[\text{H}^+]$  или  $[\text{OH}^-]$ .

Отрицательный десятичный логарифм концентрации водородных ионов принято называть **водородным показателем pH**:  $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$ .

Отрицательный десятичный логарифм концентрации гидроксид-ионов – **гидроксильный показатель pOH**:  $\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-]$ .

Следовательно, для различных растворов pH и pOH имеют значения:

<i>кислый</i>	<i>нейтральный</i>	<i>щелочной</i>
$\text{pH} < 7, \text{pOH} > 7$	$\text{pH} = 7, \text{pOH} = 7,$	$\text{pH} > 7, \text{pOH} < 7$

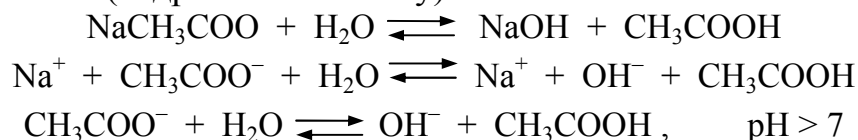
В любом водном растворе  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ .

### Гидролиз

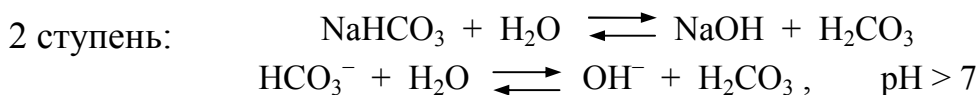
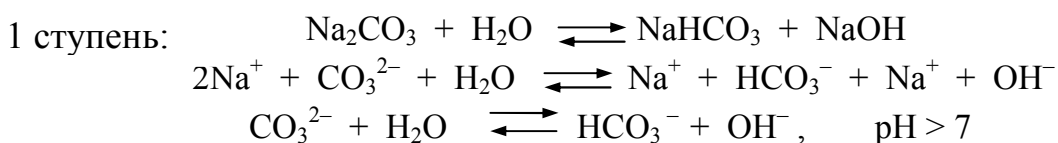
**Гидролиз солей** – это взаимодействие вещества с водой, при котором составные части вещества соединяются с составными частями воды.

Различают несколько случаев гидролиза.

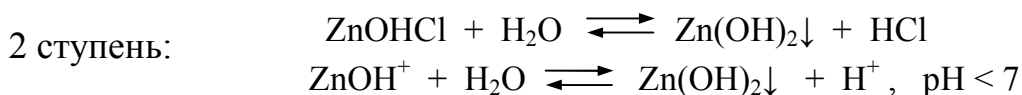
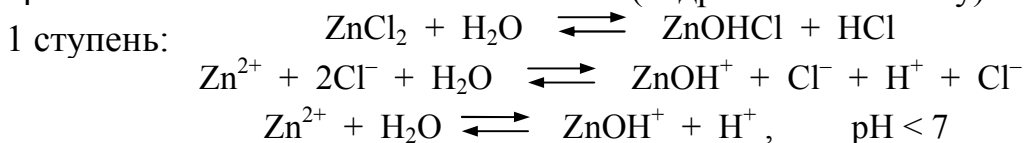
1. Гидролиз соли, образованной **сильным основанием и слабой одноосновной кислотой**, идет с образованием сильного основания и слабой кислоты (гидролиз по аниону):



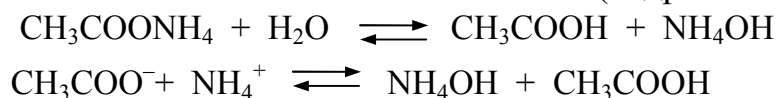
Гидролиз соли, образованной **сильным основанием и слабой многоосновной кислотой**, протекает ступенчато:



2. Гидролиз соли **слабого основания и сильной кислоты**, идет с образованием основной соли и кислоты (гидролиз по катиону):



3. Гидролиз соли **слабого основания и слабой кислоты**, идет с образованием слабого основания и слабой кислоты (гидролиз по катиону и аниону):

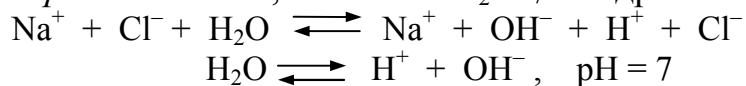


Уксусная кислота и гидроксид аммония – малодиссоциирующие вещества. В данном случае степени диссоциации для  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и  $\text{NH}_4\text{OH}$  совпадают, т.е. для каждого из них  $\alpha = 1,3\%$ , поэтому раствор соли уксуснокислого аммония  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  имеет  $\text{pH} = 7$ .

Гидролиз соли, образованной **слабым основанием и слабой летучей многоосновной кислотой**, идет до конца (продукты гидролиза – слабое основание и слабая кислота):



4. Соли, образованные **сильной кислотой и сильным основанием**, гидролизу не подвергаются. Так,  $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \neq$  гидролиз не идет



## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5 ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ СРЕДЫ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

**Цель работы:** Исследование процесса гидролиза солей и установление факторов, влияющих на гидролиз.

**Реактивы:** растворы уксусной кислоты, гидроксида аммония, карбоната натрия (или калия), сульфата алюминия, нитрата калия, нитрата висмута, ацетата натрия; фенолфталеин, универсальная индикаторная бумага.

### Опыт 1. Определение pH растворов кислот, оснований и воды

Налейте в пять пробирок растворы азотной и уксусной кислот, гидроксидов натрия и аммония, а также дисцилированную воду. Определите pH растворов с помощью универсальной индикаторной бумаги. Напишите уравнения электролитической диссоциации исследуемых веществ.

### Опыт 2. Реакции растворов различных солей

В четыре пробирки налейте по 2-3 мл следующих веществ: в первую – дистиллированной воды, во вторую – раствора карбоната натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (или калия  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ), в третью – раствора сульфата алюминия  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ , в четвертую – раствора нитрата калия  $\text{KNO}_3$ . С помощью универсальной индикаторной бумаги определите pH растворов. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

### Опыт 3. Усиление гидролиза при разбавлении раствора

Налейте в пробирку 1-2 мл раствора нитрата висмута  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ , разбавьте водой до образования осадка. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза, зная, что в результате ступенчатого гидролиза в осадок выпала оксосоли висмута  $\text{BiONO}_3$ .

### Опыт 4. Влияние увеличения концентрации водородных ионов на равновесие гидролиза $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$

В пробирку с осадком оксосоли  $\text{BiONO}_3$ , оставшимся от предыдущего опыта, прибавьте несколько капель концентрированной азотной кислоты. Наблюдайте исчезновение осадка. Напишите уравнение реакции. Дайте объяснение.

### Опыт 5. Влияние температуры на гидролиз ацетата натрия

К 2-4 мл раствора ацетата (уксуснокислого) натрия  $\text{CH}_3\text{COONa}$  прибавьте 1-2 капли фенолфталеина и нагрейте до кипения. Обратите внимание на появление розовой окраски, которая исчезает при охлаждении раствора. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции гидролиза ацетата натрия. Объясните наблюдаемые явления, имея в виду, что фенолфталеин служит индикатором на ионы  $\text{OH}^-$ .

### Опыт 6. Полный гидролиз

К 1-2 мл раствора  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  прилейте такой же объем раствора  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Наблюдайте выделение углекислого газа  $\text{CO}_2$  и образование осадка  $\text{Al}(\text{OH})_3$ . Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнение происходящих реакций. Сделайте вывод о полном гидролизе каждой из солей.

## Примеры решения задач

### Пример 1

Вычислите pH и pOH 0,01 М раствора соляной кислоты.

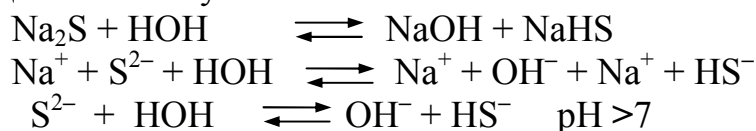
Дано:	Решение
$C_M(\text{HCl}) = 0,01 \text{ М}$ $\text{pH} ? \quad \text{pOH} ?$	1. Соляная кислота диссоциирует по реакции: $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ Пусть степень диссоциации $\text{HCl}$ $\alpha = 100 \%$ . Тогда молярная концентрация $[\text{H}^+] = C_M(\text{HCl}) = 0,01 = 10^{-2} \text{ моль/л}$ . Следовательно, $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 10^{-2} = 2$ 2. Известно, что $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ . Тогда $\text{pOH} = 14 - 2 = 12$ <b>Ответ:</b> $\text{pH} = 2, \text{pOH} = 12$

### Пример 2

Запишите уравнение гидролиза раствора соли  $\text{Na}_2\text{S}$  по первой ступени и укажите, какими факторами можно усилить гидролиз: добавлением хлорида натрия; 2) добавлением соляной кислоты; 3) повышением температуры.

#### Решение

Гидролиз соли идет по аниону:



При добавлении хлорида натрия ( $\text{pH}=7$ ) в раствор  $\text{Na}_2\text{S}$  никаких изменений в процессе гидролиза не происходит. При добавлении  $\text{HCl}$  происходит нейтрализация ионов  $\text{OH}^-$  и равновесие смещается в сторону прямой реакции – гидролиз усиливается. При повышении температуры гидролиз усиливается.

### Пример 3

Вычислите pH 3,12% раствора соляной кислоты ( $\rho = 1,015 \text{ г/мл}$ ,  $\alpha = 90\%$ ).

Дано:	Решение
$W(\text{HCl}) = 3,12\%$ $\rho_{\text{р-ра}} = 1,015 \text{ г/мл}$ $\alpha = 90\%$ $\text{pH} ?$	1. Пусть масса раствора 100 г, тогда масса растворенного вещества $\text{HCl}$ равна 3,12 г, а объем раствора: $V_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho} = \frac{100}{1,015} = 98,52 \text{ мл} = 0,09852 \text{ л.}$ 2. $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль}$ . Молярную концентрацию раствора вычислим из выражения: $C_M(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl}) \cdot V_{\text{р-ра}}} = \frac{3,12}{36,5 \cdot 0,09852} = 0,87 \text{ моль/л.}$

3. Так как  $\alpha(\text{HCl}) = 90 \%$ ,

тогда  $[\text{H}^+] = \alpha(\text{HCl}) C_M(\text{р-ра}) = 0,9 \cdot 0,87 \text{ моль/л} = 0,78 \text{ моль/л}$ .

4. Формула для определения pH раствора  $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$

Следовательно,  $\text{pH} = -\lg 0,78 = 0,11$ .

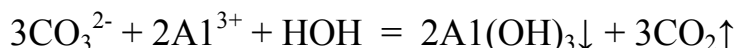
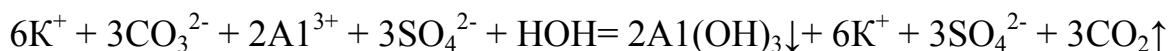
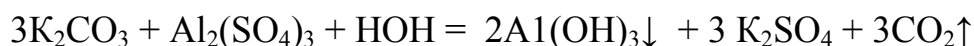
**Ответ:**  $\text{pH} = 0,11$

#### **Пример 4**

К раствору поташа  $K_2CO_3$  прилили раствор сульфата алюминия  $Al_2(SO_4)_3$ . Объясните, почему выпадает осадок  $Al(OH)_3$ . Составьте молекулярное и ионное уравнения реакции.

#### **Решение**

При добавлении к раствору  $K_2CO_3$  раствора  $Al_2(SO_4)_3$  идет полный гидролиз с образованием  $Al(OH)_3$  и выделением  $CO_2$ :



\*\*\*\*\*

### **Контрольные задания по теме «Водородный показатель среды. Гидролиз солей»**

#### **Вариант 1**

1. Вычислите pH 0,2 М раствора сернистой кислоты  $H_2SO_3$ , приняв  $\alpha = 28\%$  и учитывая лишь первую стадию диссоциации.
2. Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионном виде, укажите pH растворов солей:  $K_3PO_4$ ,  $(NH_4)_2CO_3$ ,  $CH_3COOK$ .

#### **Вариант 2**

1. Определите pH раствора, в 1 л которого содержится 0,01 г КОН. Диссоциацию щелочи считать полной.
2. Напишите уравнения реакций гидролиза следующих солей:  $Na_2HPO_4$ ,  $CdSO_4$ ,  $BeCl_2$ . Укажите pH каждого раствора.

#### **Вариант 3**

1. Как изменится pH раствора после добавления к 300 мл 0,2 н раствора КОН 150 мл воды?
2. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:  $PCl_3$ ,  $FeCl_3$ ,  $KCl$ . Укажите pH раствора.

#### Вариант 4

1. Во сколько раз концентрация гидроксидных ионов в растворе с  $\text{pH} = 11$  больше концентрации ионов водорода?
2. Укажите, какую реакцию среды будут иметь растворы следующих солей:  $\text{NaNO}_2$ ,  $\text{Mg}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ,  $\text{SnCl}_2$ ,  $\text{MnSO}_4$ .

#### Вариант 5

1. Как изменится концентрация ионов водорода, если  $\text{pH}$  раствора понизится с 11 до 5?
2. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ . Как влияет на гидролиз добавление  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ?

#### Вариант 6

1. К раствору нитрата цинка  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$  добавили следующие вещества:  
а)  $\text{HNO}_3$ ; б)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ; в)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ .

В каких случаях и почему гидролиз  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$  усилится? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

2. Найдите степень диссоциации (%) и  $[\text{H}^+]$  0,1 М раствора  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , если константа диссоциации уксусной кислоты равна  $1,8 \cdot 10^{-5}$ .

#### Вариант 7

1. Вычислите  $[\text{H}^+]$  и  $\text{pH}$  0,01 М и 0,05 н растворов  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
2. К раствору  $\text{ZnCl}_2$  добавили следующие вещества: а)  $\text{HCl}$ ; б)  $\text{KOH}$ ; в)  $\text{K}_2\text{CO}_3$ . В каких случаях и почему гидролиз  $\text{ZnCl}_2$  усилится? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

#### Вариант 8

1. Вычислите  $\text{pH}$  0,05 М раствора гидроксида калия  $\text{KOH}$ . Диссоциацию щелочи считать полной.
2. К раствору  $\text{FeCl}_3$  добавили следующие вещества: а)  $\text{HCl}$ ; б)  $\text{NaOH}$ ; в)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . В каких случаях и почему гидролиз  $\text{FeCl}_3$  усилится? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

#### Вариант 9

1. Как изменится концентрация ионов водорода и  $\text{pH}$  0,2 М раствора уксусной кислоты  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , если его разбавить водой в 10 раз?
2. Вычислите  $\text{pH}$  0,01 н раствора гидроксида калия  $\text{KOH}$ , если  $\alpha = 95\%$ .

#### Вариант 10

1. Определите  $\text{pH}$  0,02 н раствора серной кислоты ( $\alpha = 95\%$ ).
2.  $\text{pH}$  0,1 н раствора слабой одноосновной кислоты равен 1,8. Чему равна константа диссоциации кислоты?



### Вариант 11

1. Определите концентрацию ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  в растворе, pH которого равен 6.

2. Напишите реакции гидролиза хлорида алюминия  $\text{AlCl}_3$  и сульфита натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  в молекулярной и ионной формах. Укажите pH растворов.

### Вариант 12

1. Определите pH и pOH 0,1 М раствора азотной кислоты. Какова окраска метилового оранжевого в этом растворе?

2. Напишите уравнения гидролиза солей в молекулярном и ионном виде: нитрата кальция, сульфата хрома (III), карбоната алюминия. Укажите pH раствора.

### Вариант 13

1. Вычислите pH раствора, в 2 л которого содержится  $10^{-6}$  молей ионов  $\text{OH}^-$ .

2. Смешали растворы  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.). Какие реакции будут протекать? Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

### Вариант 14

1. Вычислите молярную концентрацию раствора муравьиной кислоты  $\text{HCOOH}$  (pH = 2,  $K_{\text{дис.}} = 1,8 \cdot 10^{-4}$ ).

2. Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной формах следующих солей:  $\text{CoSO}_4$ ,  $\text{Li}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$ ,  $\text{MnI}_2$ .

### Вариант 15

1. Вычислите pH 0,2 М раствора сероводородной кислоты  $\text{H}_2\text{S}$ , если известно, что  $K_{\text{дис.}} = 1,1 \cdot 10^{-7}$ ?

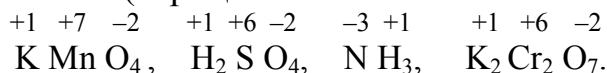
2. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций гидролиза сульфида и селенида калия. Какая из солей гидролизуеться сильнее и почему?

## РАЗДЕЛ 8

### ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

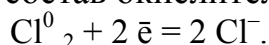
Химические реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов нескольких элементов реагирующих веществ, называются **окислительно-восстановительными**.

**Степень окисления** (окислительное число) – это условный заряд атома в соединении, вычисляемый из допущения, что все связи в этом соединении являются ионными, и равный числу электронов, смещенных от атома данного элемента (положительная степень окисления) или к атому данного элемента (отрицательная степень окисления), например:

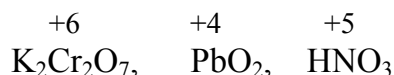


**Восстановители** – атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны; процесс отдачи электронов называется **окислением**. Процесс окисления сопровождается увеличением степени окисления соответствующих элементов, входящих в состав восстановителя:  $\text{Al}^0 - 3 \bar{e} = \text{Al}^{3+}$ .

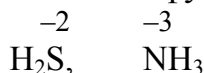
**Окислители** – атомы, молекулы или ионы, принимающие электроны; процесс присоединения электронов называется **восстановлением**. Процесс восстановления сопровождается понижением степени окисления элементов, входящих в состав окислителя:



Соединения, в состав которых входят атомы элементов в своей *максимальной положительной* степени окисления, могут *только восстанавливаться*, выступая в качестве *окислителей*:



Соединения, содержащие элементы в их *минимальной* степени окисления, могут *только окисляться*, выполняя функцию *восстановителей*:



#### Классификация окислительно-восстановительных реакций

1) **межмолекулярные** – реакции, в ходе которых окислитель и восстановитель находятся в разных веществах;

2) **внутримолекулярные** – реакции, в ходе которых и окислитель и восстановитель (атомы разных элементов) находятся в составе одного вещества;

3) **диспропорционирования** (самоокисления-самовосстановления) – реакции, в ходе которых атомы одного и того же элемента, находящиеся в составе одного вещества, являются и окислителем (понижают степень окисления) и восстановителем (повышают степень окисления)

### Правила определения степени окисления атомов в свободном состоянии и в химических соединениях:

- 1) алгебраическая сумма степеней окисления атомов в молекулах равна нулю, то есть молекула электронейтральна;
- 2) алгебраическая сумма степеней окисления атомов в ионах равна электрическому заряду данного иона;
- 3) степень окисления атомов в молекулах простых веществ равна нулю ( $F_2$ ,  $O_2$ ,  $O_3$ ,  $Al$ ,  $Cl_2$ );
- 4) металлы в своих соединениях проявляют только положительные степени окисления;
- 5) **постоянную** степень окисления **в соединениях** проявляют:
  - металлы главной подгруппы 1 группы** периодической системы элементов имеют степень окисления, равную **плюс одному (+1)**;
  - металлы главной подгруппы 2 группы** (включая кадмий и цинк из побочной подгруппы) имеют степень окисления, равную **плюс двум (+2)**;
  - алюминий** имеет степень окисления, равную **плюс трем (+3)**;
  - фтор** в соединениях имеет степень окисления, равную **минус одному (-1)**;
  - водород** в большинстве соединений имеет степень окисления, равную **плюс одному (+1)**;
  - исключение составляют гидриды металлов ( $CaH_2$ ,  $KH$ ), где степень окисления водорода равна минус одному (-1);*
  - кислород** в большинстве соединений имеет степень окисления, равную **минус двум (-2)**;
  - исключения составляют: пероксиды ( $H_2O_2$ ,  $Na_2O_2$ ) – здесь кислород имеет степень окисления, равную минус одному (-1);*
  - фторид кислорода ( $OF_2$ ) – здесь степень окисления кислорода плюс два (+2);*
  - дифторид кислорода ( $O_2F_2$ ) – степень окисления кислорода – плюс один (+1)*

### Составление окислительно-восстановительных реакций

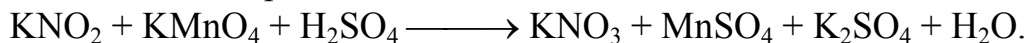
Существует несколько способов составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Наиболее распространенными являются *метод электронного баланса* и *ионно-электронный метод*.

#### Метод электронного баланса

Метод электронного баланса основан на сравнении степеней окисления атомов в исходных веществах и продуктах реакции и предусматривает соблюдение **правила**: число электронов, отданных восстановителями, равно числу электронов, принятых окислителями.

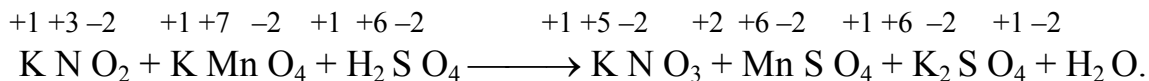
Сущность метода электронного баланса рассмотрим на примере составления уравнения окислительно-восстановительной реакции.

**Пример 1.** Рассчитать коэффициенты в окислительно-восстановительной реакции



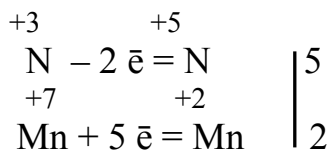
**Основные этапы составления уравнения реакции:**

1) определяются степени окисления элементов в соединениях, устанавливаются окислитель и восстановитель:

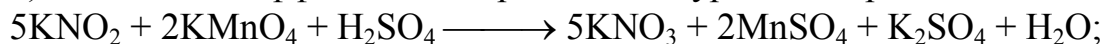


Из схемы реакции видно, что степень окисления азота повысилась от +3 до +5, следовательно,  $\text{KNO}_2$  – восстановитель и в процессе реакции окисляется до  $\text{KNO}_3$ . Степень окисления марганца меняется от +7 до +2, следовательно,  $\text{KMnO}_4$  – окислитель и в процессе реакции восстанавливается до  $\text{MnSO}_4$ ;

2) составляются уравнения электронного баланса и находятся коэффициенты при восстановителе и окислителе (*основные коэффициенты*):



3) основные коэффициенты переносятся в уравнение реакции



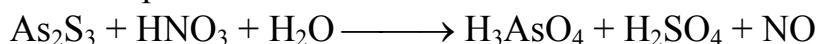
4) для остальных участников реакции находятся коэффициенты в следующем порядке: сначала уравнивается число атомов металлов, далее – число атомов неметаллов (кроме водорода), в последнюю очередь уравнивается число атомов водорода.

Окончательно уравнение будет иметь вид:

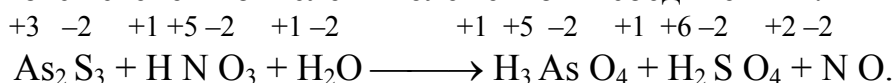


Для подтверждения того, что коэффициенты найдены верно, проверяется равенство атомов кислорода в левой и правой частях уравнения.

**Пример 2.** Используя метод электронного баланса, расставить коэффициенты в уравнении реакции:



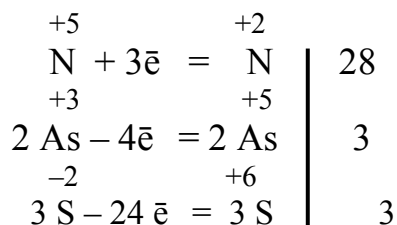
Определяются степени окисления элементов в соединениях:



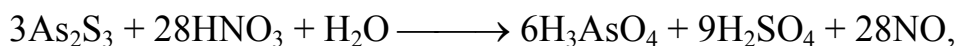
Из схемы реакции видно, степень окисления азота уменьшается от +5 до +2, следовательно, происходит процесс восстановления ( $\text{HNO}_3$  – окис-

литель), а степени окисления повышаются сразу у двух элементов: у мышьяка от **+3** до **+5** и у серы от **-2** до **+6**, следовательно, эти два элемента в процессе реакции окисляются ( $\text{As}_2\text{S}_3$  – восстановитель).

Составляем электронные уравнения и добиваемся электронного баланса, учитывая индексы при атомах мышьяка и серы и суммируя число отданных электронов (принято 3 электрона, а отдано  $24 + 4 = 28$  электронов):

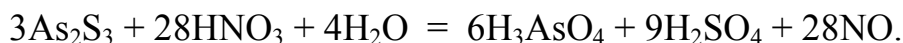


Перенесем основные коэффициенты в уравнение реакции:

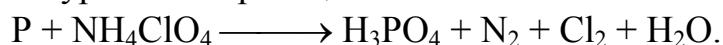


а затем найдем коэффициент при  $\text{H}_2\text{O}$ .

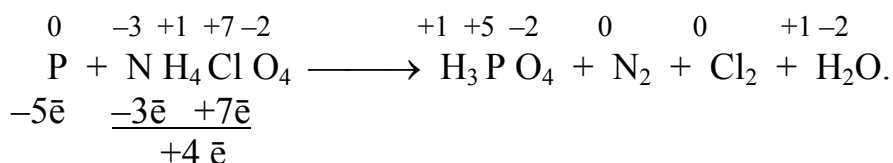
Окончательно уравнение будет иметь вид:



**Пример 3.** Используя метод электронного баланса, расставить коэффициенты в уравнении реакции:



В молекуле  $\text{NH}_4\text{ClO}_4$  находятся два элемента, изменяющих свою степень окисления. В этом случае при составлении электронных уравнений можно подсчитать алгебраическую сумму теряемых и приобретаемых электронов:

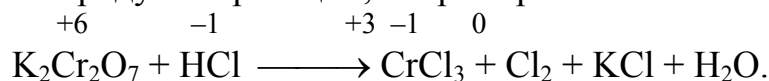


Составляем электронный баланс, для чего количество электронов, отдаваемых восстановителем (фосфором), записывается в качестве коэффициента перед формулой окислителя ( $\text{NH}_4\text{ClO}_4$ ), а число электронов, получаемых окислителем, – в качестве коэффициента перед формулой восстановителя, причем в данном случае коэффициенты удваиваются в связи с тем, что в правой части уравнения находятся двухатомные молекулы  $\text{N}_2$  и  $\text{Cl}_2$ .

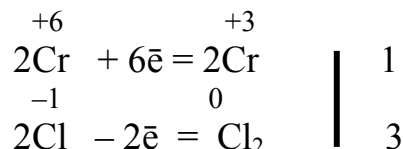
Окончательно уравнение будет иметь вид:



**Пример 4.** Окислитель или восстановитель могут расходоваться, кроме основной окислительно-восстановительной реакции, и на связывание образующихся продуктов реакции, например:



*Составим электронные уравнения и найдем основные коэффициенты при восстановителе и окислителе:*



Проставим основные коэффициенты в уравнение реакции, но только лишь при  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{CrCl}_3$  и  $\text{Cl}_2$ :

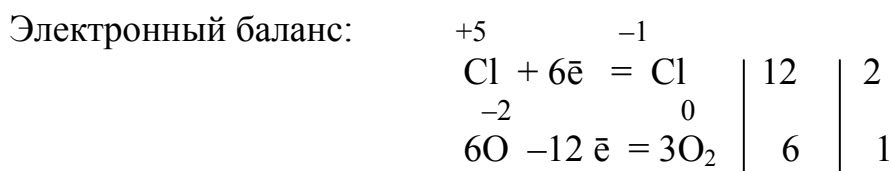
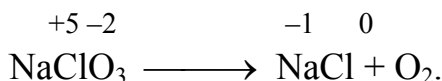


При  $\text{HCl}$  коэффициент пока не выставляется, так как электронными уравнениями определено лишь число ионов  $\text{Cl}^-$ , изменивших степень окисления (истраченных на восстановление) и не учтено число ионов  $\text{Cl}^-$ , пошедших на связывание катионов  $\text{Cr}^{3+}$ .

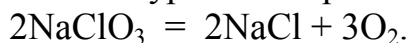
Уравнивая калий, хлор и водород в обеих частях уравнения, получаем окончательное уравнение реакции:



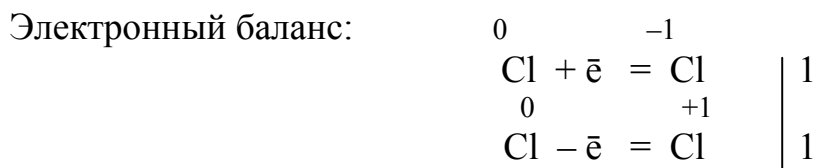
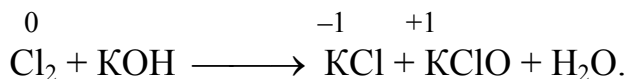
**Пример 5.** Внутримолекулярная окислительно-восстановительная реакция:



Окончательное уравнение реакции:



**Пример 6.** Реакция диспропорционирования:



Окончательное уравнение реакции:





## ИОННО-ЭЛЕКТРОННЫЙ МЕТОД

Ионно-электронный метод, или метод полуреакций, предусматривает раздельное составление ионных уравнений для процесса окисления и процесса восстановления с последующим суммированием их в общее ионное уравнение.

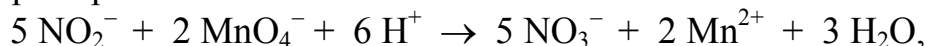
В методе полуреакций нет необходимости знать степень окисления атомов, так как в нем рассматриваются *не гипотетические ионы, а существующие реально*. Однако большое значение имеет среда – активный участник всего процесса. Влияние среды на химический процесс настолько велико, что в некоторых случаях изменяется даже направление и результат процесса.

При составлении уравнений следует руководствоваться *правилами*:

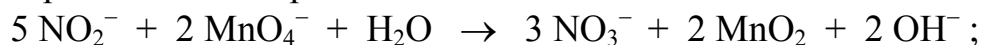
1) *сильные электролиты записывают в виде ионов, а слабые, малодиссоциированные, газообразные или твердые соединения (осадки) – в молекулярной форме*. В ионную схему включают те частицы, которые подвергаются изменению, т.е. проявляют восстановительные или окислительные свойства, а также частицы, характеризующие среду:

*кислую – ион  $H^+$ , щелочную – ион  $OH^-$  и нейтральную – молекулу  $H_2O$ ;*

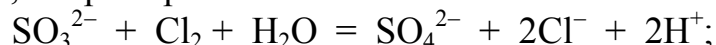
2) если исходные вещества содержат *больше* кислорода, чем полученные продукты, то в *кислой среде* избыток кислорода с ионами  $H^+$  образует воду, например:



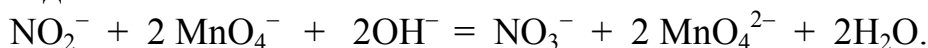
а в *щелочной и нейтральной среде* кислород связывается молекулами воды с образованием гидроксид-ионов:



3) если исходные вещества содержат *меньшее* число атомов кислорода, чем образующиеся соединения, то недостающее число их пополняется в *кислых и нейтральных растворах* за счет молекул воды с образованием ионов водорода, например:



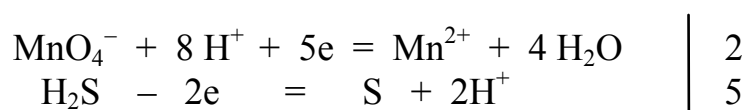
а в *щелочных растворах* – за счет гидроксид-ионов с образованием молекул воды:



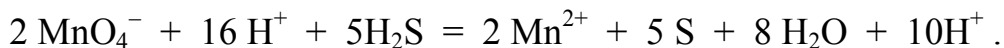
**Пример 7.** Реакция протекает *в кислой среде*:



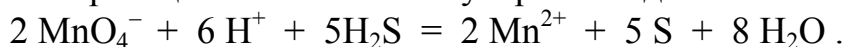
Окислитель  $MnO_4^-$  восстанавливается в кислой среде до  $Mn^{2+}$ , а восстановитель  $H_2S$  окисляется до S: по ионно-электронному уравнению:



Суммируем эти полуреакции, предварительно умножая их соответственно на 2 и 5:



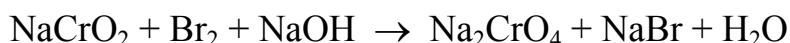
Правильно подобрав члены, получим уравнение окислительно-восстановительной реакции в ионно-молекулярном виде



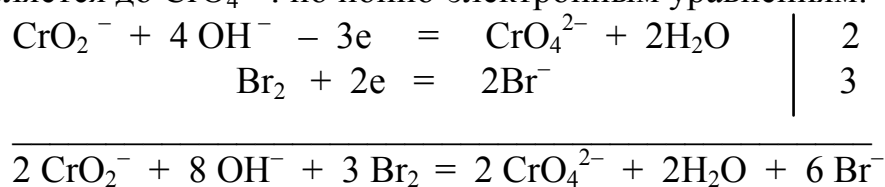
Для получения уравнения в молекулярном виде следует добавить к каждому аниону соответствующий катион, а к каждому катиону – анион:



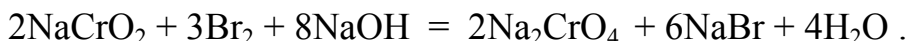
**Пример 8.** Реакция протекает *в щелочной среде*:



Окислитель  $\text{Br}_2$  восстанавливается до ионов  $\text{Br}^-$ , а восстановитель  $\text{CrO}_2^-$  окисляется до  $\text{CrO}_4^{2-}$ : по ионно-электронным уравнениям:



В молекулярном виде:



\*\*\*\*\*

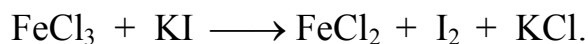
## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

**Цель работы:** знакомство с окислительно-восстановительными реакциями, окислителями и восстановителями, влиянием среды на направление протекания окислительно-восстановительных реакций.

**Реактивы:** растворы хлорида железа (III) (0,5 н.), иодида калия (0,1 н.), перманганата калия (0,05 н.), серной кислоты (2н.), гидроксида натрия (1 н.), пероксида водорода (3%), кристаллический сульфит натрия, крахмальный клейстер.

### Опыт 1. Взаимодействие хлорида железа (III) с иодидом калия

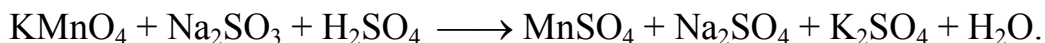
Налейте в пробирку 2-3 мл раствора хлорида железа (III) и добавьте несколько капель растворов иодида калия и крахмального клейстера. Наблюдайте появление синей окраски, указывающей на присутствие в растворе молекулярного йода:



Составьте электронные уравнения, укажите окислитель и восстановитель. Закончите уравнение реакции.

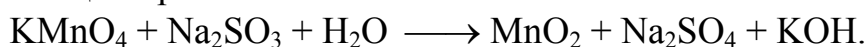
## **Опыт 2. Взаимодействие перманганата калия с сульфитом натрия в различных средах**

2.1. *В кислой среде.* В пробирку с 1-2 мл раствора перманганата калия  $\text{KMnO}_4$ , подкисленного несколькими каплями серной кислоты (2н. раствор), прилейте 4-5 мл раствора сульфита натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . Наблюдается исчезновение фиолетовой окраски, характерной для аниона  $\text{MnO}_4^-$ . Реакция протекает по схеме:



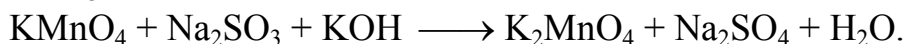
Составьте электронные уравнения, укажите окислитель и восстановитель, закончите уравнение реакции.

2.2. *В нейтральной среде.* В пробирку налейте 1-2 мл перманганата калия и добавьте 4-5 мл сульфита натрия. Выпадает бурый осадок диоксида марганца. Реакция протекает по схеме:



Составьте электронные уравнения, укажите окислитель и восстановитель, закончите уравнение реакции.

2.3. *В щелочной среде.* В пробирку налейте 1-2 мл перманганата калия, такое же количество концентрированного раствора  $\text{KOH}$  (20 %) и добавьте раствор  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ :

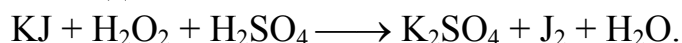


Составьте электронные уравнения, укажите окислитель и восстановитель, закончите уравнение реакции. Сделайте вывод об изменении степени окисления марганца в перманганате калия в зависимости от реакции среды (кислая, нейтральная, щелочная) с одним и тем же восстановителем.

## **Опыт 3. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода**

### **3.1. Взаимодействие пероксида водорода с иодидом калия**

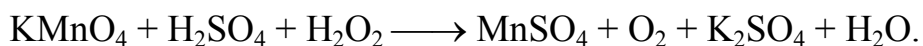
К 1-2 мл раствора иодида калия, подкисленного серной кислотой, добавьте такое же количество раствора пероксида водорода. Наблюдайте выделение свободного йода:



Составьте электронные уравнения, укажите окислитель и восстановитель, закончите уравнение реакции.

### **3.2. Взаимодействие пероксида водорода с перманганатом калия**

К подкисленному серной кислотой раствору перманганата калия прилейте по каплям раствор пероксида водорода, наблюдайте выделение кислорода:



Составьте электронные уравнения, укажите окислитель и восстановитель, закончите уравнение реакции. Укажите, какую роль выполняет пероксид водорода (окислителя или восстановителя) в опытах 3.1 и 3.2, сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах пероксида водорода.

## Контрольные задания по теме «ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ»

Задания выполняются по вариантам, приведенным в табл. 8.1.

Таблица 8.1.

**Задание 1.** Объясните, какое из приведенных веществ и почему может быть восстановителем, окислителем, либо обладать окислительно-восстановительной двойственностью.

**Задание 2.** Используя метод электронного баланса и ионно-электронный метод (метод полуреакций), рассчитайте стехиометрические коэффициенты в предложенных уравнениях. Укажите окислитель и восстановитель.

№ варианта	Задание 1	Задание 2
1	$\text{Cl}^-$ ; $\text{Cl}_2$ ; $\text{NO}$ ; $\text{NO}_2$	а) $\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$ ; б) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{MnO}_4$
2	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ; $\text{CrO}_2^-$ ; $\text{Cr}^{3+}$ ; $\text{Cr}^{2+}$	а) $\text{KJ} + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{J}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH}$ ; б) $\text{Au} + \text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}[\text{AuCl}_4] + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
3	$\text{Si}$ ; $\text{SiO}_2$ ; $\text{CO}$ ; $\text{C}$	а) $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ ; б) $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
4	$\text{Na}$ ; $\text{Zn}$ ; $\text{Al}$ ; $\text{Si}$	а) $\text{Br}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBrO}_3 + \text{HCl}$ ; б) $\text{KBr} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5	$\text{Cl}^-$ ; $\text{NO}_2^-$ ; $\text{Mg}^{2+}$ ; $\text{AsO}_3^{3-}$	а) $\text{Pt} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NO} + \text{PtCl}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ; б) $\text{Pt} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2[\text{PtCl}_6] + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
6	$\text{Na}$ ; $\text{Na}^+$ ; $\text{SO}_2$ ; $\text{S}$	а) $\text{MnCO}_3 + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KCl} + \text{CO}_2$ ; б) $\text{Co}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CoSO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
7	$\text{NO}$ ; $\text{NO}_2$ ; $\text{NO}_2^-$ ; $\text{NO}_3^-$	а) $\text{PH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$ ; б) $\text{NaNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
8	$\text{Cl}^-$ ; $\text{ClO}^-$ ; $\text{ClO}_3^-$ ; $\text{ClO}_4^-$	а) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ; б) $\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .
9	$\text{F}_2$ ; $\text{Br}_2$ ; $\text{C}$ ; $\text{Al}$	а) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ ; б) $\text{NaBr} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$
10	$\text{Na}^+$ ; $\text{MnO}_4^-$ ; $\text{ClO}_3^-$ ; $\text{SO}_4^{2-}$	а) $\text{As} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{HCl}$ ; б) $\text{MnO}_2 + \text{KJ} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnCO}_3 + \text{KHCO}_3 + \text{J}_2$
11	$\text{F}_2$ ; $\text{Cl}_2$ ; $\text{Br}_2$ ; $\text{J}_2$	а) $\text{NaNO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{PbCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ; б) $\text{P} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PH}_3 + \text{KH}_2\text{PO}_2$
12	$\text{S}$ ; $\text{Al}$ ; $\text{H}_2$ ; $\text{Cl}_2$	а) $\text{AgNO}_3 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Ag} + \text{KNO}_3 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ; б) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$
13	$\text{P}$ ; $\text{Br}_2$ ; $\text{Zn}$ ; $\text{S}$	а) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ ; б) $\text{KNO}_2 + \text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO} + \text{J}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
14	$\text{C}$ ; $\text{CO}$ ; $\text{CO}_2$ ; $\text{CH}_4$	а) $\text{J}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KJO}_3 + \text{KJ} + \text{H}_2\text{O}$ ; б) $\text{KNO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{PbCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
15	$\text{NO}_3^-$ ; $\text{SO}_3^{2-}$ ; $\text{ClO}_4^-$ ; $\text{F}^-$	а) $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KClO}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ ; б) $\text{FeCl}_3 + \text{HJ} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{HCl} + \text{J}_2$

## РАЗДЕЛ 9

### ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

**Электрохимия** – раздел химии, изучающий химические процессы, которые сопровождаются появлением электрического тока или, наоборот, возникают под действием электрического тока. В электрохимических процессах происходит превращение химических видов энергии в электрическую (гальванический элемент) и, наоборот, электрической энергии в химическую (электролиз).

#### 9.1. Гальванический элемент

**Гальванический элемент** – это устройство, в котором в результате окислительно-восстановительной реакции возникает электрический ток. Гальванические элементы называют также химическими источниками электрической энергии, или химическими источниками тока.

**Двойной электрический слой** возникает на поверхности раздела фаз (металл – раствор) при погружении металлической пластины в раствор соли металла. Причиной этого процесса является способность переходить в воду из кристаллической решетки катионов металла, находящихся на границе с водой. Процесс является обратимым и выражается уравнением:  $Me + nH_2O \rightleftharpoons Me^{n+} \cdot nH_2O + n\bar{e}$ .

**Электродный потенциал  $E$**  – разность потенциалов, возникающая на границе раздела металл (электрод) – электролит. ( $E_{Me}^{n+}|_{Me}, B$ ).

Непосредственно измерить абсолютное значение электродного потенциала невозможно, но его можно определить сравнением с известным потенциалом другого электрода – *электрода сравнения*.

В качестве электрода сравнения применяют **водородный электрод**. Потенциал водородного электрода при концентрации в растворе ионов  $H^+$ , равной 1 моль/л, давлении газообразного водорода 101325 Па и при температуре 298° К (стандартные условия) **принят равным нулю**:  $E_{2H^+|H_2}^0 = 0$ .

**Уравнение Нернста** устанавливает зависимость электродного потенциала от концентрации ионов металла и температуры (при нестандартных условиях):

$$E = E^0 + \frac{2,3 R T}{n F} \lg \frac{[Ox]}{[Red]}, \quad (1)$$

где  $[Ox]$  и  $[Red]$  – молярные концентрации окисленной и восстановленной форм металла соответственно;  $R$  – универсальная газовая постоянная (8,314 Дж/моль·К);  $T$  – абсолютная температура;  $F$  – число Фарадея ( $\approx 96500$  Кл/моль);  $n$  – число электронов, участвующих в окислительно-восстановительном процессе.

Частный случай уравнения Нернста (*стандартные условия*) получается при  $T = 298 \text{ K}$  и, если подставить численные значения постоянных величин  $R$  и  $F$ , и учесть, что  $[Ox] = [Me^{n+}]$ ,  $[Red] = [Me] = \text{const}$  (так как концентрация атомов металла при постоянной температуре – величина постоянная, ее значение включается в величину  $E^0$ ):

$$E_{Me^{n+}|Me} = E^0_{Me^{n+}|Me} + \frac{0,059}{n} \lg [Me^{n+}] \quad (2)$$

Для водородного электрода уравнение Нернста принимает вид:

$$E_{2H^+|H_2} = E^0_{2H^+|H_2} + 0,059 \lg [H^+],$$

а так как  $E^0_{2H^+|H_2} = 0 \text{ В}$  и  $\lg [H^+] = -\text{pH}$ , то  $E_{2H^+|H_2} = -0,059 \text{ pH}$ .

При  $\text{pH} = 7$  электродный потенциал водородного электрода равен:

$$E_{2H^+|H_2} = -0,41 \text{ В}.$$

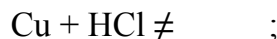
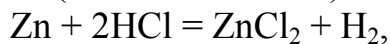
*Стандартный электродный потенциал  $E^0_{Me^{n+}|Me}$  – потенциал электрода, измеренный при стандартных условиях. Если расположить металлы в порядке возрастания значений их стандартных электродных потенциалов, то получится ряд стандартных электродных потенциалов (электрохимический ряд напряжений металлов):*

$Me^{n+} Me$	$E^0, \text{ В}$
$Li^+ Li$	-3,05
$K^+ K$	-2,92
$Na^+ Na$	-2,71
$Al^{3+} Al$	-1,66
$Zn^{2+} Zn$	-0,76
$Fe^{2+} Fe$	-0,44
$Co^{2+} Co$	-0,28
$Sn^{2+} Sn$	-0,14
$H^+ H$	0,00
$Cu^{2+} Cu$	+0,34
$Ag^+ Ag$	+0,80
$Au^{3+} Au$	+1,50

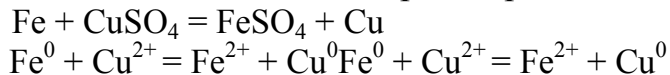
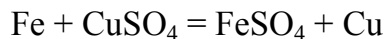
**Характеристики свойств металлов**, получаемые с помощью ряда стандартных электродных потенциалов:

1) чем меньше электродный потенциал металла, тем легче он окисляется и труднее восстанавливается из своих ионов;

2) металлы, имеющие отрицательные значения электродных потенциалов, т.е. стоящие в ряду напряжений левее (выше) водорода и не разлагающие воду, способны вытеснять (восстанавливать) водород из разбавленных кислот, например:



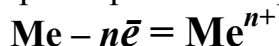
3) каждый металл этого ряда, не разлагающий воду, вытесняет (восстанавливает) все следующие за ним металлы из растворов их солей





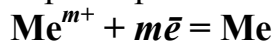
### **Гальванический элемент (ГЭ)**

**Анод** – электрод, на котором протекает процесс окисления:



(анод в гальваническом элементе заряжен отрицательно).

**Катод** – электрод, на котором протекает процесс восстановления:



(катод при работе гальванического элемента заряжен положительно).

**Краткая электрохимическая схема** гальванического элемента – записываются химическими символами электроды и растворы, причем одна черта означает границу раздела между электродом и раствором, две черты – граница между растворами, в скобках знаки электродов. Кроме того, анод записывается слева, катод – справа.

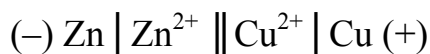
Например, краткая электрохимическая схема медно-цинкового гальванического элемента:



или



или



или



**Электродвижущая сила гальванического элемента ЭДС ( $\Delta E$ )** – разность электродных потенциалов катода  $E_{\text{к}}$  и анода  $E_{\text{а}}$  (окислителя и восстановителя):  $\Delta E = E_{\text{к}} - E_{\text{а}}$

Электродвижущая сила гальванического элемента может иметь только положительное значение, и, соответственно, катодом является электрод

с более высоким значением электродного потенциала.

**Стандартная ЭДС ( $\Delta E^0$ )** – электродвижущая сила гальванического элемента в стандартных условиях.

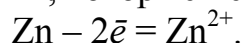
**Стандартная ЭДС** медно-цинкового гальванического элемента:

$$\Delta E^0 = E_{\text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu}}^0 - E_{\text{Zn}^{2+} \mid \text{Zn}}^0 = 0,34 - (-0,76) = 1,10 \text{ В}$$

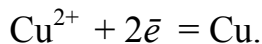
### Принцип действия медно-цинкового гальванического элемента

Покажем это на примере гальванического элемента (рис. 9.1). Этот элемент (элемент Якоби-Даниэля) состоит из двух электродов, имеющих различные значения электродных потенциалов: цинковой пластины, погруженной в раствор сульфата цинка (цинковый электрод 1), и медной пластины, погруженной в раствор сульфата меди (медный электрод 2). Электроды соединены между собой металлическим проводником 3, а растворы – электролитическим ключом 4 – U-образной стеклянной трубкой, выполняющей функции проводника с ионной проводимостью.

На цинковом электроде (отрицательный электрод, анод) происходит окисление атомов цинка в ионы, которые переходят в раствор



Электроны перемещаются по металлическому проводнику к медному электроду (положительный электрод, катод), где происходит восстановление катионов меди из раствора в атомы меди и осаждение их на электроде:



В результате около цинкового электрода электролит приобретает избыточное число положительно заряженных ионов  $\text{Zn}^{2+}$  по сравнению с исходным, а около медного электрода – недостаток ионов  $\text{SO}_4^{2-}$ . По электролитическому мостику анионы  $\text{SO}_4^{2-}$  перемещаются от медного электрода к цинковому, замыкая цепь.

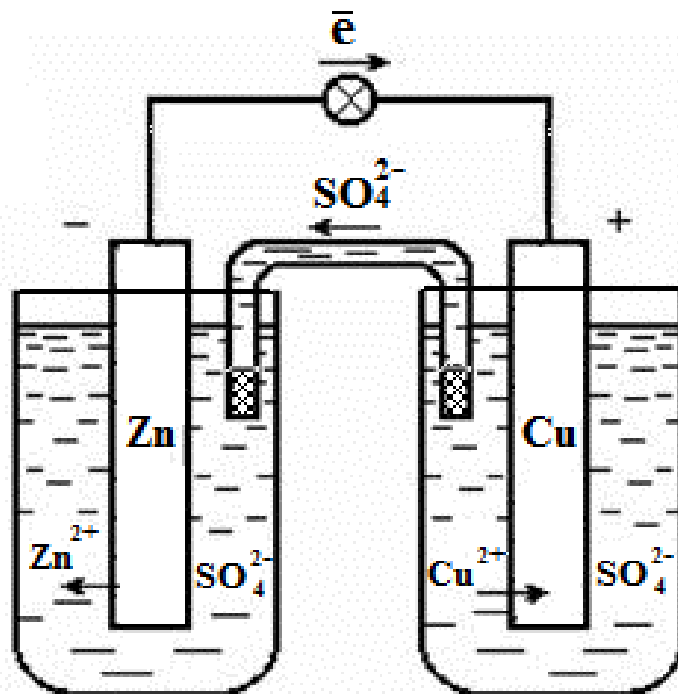


Рис. 9.1. Схема медно-цинкового гальванического элемента

## 9.2. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций

При работе гальванического элемента в качестве окислителя выступает электрохимическая система с более высоким значением электродного потенциала, а в качестве восстановителя – с более низким.

Таким образом, сопоставляя электродные потенциалы соответствующих систем, можно определить направление, в котором будет протекать окислительно-восстановительная реакция:

*чем больше значение стандартного электродного потенциала (стандартного окислительно-восстановительного потенциала) данного атома или иона, тем больше его окислительные свойства, а чем меньше алгебраическая величина стандартного окислительно-восстановительного потенциала данного атома или иона, тем больше его восстановительные свойства.*

Для определения направления окислительно-восстановительной реакции необходимо найти ЭДС гальванического элемента, образованного из данного окислителя и восстановителя:

$$\Delta E = E_{\text{ок.}} - E_{\text{восст.}}$$

Если  $\Delta E > 0$ , то данная реакция возможна,  
если  $\Delta E < 0$ , то реакция протекает в обратном направлении.

При одинаковых или очень близких значениях электродных потенциалов двух систем реакция между ними не имеет преимущественного направления, то есть обе системы находятся в состоянии подвижного равновесия.

Стандартное значение ЭДС ( $E^0$ ) гальванического элемента связано со значением стандартной энергией Гиббса  $\Delta G^0$  протекающей реакции соотношением:

$$nFE^0 = -\Delta G^0,$$

где  $n$  – число электронов, принимающих участие в реакции;  
 $F$  – число Фарадея.

Значение стандартной энергии Гиббса связано с константой равновесия реакции  $K$  уравнением:

$$\Delta G^0 = -2,3 R T \lg K.$$

Из двух последних уравнений следует:

$$n F E^0 = 2,3 R T \lg K.$$

Пользуясь этим соотношением, можно по экспериментально определенному значению стандартной ЭДС вычислить константу равновесия соответствующей окислительно-восстановительной реакции.

При  $T = 298 \text{ K}$ ,  $F \approx 96500 \text{ Кл/моль}$ ,  $R = 8,314 \text{ Дж/ (моль} \cdot \text{K)}$ :

$$\lg K = n E^0 / 0,059$$

### 9.3. Электролиз

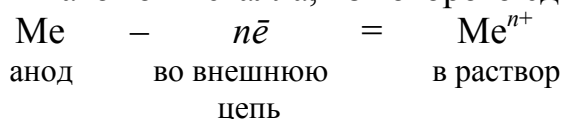
**Электролиз** – совокупность окислительно-восстановительных процессов, протекающих при прохождении постоянного электрического тока через расплав или раствор электролита. При электролизе *энергия электрического тока* превращается в *химическую энергию*. Как и в случае гальванического элемента, на аноде происходит окисление, а на катоде – восстановление. Но при электролизе анодом является положительный электрод, а катодом – отрицательный.

Характер протекания электродных процессов при электролизе зависит от многих факторов, например, от материала электродов, состава электролита, режима электролиза (температура, напряжение, плотность тока и др.).

#### **Материал электродов:**

1) *нерастворимые (инертные)* электроды – в процессе электролиза химически не изменяются, а служат лишь для передачи электронов во внешнюю цепь (инертные электроды изготавливаются обычно из графита, угля, платины);

2) *растворимые (активные)* электроды (из меди, цинка, серебра, никеля и других металлов) – во внешнюю цепь электроны посылает сам анод за счет окисления атомов металла, из которого сделан анод:



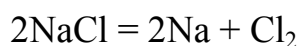
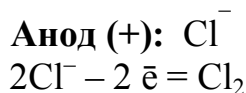
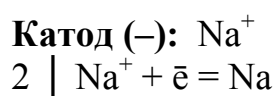
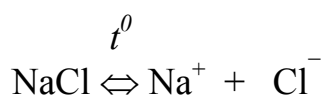
.....

#### **Электролиз расплава электролита**

(электроды инертные):

- при высоких температурах расплав соли диссоциирует на ионы;
- катионы металла направляются к катоду, а анионы кислотного остатка – к аноду;
- на катоде происходит восстановление катионов металла;
- на аноде происходит окисление кислотного остатка.

**Например,** электролиз расплава NaCl:



### Электролиз раствора электролита

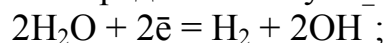
Электролиз раствора электролита протекает сложнее, так в процессе принимает участие вода

#### 1. Процессы на катоде:

– если  $E^0_{Me^{n+}|Me} \gg -0,41$  В (это значение потенциала водородного электрода  $E_{2H^+|H_2}$  в нейтральной среде), то в первую очередь восстанавливаются катионы металла  $Me^{n+} + n\bar{e} = Me$ ;

– если  $E^0_{Me^{n+}|Me} \ll -0,41$  В, то восстанавливаются:

в щелочной и нейтральной среде – молекулы воды



в кислой среде – ионы  $H^+$   $2H^+ + 2\bar{e} = H_2$ ;

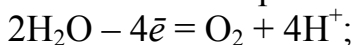
– если  $E^0_{Me^{n+}|Me} \approx -0,41$  В, то катионы металла могут восстанавливаться одновременно с молекулами воды.

#### 2. Процессы на инертном аноде:

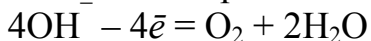
– в первую очередь окисляются простые бескислородные анионы ( $S^{2-}$ ,  $J^-$ ,  $Br^-$ ,  $Cl^-$ , кроме  $F^-$ ) в порядке возрастания их  $E^0$ , не превышающих +1,5 В ( $S^{2-} - 2\bar{e} = S$ ,  $2Cl^- - 2\bar{e} = Cl_2$  и т.п.);

– при электролизе водных растворов, содержащих анионы кислотсодержащих кислот ( $CO_3^{2-}$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $NO_3^-$  и др.), на аноде окисляются:

в кислой и нейтральной среде – молекулы воды

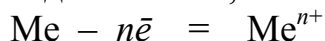


в щелочной среде – ионы  $OH^-$



#### 3. Процессы на растворимом аноде:

окисляется материал анода – металл, из которого изготовлен анод



.....

### Законы электролиза (законы Фарадея):

1. Массы веществ  $m$ , выделяющихся на электродах, прямо пропорциональны количеству прошедшего через раствор электричества  $q$ .

2. При пропускании равного количества электричества через растворы или расплавы различных электролитов массы веществ, выделяющихся на электродах, пропорциональны их молярным эквивалентным массам  $M_{\text{э}}$ :

$$m = \frac{M_{\text{э}}}{F} I \cdot \tau,$$

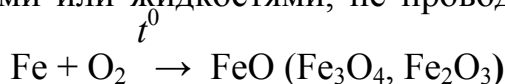
где  $F$  – постоянная Фарадея ( $F \approx 96500$  Кл/ моль),  $I$  – сила тока (А),

$\tau$  – время прохождения тока (с)

#### 9.4. Коррозия металлов

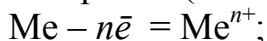
**Коррозия** – процесс самопроизвольного разрушения металлов под влиянием внешней среды. В результате коррозии металлы окисляются, переходя в ионное состояние по реакции:  $Me - n\bar{e} = Me^{n+}$ .

**Химическая коррозия** – это разрушение металлов при взаимодействии их с сухими газами или жидкостями, не проводящими электрический ток:

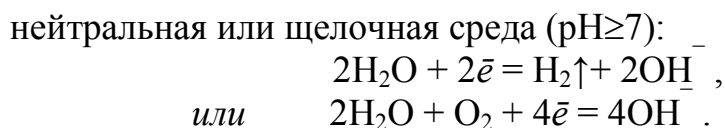


**Электрохимическая коррозия** – процесс взаимодействия металлов и сплавов с электролитами (водными растворами, расплавами солей и др.), сопровождающийся самопроизвольным возникновением гальванических пар. Это взаимодействие разделено на два самостоятельных процесса:

а) **анодный процесс** – растворение (окисление) металла



б) **катодный процесс** – связывание избыточных электронов, образующихся в анодном процессе каким-либо веществом – *деполяризатором* (молекулы воды, кислород, катионы водорода в зависимости от коррозионной среды):



Понижение концентрации катионов  $H^+$  в растворе ( $pH$  возрастает) затрудняет восстановление кислорода и тем самым уменьшает коррозию.

По отношению к электрохимической коррозии металлы делят на четыре группы:

1) **металлы повышенной активности** ( $E_{Me}^{0, n+}|_{Me} \ll -0,41V$ ) – корродируют даже в нейтральных водных средах (в ряду напряжений располагаются – от щелочных металлов до Cd);

2) **металлы средней активности** (в ряду напряжений – от кадмия до водорода) – устойчивы в нейтральных растворах при отсутствии кислорода и не устойчивы в кислых средах;

3) **металлы малой активности** ( $E_{Me}^{0, n+}|_{Me}$  от 0 до +0,8V) – в отсутствие кислорода и других окислителей устойчивы не только в нейтральных, но и в кислых средах (Bi, Cu, Ag, Hg, Rh);

4) **благородные металлы** – устойчивы во всех средах, кроме кислых, содержащих сильные окислители (Au, Pt, Ir, Pd).



## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 7

### ЭЛЕКТРОХИМИЯ: ХИМИЧЕСКИЕ ИСТОЧНИКИ ЭЛЕКТРИЧЕСКОЙ ЭНЕРГИИ, ЭЛЕКТРОЛИЗ, ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКАЯ КОРРОЗИЯ

**Цель работы:** изготовление гальванического элемента; наблюдение явлений, происходящих при электролизе водных растворов электролитов; изучение процессов, происходящих при электрохимической коррозии различных металлов.

**Реактивы:** растворы – сульфата цинка (1 М), раствор сульфата меди (II) (1 М), иодида калия (0,1 н.), сульфата меди (II), соляной кислоты (1 н.), гексацианоферрата (III) калия, свежеприготовленный крахмальный клейстер, металлы – гранулированный цинк, медная проволока, цинковая пластинка, оцинкованное и луженое железо.

#### Опыт 1. Гальванический элемент Якоби-Даниэля

В химический стакан налейте 1 М раствор сульфата цинка и опустите цинковый электрод. В другой стакан налейте 1 М раствор сульфата меди и опустите медный электрод. Растворы соедините электролитическим мостиком, заполненным раствором сульфата меди или хлорида калия. Присоедините провода к клеммам электродов и, после замыкания цепи, определите показания вольтметра. Сравните их с расчетным стандартным значением ЭДС для пары цинк-медь. Напишите уравнения химических процессов, протекающих на электродах.

#### Опыт 2. Электролиз водных растворов электролитов

Электролиз растворов солей проводят при помощи установки, изображенной на рис. 9.2.

Установка состоит из U-образной трубки 1, закрепленной в штативе, и заполненной соответствующим электролитом. В каждое колено U-образной трубки помещены графитовые электроды 2, подключенные к низковольтному источнику постоянного тока (6÷12 В).

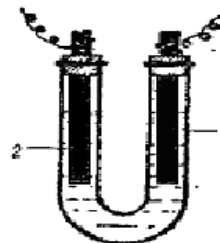


Рис. 9.2. Установка для электролиза растворов солей

#### Опыт 2.1. Электролиз водного раствора иодида калия

Заполните U-образную трубку 0,5 М раствором КJ, к которому прибавлено 3–4 капли фенолфталеина. В каждое колено U-образной трубки опустите по графитовому электроду и подключите их к низковольтному источнику постоянного тока. Пропускайте в течение 3–5 мин электрический ток. Наблюдайте выделение пузырьков газа и окрашивание раствора у катода. Отключите источник тока. В колено трубки, где находится анод, прилейте 2–3 капли свежеприготовленного крахмального клейстера. Что наблюдается? Составьте схему электролиза. Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах.

### **Опыт 2.2. Электролиз водного раствора сульфата меди (II) с графитовыми электродами**

Налейте в электролизер раствор сульфата меди (II), опустите графитовые электроды и пропускайте в течение 5–6 мин. электрический ток. Наблюдайте выделение пузырьков газа на аноде (какой это газ?). Отключите ток. Рассмотрите катод и убедитесь в том, что на нем выделилась медь. Составьте схему электролиза и уравнения реакций на электродах.

### **Опыт 2.3. Электролиз водного раствора сульфата меди (II) с медным анодом**

После окончания электролиза раствора сульфата меди (II) из предыдущего опыта поменяйте полярность электродов. При этом анодом окажется графитовый электрод, покрытый тонким слоем меди. В течение нескольких минут пропускайте электрический ток. Наблюдайте растворение (окисление) меди на аноде (электролиз с активным анодом) и осаждение (восстановление) меди на катоде. Напишите уравнения реакций, происходящих на электродах.

### **Опыт 3. Коррозия цинка в паре с медью**

**Опыт 3.1.** В пробирку налейте 4-5 мл 1 н. раствор соляной кислоты и поместите кусочек цинка. Наблюдается слабое выделение пузырьков водорода. В ту же пробирку опустите зачищенную медную проволоку, так чтобы она не соприкасалась с цинком. Отметьте отсутствие взаимодействия между медью и кислотой. Затем прикоснитесь к цинку медной проволокой, наблюдайте появление пузырьков водорода на поверхности проволоки. Наблюдаемые явления объясняются образованием гальванической пары. Запишите уравнения проходящих электрохимических реакций.

**Опыт 3.2.** В пробирку с 2-3 мл раствора сульфата меди опустите кусочек цинка на 4-5 мин. Затем омедненный цинк осторожно, но тщательно промойте водой и опустите в 1-2 н. раствор соляной кислоты. В другой такой же раствор поместите цинк, не подвергшийся действию раствора  $\text{CuSO}_4$ . Наблюдайте и объясните различия в интенсивности реакций в разных пробирках. Запишите уравнения проходящих реакций.

### **Опыт 4. Коррозия в парах железо-цинк и железо-олово**

**Опыт 4.1.** В две пробирки налейте по 3-4 мл 1-2 н. раствора серной кислоты и по две капли красной кровяной соли  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . В одну из пробирок опустите полоску оцинкованного, а в другую – луженого железа. Через несколько минут в одной из реакционных систем появляется темно-синий осадок турнбулевой сини  $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ . Объясните, коррозия каких металлов и почему происходит в системах. Где образуется турнбулева синь? Какими уравнениями описываются протекающие реакции?

**Опыт 4.2.** Содержимое пробирки с луженым железом из предыдущего опыта разбавьте в 4-5 раз водой и опустите в нее узкую цинковую пластинку до соприкосновения с железом. Что изменяется в протекании процесса коррозии? Напишите уравнения реакций.

## Примеры решения задач

### Пример 1

Определите величину электродного потенциала хромового электрода, погруженного в раствор соли  $\text{CrCl}_3$  с молярной концентрацией: а) 0,1 моль/л; б) 0,01 моль/л; в) 0,001 моль/л. Сделайте вывод о величине электродного потенциала в зависимости от молярной концентрации раствора.

Дано:	Решение
$C_M = 0,001$ моль/л $E^0_{\text{Cr}^{3+} \text{Cr}} = -0,74$ В $E_1(\text{Cr}^{3+} \text{Cr}) ?$ $E_2(\text{Cr}^{3+} \text{Cr}) ?$ $E_3(\text{Cr}^{3+} \text{Cr}) ?$	<p>Для определения значения электродного потенциала воспользуемся уравнением Нернста:</p> $E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg [\text{Me}^{n+}]$

В данном случае  $[\text{Me}^{n+}] = [\text{Cr}^{3+}]$ :

а)  $[\text{Cr}^{3+}] = 0,1$  моль/л, отсюда:

$$\begin{aligned}
 E_1(\text{Cr}^{3+}|\text{Cr}) &= E^0_{\text{Cr}^{3+}|\text{Cr}} + \frac{0,059}{n} \lg [\text{Cr}^{3+}] = -0,74 + \frac{0,059}{3} \lg 10^{-1} = \\
 &= -0,74 + \frac{0,059}{3} (-1) = -0,74 + (-0,02) = -0,759 \text{ (В)};
 \end{aligned}$$

б)  $[\text{Cr}^{3+}] = 0,01$  моль/л:

$$E_2(\text{Cr}^{3+}|\text{Cr}) = -0,74 + \frac{0,059}{3} \lg 10^{-2} = -0,779 \text{ (В)};$$

в)  $[\text{Cr}^{3+}] = 0,001$  моль/л:

$$E_3(\text{Cr}^{3+}|\text{Cr}) = -0,74 + \frac{0,059}{3} \lg 10^{-3} = -0,799 \text{ (В)}.$$

Сравнив значения вычисленных электродных потенциалов, делаем вывод, что с разбавлением раствора, в который погружен хромовый электрод, электродный потенциал последнего уменьшается.

**Ответ:**  $E_1(\text{Cr}^{3+}|\text{Cr}) = -0,759$  В;  $E_2(\text{Cr}^{3+}|\text{Cr}) = -0,779$  В;  $E_3(\text{Cr}^{3+}|\text{Cr}) = -0,799$  В.

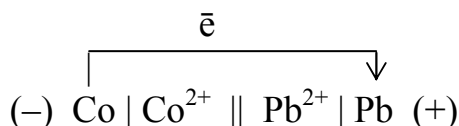
### Пример 2

Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых свинцовый электрод являлся бы катодом, а в другом – анодом. Напишите уравнения реакций, происходящих при работе этих элементов, и вычислите значения их стандартных ЭДС ( $\Delta E^0$ ).

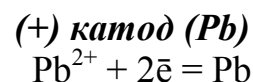
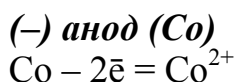
Дано:	Решение
$E^0_{\text{Pb} \text{Pb}^{2+}} = -0,13$ В $E^0_1 ?$ $\Delta^0_2 ?$	<p>1. Если катодом является свинцовый электрод, то в качестве материала анода следует использовать более активный металл, то есть металл с меньшим (более отрицательным) значением электродного потенциала.</p>

Такую функцию может, например, выполнить стандартный кобальтовый электрод, у которого  $E^0_{\text{Co}|\text{Co}^{2+}} = -0,28$  В.

Электроны будут перемещаться от кобальтового электрода к свинцовому, а гальваническая цепь данного элемента будет следующая:



На электродах происходят следующие процессы:

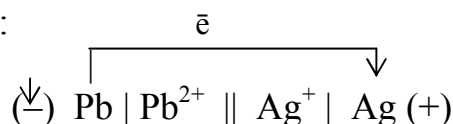


Рассчитаем ЭДС такого гальванического элемента:

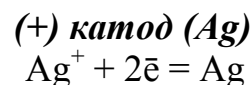
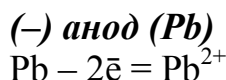
$$E_1^0 = E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}} = E_{\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}}^0 - E_{\text{Co}^{2+}|\text{Co}}^0 = -0,13 - (-0,28) = 0,15 \text{ В.}$$

2. В гальваническом элементе, со свинцовым анодом, в качестве материала катода следует использовать менее активный металл, то есть металл с большим значением электродного потенциала, например, стандартный серебряный электрод ( $E_{\text{Ag}|\text{Ag}^+}^0 = +0,80 \text{ В}$ ).

Гальваническая цепь данного элемента:



Электроны перемещаются от свинцового электрода к серебряному, а на электродах происходят следующие процессы:



ЭДС такого гальванического элемента будет следующей:

$$\Delta E_2^0 = E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}} = E_{\text{Ag}^+|\text{Ag}}^0 - E_{\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}}^0 = +0,80 - (-0,13) = 0,93 \text{ (В)}.$$

**Ответ:**  $\Delta E_1^0 = 0,15 \text{ В}$ ,  $E_2^0 = 0,93 \text{ В}$ .

### Пример 3

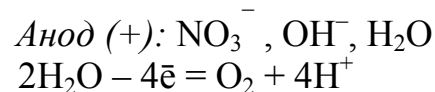
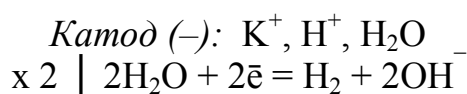
Составьте уравнения процессов, происходящих при электролизе следующих растворов (электроды инертные):

1) раствора  $\text{KNO}_3$

*Решение*

Соль диссоциирует по реакции:  $\text{KNO}_3(\text{p-p}) \Leftrightarrow \text{K}^+ + \text{NO}_3^-$

Стандартный электродный потенциал системы  $\text{K}^+ + \bar{e} = \text{K}$  (-2,92 В) значительно меньше -0,41 В. В связи с этим на катоде будет происходить электрохимическое восстановление воды (рН раствора  $\text{KNO}_3$  равен 7), сопровождающееся выделением газообразного водорода, а на аноде – электрохимическое окисление воды, так как ионы  $\text{NO}_3^-$  – кислородсодержащие ионы. Схема электролиза будет следующей:



2) раствора  $\text{CoCl}_2$

*Решение*

$\text{CoCl}_2 (\text{p-p}) \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 2\text{Cl}^-$  Значение стандартного электродного потенциала системы  $\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Co}$  ( $-0,28 \text{ В}$ ) близко к значению  $-0,41 \text{ В}$ .

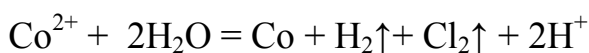
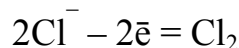
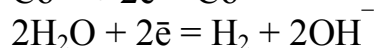
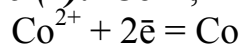
В связи с этим **на катоде** происходит электрохимическое восстановление как катионов  $\text{Co}^{2+}$ , так и воды, с выделением и металла и газообразного водорода.

**На аноде** происходит электрохимическое окисление ионов хлора (бескислородные ионы).

Схема электролиза будет следующей:

**Катод (-):**  $\text{Co}^{2+}, \text{H}^+, \text{H}_2\text{O}$

**Анод (+):**  $2\text{Cl}^-, \text{OH}^-, \text{H}_2\text{O}$



**Пример 4**

Железо покрыто никелем. Какой металл будет корродировать в случае разрушения поверхности покрытия? Коррозия происходит: а) в щелочной среде в присутствии кислорода; б) в щелочной среде в отсутствие кислорода. Составьте схемы микрогальванических элементов, образующихся при этом.

*Решение*

1. Так как  $E_{\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}}^0 = -0,44 \text{ В} < E_{\text{Ni}^{2+}|\text{Ni}}^0 = -0,25 \text{ В}$ , то при нарушении поверхностного слоя никеля на железе корродировать будет более активный металл – железо, которое будет окисляться и в виде ионов переходить в раствор по реакции  $\text{Fe} - 2\bar{e} = \text{Fe}^{2+}$ .

На никеле будут происходить следующие процессы:

а) в щелочной среде *в присутствии кислорода* восстанавливается кислород:

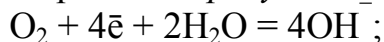
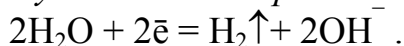


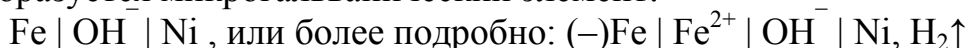
схема образующегося при этом микрогальванического элемента:



б) в щелочной среде *в отсутствие кислорода* восстанавливается вода:



В образующейся гальванической паре железо – анод, а никель – катод, то есть образуется микрогальванический элемент:



## Контрольные задания по теме «Электрохимические процессы»

### Вариант 1

1. ЭДС элемента, состоящего из медного и свинцового электродов, погруженных в 1 М растворы их солей, равна 0,47 В. Как изменится ЭДС, если взять 0,001 М растворы солей?

2. При какой силе тока можно получить на катоде 0,5 г никеля, подвергая электролизу раствор сульфата никеля в течение 25 минут? Восстановление воды не учитывать.

3. Цинк склепан с железом и помещен в кислую среду. Какой из металлов и почему будет подвергаться коррозии? Дайте схему анодного и катодного процессов.

### Вариант 2

1. Рассмотрите электродные процессы и вычислите ЭДС гальванического элемента  $\text{Pb} | \text{Pb}^{2+} (0,01\text{M}) || \text{H}^+ (0,01\text{M}) | \text{H}_2$

2. Через раствор  $\text{ZnCl}_2$  пропущено 48250 Кл электричества, при этом массы выделившихся цинка и хлора соответственно равны 9,8 и 16,0 г. Рассчитайте, чему равен выход по току каждого из продуктов электролиза.

3. Никель покрыли медью. Какой из металлов будет корродировать в случае разрушения покрытия? Опишите протекающие процессы. Коррозия происходит в нейтральной среде в присутствии кислорода.

### Вариант 3

1. Как зависит величина потенциала водородного электрода от pH раствора, в который он погружен? Дайте ответ на основании расчета для случаев, когда таким раствором является: а) чистая вода; б) раствор с pH = 3.

2. При электролизе раствора хлорида меди на аноде выделилось 560 мл газа (н.у.). Найти массу меди, выделившейся на катоде.

3. Железная пластина склепана с никелевой пластиной. Какой из металлов будет подвергаться коррозии, если они опущены в раствор электролита с pH равным 7? Запишите уравнения процессов, протекающих на катоде и аноде.

### Вариант 4

1. Вычислите электродные потенциалы металлов, находящихся в контакте с растворами их солей с заданной молярной концентрацией (моль/л):

а)  $\text{Ni} | \text{NiSO}_4, [\text{Ni}^{2+}] = 0,01 \text{ M}$ ; б)  $\text{Mn} | \text{MnSO}_4, [\text{Mn}^{2+}] = 2,0 \text{ M}$ .

2. В растворе находится смесь солей сульфатов цинка и никеля. Какой металл и почему выделится в первую очередь? Напишите уравнения электродных процессов.

3. Составьте уравнение анодного и катодного процессов, протекающих при коррозии железа в кислой среде. Предложите металл, который может являться катодом в данном процессе.



### Вариант 5

1. Вычислите ЭДС серебряно-кадмиевого гальванического элемента, в котором активные концентрации ионов  $\text{Ag}^+$  и  $\text{Cd}^{2+}$  соответственно равны 0,1 и 0,005 моль/л. Укажите, к какому электроду будут по внешней цепи перемещаться электроны.

2. Электролизу подвергается раствор, содержащий нитраты меди (II) и серебра (I). Какой металл выделится в первую очередь? Напишите уравнения электродных процессов.

3. Алюминий покрыт свинцом. Какой из металлов будет окисляться при нарушении покрытия, если эта пара находится в щелочной среде (оксидную пленку Al не принимать во внимание)? Дайте схему анодного и катодного процессов.

### Вариант 6

1. Вычислите ЭДС железо-цинкового гальванического элемента, у которого  $[\text{Fe}^{2+}] = [\text{Zn}^{2+}] = 1$  моль/л. Составьте схему и напишите уравнения электродных процессов. Укажите анод и катод.

2. Составьте схему и напишите уравнения процессов, протекающих на графитовых электродах при электролизе расплава NaOH. Определите массу веществ, которые выделятся на электродах при пропускании через данный расплав тока силой 10 А в течение 20 минут.

3. Какой металл и почему следует выбрать для протекторной защиты от коррозии свинцовой оболочки кабеля: цинк, медь, висмут? Составьте уравнения анодного и катодного процессов атмосферной коррозии. Укажите состав продуктов коррозии.

### Вариант 7

1. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых свинцовый электрод является катодом, в другом – анодом. Напишите уравнения реакций, происходящих при работе этих элементов, и вычислите значения их стандартных ЭДС.

2. Рассчитайте, какая масса серебра выделится на катоде, если ток силой 6 А пропускать через электролизер с раствором нитрата серебра в течение 1 часа. Составьте уравнения процессов, происходящих при электролизе.

3. Железная пластина склепана с никелевой пластиной. Какой из металлов будет подвергаться коррозии, если они опущены в раствор электролита с  $\text{pH} < 7$ ? Запишите уравнения процессов, протекающих на катоде и аноде.

### Вариант 8

1. Вычислите электродный потенциал электрода  $\text{Ni} \mid \text{NiSO}_4$  ( $t = 25^\circ\text{C}$ ,  $[\text{Ni}^{2+}] = 0,01$  моль/л).
2. Ток силой 3,7 А проходит через раствор хлорида меди (II) в течение 40 мин. Вычислите массу разложившегося хлорида меди.
3. Железное изделие покрыли никелем. Составьте уравнения анодного и катодного процессов коррозии изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и в соляной кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

### Вариант 9

1. Рассмотрите электродные процессы и вычислите ЭДС гальванического элемента  $\text{Mn} \mid \text{MnSO}_4 (0,01\text{M}) \parallel \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 (1\text{н.}) \mid \text{Pb}$ .
2. При электролизе водного раствора  $\text{CuBr}_2$  на электроде выделилось 0,48 г меди. Какая масса брома выделится на другом электроде? Напишите уравнения процессов, происходящих на катоде и аноде.
3. Составьте уравнение анодного и катодного процессов, протекающих при коррозии железа в кислой среде. Предложите металл, который может являться катодом в данном процессе.

### Вариант 10

1. Определите ЭДС медно-никелевого гальванического элемента, если концентрации растворов  $\text{NiSO}_4$  и  $\text{CuSO}_4$  соответственно равны 0,2 н. и 0,1М.
2. Составьте уравнения процессов, происходящих при электролизе следующих растворов (электроды инертные): 1) раствора  $\text{KNO}_3$ , 2) раствора  $\text{CoCl}_2$ .
3. Цинковая пластина склепана с никелевой пластиной. Какие процессы и почему будут происходить при коррозии, если образец окажется в щелочной среде (кислород присутствует)?

### Вариант 11

1. Составьте схему и рассчитайте ЭДС гальванического элемента, электроды которого сделаны из кадмия и висмута и погружены в 0,1 М растворы их солей.
2. При электролизе 120 мл 0,4 н раствора сульфата меди за 50 мин выделена вся медь из раствора. Вычислите силу тока, напишите суммарное уравнение процесса электролиза.
3. Дана система  $\text{Al} \mid \text{Ni}$  в 1 М растворе  $\text{HCl}$ . Какой металл будет разрушаться? Напишите уравнение реакций.

### Вариант 12

1. Напишите уравнения катодного и анодного процессов и рассчитайте ЭДС гальванического элемента  $\text{Zn}|\text{ZnSO}_4(0,1\text{M})||\text{HCl}(1\text{M})|\text{H}_2, \text{Pt}$ .
2. Какой объем водорода выделится при электролизе водного раствора КОН в течение 2,5 ч при силе тока 1,2 А, температуре 27 °С и давлении 764 мм рт. ст.
3. Железо покрыто медью. Какой металл и почему будет подвергаться коррозии в щелочной среде в случае нарушения покрытия?

### Вариант 13

1. Напишите уравнения реакций, происходящих при работе гальванического элемента:  $\text{Fe}|0,1\text{M FeSO}_4||0,1\text{M H}^+|\text{Pt}, \text{H}_2$ . Определите его ЭДС.
2. Напишите уравнения реакций процессов, происходящих при электролизе водных растворов нитрата и хлорида кадмия с платиновыми электродами.
3. Медная пластина, склепанная с никелевой пластиной, помещена в воду с растворенным в ней кислородом. Какой металл и почему будет подвергаться коррозии? Напишите уравнения соответствующих реакций.

### Вариант 14

1. Определить ЭДС гальванического элемента  
 $\text{Ag}|\text{AgNO}_3(0,001\text{ M})||\text{AgNO}_3(0,1\text{ M})|\text{Ag}$ .
2. Определите массу цинка, выделившегося на катоде при электролизе раствора сульфата цинка в течение 2 ч при токе 42,4 А, если выход цинка по току равен 50%.
3. Как происходит атмосферная коррозия луженого и оцинкованного железа при нарушении покрытия? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

### Вариант 15

1. Вычислите ЭДС гальванических элементов, образованных сочетанием: цинкового электрода в растворе  $\text{ZnSO}_4$ ,  $[\text{Zn}^{2+}] = 0,2$  моль/л и свинцового электрода в растворе  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $[\text{Pb}^{2+}] = 0,01$  моль/л.
2. Напишите уравнения для процессов, протекающих на электродах при хромировании детали в растворе  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ . Сколько времени потребуется для нанесения 1,73 г хрома при силе тока 4 А на деталь?
3. Дана система  $\text{Cr}|\text{Sn}$  в 1 М растворе КОН (кислород присутствует). Какой металл разрушается? Напишите уравнения соответствующих реакций.

---

---

## Часть II. ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

---

---

---

### РАЗДЕЛ 10

---

#### s-ЭЛЕМЕНТЫ

Элементы главных подгрупп первой IA (табл. 10.1) и второй IIA (табл. 10.2) групп Периодической системы элементов Д. И. Менделеева (ПСЭ) принадлежат к s-элементам, то есть к таким элементам, у которых последний по заполнению электрон «заселяется» на s-подуровень внешнего энергетического уровня.

Все s-элементы, кроме водорода и гелия (элемент VIIIA-группы), – металлы. Металлы IA группы называют *щелочными* из-за того, что они и их оксиды, реагируя с водой, образуют щелочи. Металлы IIA группы, кроме бериллия и магния, называют *щелочноземельными*. Объяснить происхождение такого названия можно тем, что их растворимые оксиды, прежде носившие общее название «земли», придают водным растворам щелочную реакцию среды. Элементы, которые завершают IA и IIA подгруппы, франций и радий, являются радиоактивными.

При обычных условиях s-металлы находятся в кристаллическом состоянии; имеют небольшую плотность (у лития, натрия и калия меньше плотности воды), низкие температуры плавления и кипения. Все металлы IA подгруппы серебристо-белого цвета, кроме цезия, он – золотисто-белый (радий не встречается в природе в достаточном количестве, чтобы можно было изучить его физические свойства), мягкие – легко режутся ножом. Щелочноземельные металлы (IIA подгруппа) – серые, твердые вещества.

Основные физические свойства элементов IA и IIA подгрупп приведены в табл. 10.1 и 10.2.

Атомы s-металлов содержат на внешнем энергетическом s-подуровне один ( $ns^1$  – у элементов IA группы) или два ( $ns^2$  – у элементов IIA группы) электрона. В химическом отношении они весьма активны, являются *восстановителями*, то есть легко *окисляются* – отдают внешние электроны:



Образующиеся катионы  $\text{Me}^+$  и  $\text{Me}^{2+}$  имеют строение, соответствующее устойчивым конфигурациям инертных газов. Высокая восстановительная активность этих металлов проявляется в низких значениях их стандартных электродных потенциалов ( $E^0_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}$ ) и относительной электроотрицательности (ОЭО). В качестве окислителей могут выступать простые вещества – неметаллы, а также оксиды, кислоты, соли, органические вещества.

Основные химические свойства s-металлов схематически представлены ниже на примере их типичных представителей – калия и кальция.

Таблица 10.1

## ОСНОВНЫЕ ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЭЛЕМЕНТОВ IA ГРУППЫ

Символ химического элемента	Русское и латинское названия	Атомный номер	Сокращенная электронная формула	Относительная атомная масса	Плотность, г/см <sup>3</sup>	$t_{пл}, ^\circ C$	$t_{кип}, ^\circ C$	ОЭО	Степень окисления в соединениях	Радиус атома, нм	$E_{Me}^{0+} [Me] В$
<b>Li</b>	Литий Lithium	3	$2s^1$	6,94	0,53	181	1347	0,97	+1	0,156	-3,05
<b>Na</b>	Натрий Natrium	11	$3s^1$	22,99	0,97	98	883	1,01	+1	0,191	-2,71
<b>K</b>	Калий Kalium	19	$4s^1$	39,10	0,86	64	774	0,91	+1	0,236	-2,93
<b>Rb</b>	Рубидий Rubidium	37	$5s^1$	85,47	1,53	39	688	0,89	+1	0,253	-2,93
<b>Cs</b>	Цезий Caesium	55	$6s^1$	132,90	1,87	29	679	0,86	+1	0,274	-2,92
<b>Fr</b>	Франций Francium	87	$7s^1$	[223]	2,44	27	677	0,86	+1	0,290	---





Таблица 10.2

ОСНОВНЫЕ ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЭЛЕМЕНТОВ IIА ГРУППЫ

Символ химического элемента	Русское и латинское названия	Атомный номер	Сокращенная электронная формула	Относительная атомная масса	Плотность, г/см <sup>3</sup>	$t_{пл}, ^\circ C$	$t_{кип}, ^\circ C$	ОЭО	Степень окисления в соединениях	Радиус атома, нм	$E_{Me}^{0, 2+}   Me, B$
<b>Be</b>	Бериллий Beryllium	4	$2s^2$	9,01	1,86	1287	2970	1,47	+2	0,113	-1,73
<b>Mg</b>	Магний Magnesium	12	$3s^2$	24,31	1,74	649	1090	1,23	+2	0,160	-2,36
<b>Ca</b>	Кальций Calcium	20	$4s^2$	40,08	1,54	839	1484	1,04	+2	0,190	-2,87
<b>Sr</b>	Стронций Strontium	38	$5s^2$	87,62	2,67	769	1384	0,99	+2	0,213	-2,89
<b>Ba</b>	Барий Barium	56	$6s^2$	137,34	3,61	729	1637	0,97	+2	0,225	-2,90
<b>Ra</b>	Радий Radium	88	$7s^2$	226,03	≈ 6	700	1140	0,97	+2	0,235	—



2) аллюминотермическое восстановление СаО при 1170-1200 °С:  $\text{CaO} + \text{Al} = \text{Ca}(\text{AlO}_2)_2 + \text{Ca}$

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 9

### ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ IА И IIА ГРУПП И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

**Цель работы:** изучение свойств s-металлов и их важнейших соединений.

**Приборы и реактивы:** металлы IА и IIА групп; соли щелочных и щелочноземельных металлов; растворы гидроксида натрия, хлорида аммония, соляной, серной и азотной кислот; фенолфталеин, универсальная индикаторная бумага, фарфоровая чашка или кристаллизатор, скальпель, пинцет, пробирки, штативы, спиртовая горелка.

#### Экспериментальная часть

**Опыт 1. Окрашивание пламени солями щелочных и щелочноземельных металлов.** Опустите поочередно стеклянную палочку в растворы солей щелочных и щелочноземельных металлов и внесите ее в бесцветную область пламени горелки. Отметьте для каждого элемента характерную окраску пламени.

#### Опыт 2. Взаимодействие металлов IА и IIА групп с водой

**2.1. Взаимодействие щелочных металлов с кислородом воздуха и водой.** Из банки, где под слоем керосина хранится металлический литий, извлеките пинцетом кусочек металла, положите его на фильтровальную бумагу, промокните и сделайте надрез скальпелем. Обратите внимание, как под действием воздуха тускнеет блестящая металлическая поверхность свежего среза. Отрежьте кусочек металла размером со спичечную головку, бросьте его в кристаллизатор с водой (осторожно, возможно разбрызгивание!). К полученному раствору прибавьте по каплям раствор фенолфталеина, отметьте причину изменения окраски раствора.

Аналогичные опыты проделайте с металлическими натрием и калием. Опишите наблюдаемые явления. Напишите уравнения соответствующих реакций.

#### 2.2. Взаимодействие щелочноземельных металлов с водой

В пробирку с 2-3 мл воды опустите микрошпатель порошкообразного магния и добавьте несколько капель фенолфталеина. Содержимое пробирки нагрейте. В другую пробирку с 2-3 мл воды опустите стружку металлического кальция, добавьте несколько капель фенолфталеина. Опишите наблюдаемые явления. Напишите уравнения соответствующих реакций.

#### Опыт 3. Взаимодействие магния с кислотами

В пять пробирок поместите по кусочку стружки магния и добавьте примерно по 1 мл растворов следующих кислот: в первую пробирку – 2 н. раствор соляной кислоты, во вторую – 2 н. раствор серной кислоты, в третью – концентрированный раствор серной кислоты, в четвертую – 2 н. раствор азотной кислоты, в пятую – концентрированный раствор азотной кислоты (опыты с кислотами следует проводить в вытяжном шкафу!). В отчете отметьте цвет выделяющихся из пробирок газов. Напишите уравнения соответствующих реакций, уравнивайте их методом электронного баланса.

#### Опыт 4. Гидролиз солей щелочных и щелочноземельных металлов

На универсальную индикаторную бумагу нанесите по капле растворы солей щелочных металлов ( $\text{NaNO}_3$  или  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , или  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ) и солей щелочноземельных металлов ( $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{BaCl}_2$ ). Определите реакцию среды в каждом случае. Напишите уравнения реакций и сделайте вывод о характере гидролиза солей или его отсутствии.

**Опыт 5. Получение сульфатов металлов.** В три пробирки налейте по 1 мл растворов солей: в первую – хлорида магния, во вторую – хлорида кальция, в третью – хлорида бария. В каждую пробирку добавьте по 1 мл раствора сульфата натрия. Объясните различную скорость образования осадков, используя табличные значения произведения растворимости (ПР) для каждого из них. Напишите уравнения соответствующих реакций.

#### Опыт 6. Получение гидроксида магния и изучение его свойств

Налейте в пробирку 1-2 мл 2 н. раствора гидроксида натрия и, добавив примерно такой же объем раствора соли магния, получите осадок гидроксида магния и разделите его на две пробирки. В первую пробирку прилейте по каплям 2 н. раствор соляной кислоты до полного растворения осадка; во вторую пробирку внесите по каплям 2 н. раствор хлорида аммония также до полного растворения осадка. Запишите уравнения реакций образования  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  и его взаимодействия с  $\text{HCl}$  и  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Сделайте вывод о взаимодействии гидроксида магния с кислотой и хлоридом аммония.

\*\*\*\*\*

#### КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ К ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ № 9

**Задание.** Составьте уравнения реакций следующих превращений, укажите условия их протекания.

*Примечание:* Окислительно-восстановительные реакции уравнивать методом электронного баланса.

№ варианта	Задание
1	$\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$
2	$\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{K}$
3	$\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO}$
4	$\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{MgCl}_2$
5	$\text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
6	$\text{NaCl} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{NaH} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_3$
7	$\text{K} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{K}$
8	$\text{Li} \rightarrow \text{Li}_2\text{O} \rightarrow \text{LiOH} \rightarrow \text{Li}_2\text{O}$
9	$\text{BeF}_2 \rightarrow \text{Be} \rightarrow \text{Be}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{BeO}$
10	$\text{CaSO}_4 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaO}$
11	$\text{Na} \rightarrow \text{NaH} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl}$
12	$\text{K} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KHCO}_3$
13	$\text{MgSO}_4 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mg}$
14	$\text{CaO} \rightarrow \text{CaC}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
15	$\text{NaCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaClO} \rightarrow \text{NaCl}$

## РАЗДЕЛ 11

***p*-ЭЛЕМЕНТЫ****11.1. ЭЛЕМЕНТЫ IIIА ГРУППЫ**

К элементам главной подгруппы третьей группы Периодической системы элементов Д. И. Менделеева относятся бор **B**, алюминий **Al**, галлий **Ga**, индий **In**, таллий **Tl** (табл. 11.1). Также в эту подгруппу входит искусственно синтезированный 113-й химический элемент унунтрий **Uut** или эка-таллий. Эти элементы принадлежат к семейству *p*-элементов, на внешнем энергетическом уровне которых имеется по три электрона ( $ns^2np^1$ ).

Бор – неметалл, существует в двух аллотропных модификациях: кристаллический бор – серо-черный с металлическим блеском, аморфный бор – темно-коричневый порошок. По твердости кристаллический бор занимает второе место (после алмаза) среди всех веществ. Бор обладает полупроводниковыми свойствами. Остальные элементы IIIА группы – серебристо-белые легкоплавкие металлы, индий и таллий – чрезвычайно мягкие.

Атомы элементов IIIА группы легко отдают внешние электроны. Характерны степени окисления элементов приведены в табл. 11.1.

Химически бор при обычных условиях довольно инертен. При комнатной температуре он взаимодействует только с фтором; при нагревании до 400-700 °С – с кислородом ( $B_2O_3$ ), серой ( $B_2S_3$ ), галогенами ( $BHal_3$ ), при температуре выше 900 °С бор – с углеродом карбид бора  $B_4C_3$ . При 1700-1800 °С и давлении 8-12 ГПа из равных количеств бора и азота получается гексагональный нитрид бора BN (торговые названия – боразон, эльбор). Вещество имеет графитоподобную модификацию и обладает высокой химической и термостойкостью, а также твердостью, сравнимой с алмазом.

Вода не действует на бор. Концентрированные азотная и серная кислоты окисляют его в борную (ортоборную) кислоту  $H_3BO_3$ , которая при нагревании теряет воду, переходя сначала в метаборную кислоту  $HBO_2$ , а далее в борный ангидрид  $B_2O_3$ . Метаборная кислота при нагревании разлагается на тетраборную и воду (см. схему ниже). Соли борной кислоты – бораты являются производными метаборной кислоты, например,  $NaBO_2$ , или тетраборной кислоты –  $Na_2B_4O_7$ . С водородом бор образует соединения, которые называются боранами. Простейшим из них – диборан  $(BH_3)_2$  или  $B_2H_6$ . Известны бораны с числом атомов бора от 2 до 20.

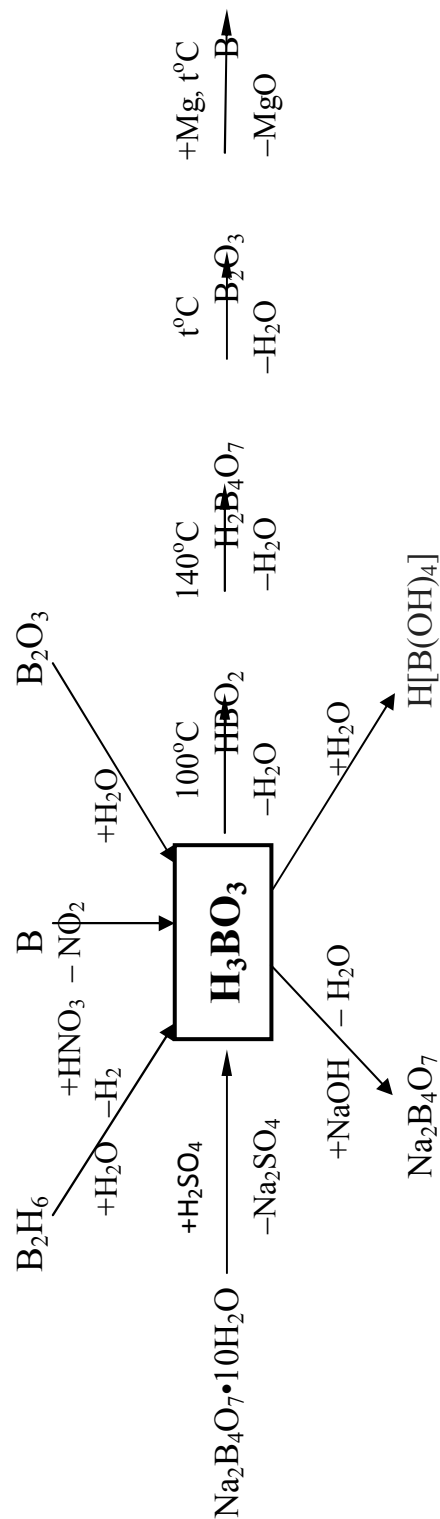
Алюминий – довольно активный металл. Однако образующаяся на поверхности алюминия сплошная тонкая и прочная оксидная пленка  $Al_2O_3$  защищает его от окисления кислородом воздуха. Основные химические свойства алюминия и его соединений представлены ниже на схеме. По химическим свойствам галлий, индий, таллий близки к алюминию, причем в ряду **Al**, **Ga**, **In**, **Tl** металлические свойства возрастают (например, со щелочами таллий уже не взаимодействует).

Таблица 11.1

ОСНОВНЫЕ ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЭЛЕМЕНТОВ IIIА ГРУППЫ

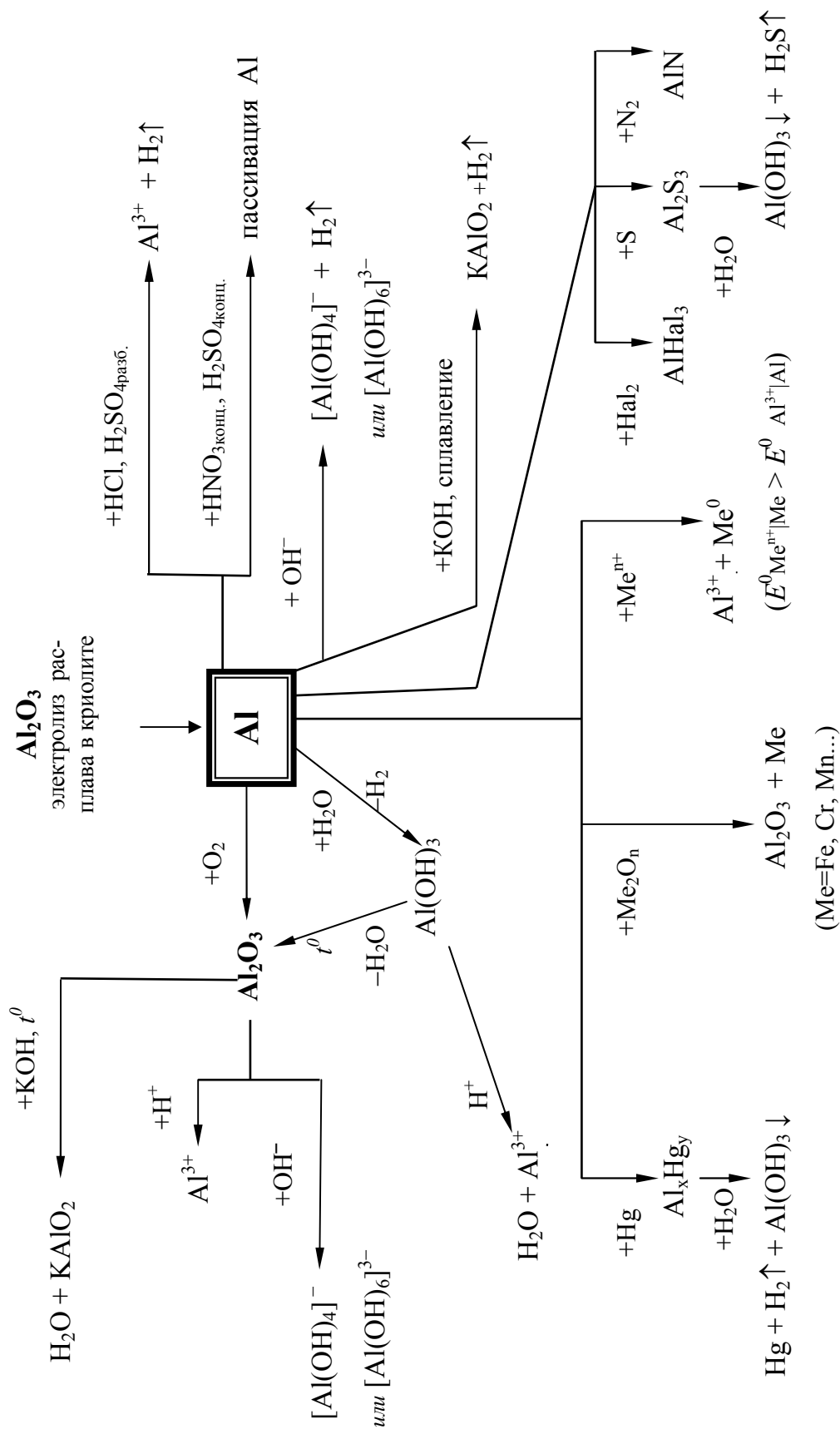
Символ химического элемента	Русское и латинское названия	Атомный номер	Сокращенная электронная формула	Относительная атомная масса	Плотность, г/см <sup>3</sup>	$t_{пл}, ^\circ C$	$t_{кип}, ^\circ C$	ОЭО	Степень окисления в соединениях	Радиус атома, нм	$E_{Me}^0$ <sup>3+</sup> / <sub>Me</sub> <sup>+</sup> / <sub>Me</sub> <sup>0</sup> В
<b>B</b>	Бор Borium	5	$2s^2 2p^1$	10,81	2,34	2300	3658	2,01	-3, +3	0,091	—
<b>Al</b>	Алюминий Aluminium	13	$3s^2 3p^1$	26,98	2,70	660	2467	1,47	+3	0,143	-1,66
<b>Ga</b>	Галлий Gallium	31	$4s^2 4p^1$	69,72	5,90	30	2403	1,82	+1, +2, +3	0,139	-0,53
<b>In</b>	Индий Indium	49	$5s^2 5p^1$	114,82	7,31	156	2080	1,49	+1, +2, +3	0,166	-0,34 (-0,13)
<b>Tl</b>	Таллий Thallium	81	$6s^2 6p^1$	204,38	11,85	303	1457	1,44	+1, +3	0,171	0,71 (-0,34)

ПОЛУЧЕНИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОРТОБОРНОЙ КИСЛОТЫ





# ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЛЮМИНИЯ И ЕГО СОЕДИНЕНИЙ



## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 10

### ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ IIIА ГРУППЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

**Цель работы:** изучение свойств *p*-элементов IIIА группы и их соединений.

**Приборы и реактивы:** металлический алюминий; 25 % раствор гидроксида натрия, разбавленные и концентрированные растворы серной, соляной и азотной кислот; растворы тетрабората натрия, сульфита натрия, сульфата алюминия, фенолфталеин, дистиллированная вода, универсальная индикаторная бумага, пробирки, штативы, спиртовая горелка.

#### Экспериментальная часть

##### Опыт 1. Гидролиз тетрабората натрия (бурсы)

Поместите в пробирку несколько кристалликов бурсы  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  и прибавляйте небольшими порциями дистиллированную воду до полного их растворения. К полученному раствору прилейте 2-3 капли фенолфталеина. Отметьте цвет раствора. Объясните причину наблюдаемого явления. Напишите уравнения соответствующих реакций – в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

##### Опыт 2. Взаимодействие алюминия с разбавленными кислотами

В три пробирки налейте по 1-2 мл разбавленных растворов кислот – соляной, серной и азотной. В каждую пробирку поместите гранулу алюминия, при необходимости подогрейте. Объясните наблюдаемые явления, определите отношение алюминия к растворам разбавленных кислот. Составьте уравнения реакций. Отметьте, какой химический элемент в этих кислотах выполняет функцию окислителя.

##### Опыт 3. Взаимодействие алюминия со щелочами

Налейте в пробирку около 1 мл 25 % раствора гидроксида натрия и опустите гранулу Al. Составьте уравнение реакции взаимодействия алюминия с раствором щелочи с образованием тетрагидроксоалюмината натрия и водорода.

##### Опыт 4. Пассивация алюминия

Алюминиевую проволоку опустите в пробирку с 2-3 мл соляной кислоты. Отметьте выделение газа. Извлеките проволоку, обмойте водой, на 2-3 мин. опустите в пробирку с концентрированной азотной кислотой. Снова извлеките проволоку, обмойте водой и опустите в раствор соляной кислоты. Отметьте отсутствие реакции. Сделайте вывод об отношении алюминия к кислороду, воде, кислотам и щелочам; дайте определение понятия «пассивация».

##### Опыт 5. Получение гидроксида алюминия и изучение его свойств

В две пробирки поместите по 1,5-2 мл раствора сульфата алюминия и добавьте в каждую из них по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка гидроксида алюминия. Отметьте его цвет и состояние. Затем

в пробирку налейте до полного растворения осадков: в первую – раствор соляной кислоты, во вторую – концентрированный раствор гидроксида натрия. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций получения гидроксида алюминия и взаимодействия его с соляной кислотой и с избытком гидроксида натрия. Сделайте вывод о химической природе гидроксида алюминия.

### Опыт 6. Гидролиз солей алюминия

#### 6.1. Гидролиз солей алюминия, образованных сильными кислотами

В пробирку налейте 0,5-1 мл раствора сульфата алюминия. Установите характер среды раствора соли с помощью индикаторной бумаги. Напишите уравнения реакций ступенчатого гидролиза сульфата алюминия в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

#### 6.2 Гидролиз солей алюминия, образованных слабыми кислотами

В две пробирки налейте по 2 мл раствора сульфата алюминия. В первую пробирку прилейте раствор сульфита натрия, во вторую – карбоната натрия до образования осадков. Напишите уравнения реакций полного гидролиза для полученных систем. Объясните, почему в этом опыте проявляется взаимное усиление гидролиза солей.

\*\*\*\*\*

## КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ К ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ № 10

**Задание.** Составьте уравнения реакций следующих превращений, укажите условия их протекания.

*Примечание:* Окислительно-восстановительные реакции уравнивать методом электронного баланса.

№ варианта	Задание
1	$\text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
2	$\text{B} \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3$
3	$\text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
4	$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{B}$
5	$\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{AlCl}_3$
6	$\text{Ga} \rightarrow \text{Ga}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{GaCl}_3 \rightarrow \text{Ga}(\text{OH})_3$
7	$\text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{BN}$
8	$\text{B} \rightarrow \text{BCl}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$
9	$\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
10	$\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3$
11	$\text{Al}_4\text{C}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
12	$\text{B} \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{B}_4\text{C}_3$
13	$\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
14	$\text{B}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{BBr}_3 \rightarrow \text{K}[\text{BBr}_4]$
15	$\text{Al} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$

## 11.2. ЭЛЕМЕНТЫ IVA ГРУППЫ

Элементы IV группы главной подгруппы – углерод **C**, кремний **Si**, германий **Ge**, олово **Sn**, свинец **Pb** (табл. 11.2), а также искусственно синтезированный радиоактивный 114-й химический элемент – флеровий **Fl** (Flerovium).

Внешний энергетический уровень атомов этих элементов имеет строение  $ns^2np^2$ . В подгруппе с ростом порядкового номера элемента увеличивается атомный радиус, неметаллические свойства ослабевают, металлические – усиливаются: C и Si – неметаллы; Ge, Sn, Pb – металлы.

Углерод является главным среди элементов, без которых невозможно существование жизни на Земле. В природе он встречается как в свободном состоянии (алмаз и графит), так и в виде многочисленных соединений: углекислый газ, природный газ, нефть и карбонаты, в земной коре и в океанах, входит в состав органических веществ: белков, жиров, углеводов, аминокислот, содержащихся в живых организмах.

Известно несколько кристаллических модификаций углерода: алмаз, графит, две формы карбина, фуллерен. Графит – серо-черная, чешуйчатая, мягкая масса с металлическим блеском; алмаз – твердое, кристаллическое вещество. Для твердого углерода (кокс, сажа, древесный уголь) характерно также состояние с неупорядоченной структурой – аморфный углерод, в основе строения которого лежит структура мелкокристаллического графита. Карбин, полученный искусственно, представляет собой линейный полимер, где атомы углерода соединены в цепочки поочередно либо тройными и одинарными, либо двойными связями. Фуллерены построены из пятиугольников и шестиугольников, в вершинах которых лежат атомы углерода. Наименьшим стабильным фуллереном является бакминстерфуллерен  $C_{60}$ .

Кремний – серебристо-серый неметалл – занимает второе место (после кислорода) по распространенности в земной коре. Его соединения – силикаты, алюмосиликаты, песок.

Германий, олово, свинец достаточно редкие элементы. Германий – серебристо-белый металл с алмазоподобной кристаллической решеткой. Олово образует две аллотропические модификации:  $\alpha$ -олово (серое олово) с кристаллической решеткой типа алмаза и  $\beta$ -олово (белое олово) с тетрагональной кристаллической решеткой. Свинец – темно-серый металл.

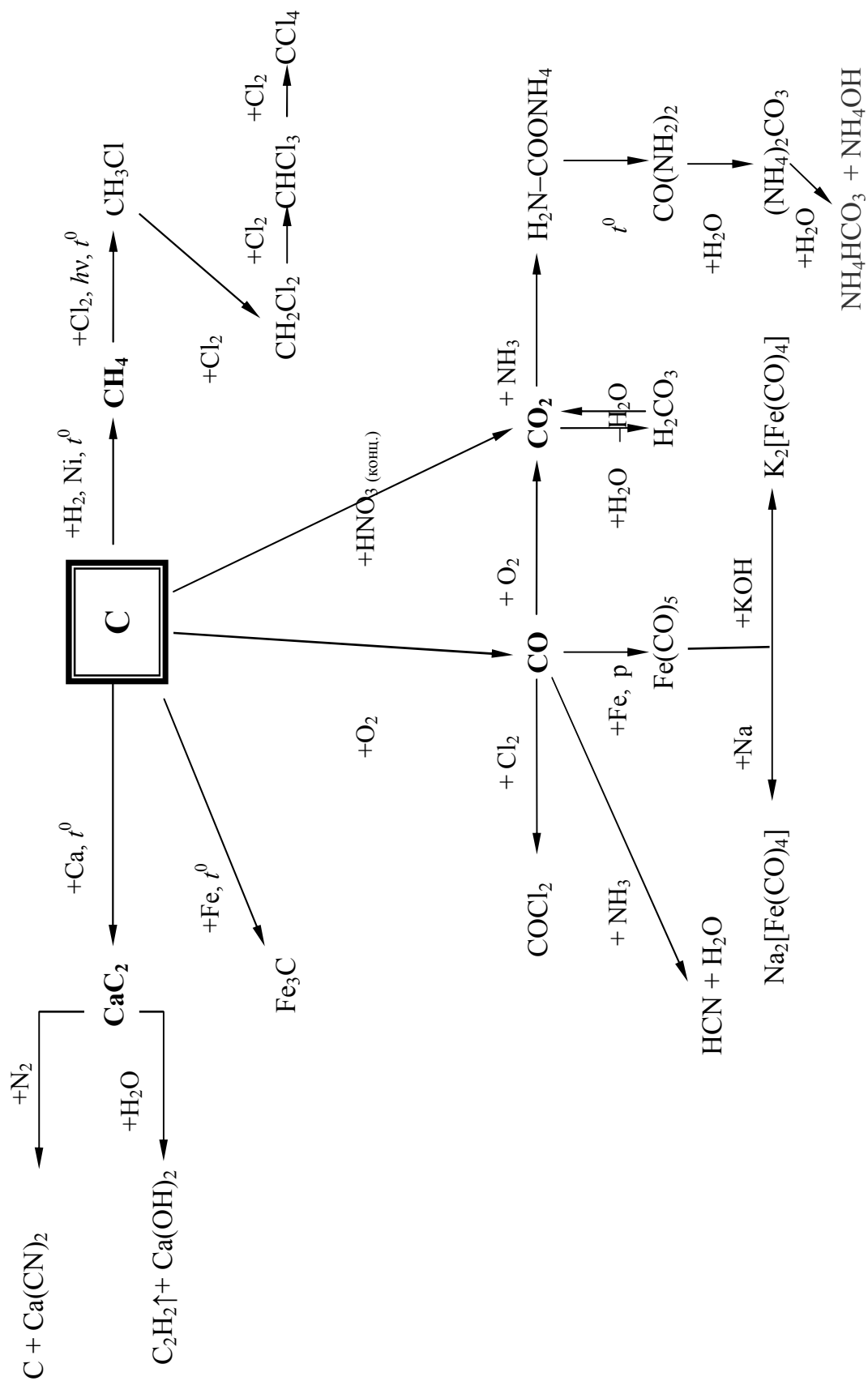
В аморфном состоянии углерод при высоких температурах реагирует с металлами с образованием карбидов, окисляется кислородом, вступает в реакцию с водородом. Кремний более реакционноспособен. С фтором он реагирует уже при комнатной температуре. Схематически основные химические свойства C и Si представлены ниже. Германий, олово и свинец в обычных условиях устойчивы к действию кислорода воздуха и воды. При нагревании они легко взаимодействуют с большинством окислителей. Отношение этих металлов к кислотам и щелочам представлено в табл. 11.3.

Таблица 11.2

## ОСНОВНЫЕ ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЭЛЕМЕНТОВ IVА ГРУППЫ

Символ химического элемента	Русское и латинское названия	Атомный номер	Сокращенная электронная формула	Относительная атомная масса	Плотность, г/см <sup>3</sup>	$t_{пл}, ^\circ C$	$t_{кип}, ^\circ C$	ОЭО	Степень окисления в соединениях	Радиус атома, нм	$E_{Me}^{0, 2+}   Me, В$
<b>C</b>	Углерод Carboneum	6	$2s^2 2p^2$	12,01	Алмаз 3,52, графит 2,26	Алмаз >3500, графит ≈3700	4827	2,50	-4, +2, +4	0,077	—
<b>Si</b>	Кремний Silicium	14	$3s^2 3p^2$	28,09	2,33	1410	2355	1,74	-4, +2, +4	0,134	—
<b>Ge</b>	Германий Germanium	32	$4s^2 4p^2$	72,61	5,32	937	2830	2,02	+2, +4	0,139	0,000
<b>Sn</b>	Олово Stannum	50	$5s^2 5p^2$	118,71	Белое 7,29, серое 5,85	232	2270	1,72	+2, +4	0,162	— 0,136
<b>Pb</b>	Свинец Plumbum	82	$6s^2 6p^2$	207,20	11,34	327	1740	1,55	+2, +4	0,175	— 0,126

# ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА УГЛЕРОДА И ЕГО СОЕДИНЕНИЙ





# ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КРЕМНИЯ И ЕГО СОЕДИНЕНИЙ

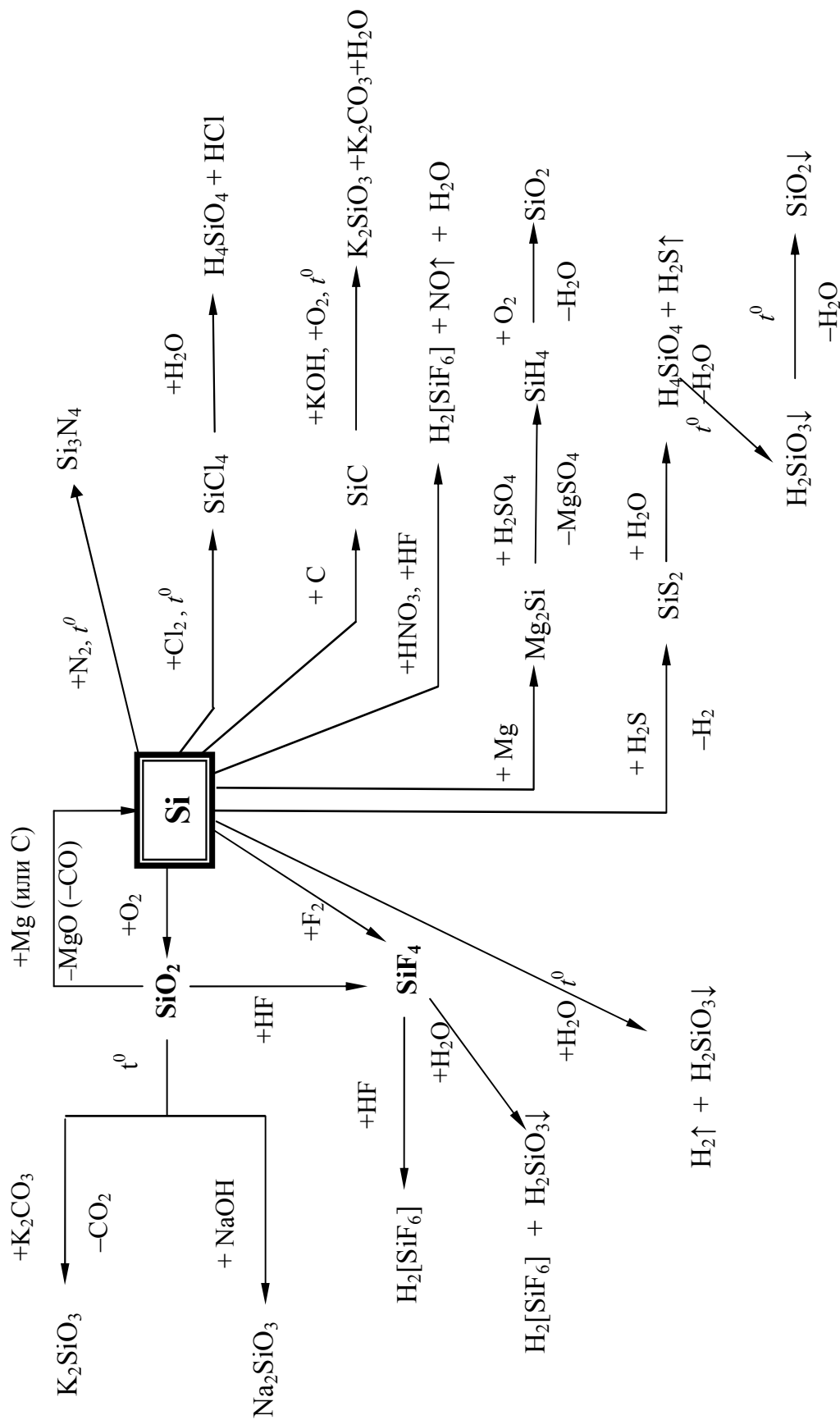


Таблица 11.3

ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ ГЕРМАНИЯ, ОЛОВА И СВИНЦА С КИСЛОТАМИ И ЩЕЛОЧАМИ

Реагент	Продукты реакции реагента с металлом		
	Ge	Sn	Pb
1. HCl (концентрированная)	Не взаимодействует	$H_2[SnCl_4] + H_2 \uparrow$ или $SnCl_2 + H_2 \uparrow$	$PbCl_2 \downarrow + H_2 \uparrow$ и пассивация
2. H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> а) концентрированная б) разбавленная	$GeO_2 + SO_2 \uparrow + H_2O$ Не взаимодействует	$Sn(SO_4)_2 + SO_2 \uparrow + H_2O$ $Sn(SO_4)_2 + H_2 \uparrow$	$Pb(HSO_4)_2 + SO_2 \uparrow + H_2O$ $PbSO_4 \downarrow + H_2 \uparrow$ и пассивация
3. HNO <sub>3</sub> а) концентрированная б) разбавленная	$GeO_2 + NO_2 \uparrow + H_2O$ Не взаимодействует	$H_2SnO_3 \downarrow + NO_2 \uparrow + H_2O$ $Sn(NO_3)_2 + NO \uparrow + H_2O$ или $Sn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$	$Pb(NO_3)_2 + NO_2 \uparrow + H_2O$ $Pb(NO_3)_2 + NO \uparrow + H_2O$
4. KOH	$K_2[Ge(OH)_6]^*$	$K_2[Sn(OH)_4] + H_2 \uparrow$	$K_2[Pb(OH)_4] + H_2 \uparrow$

\* Только в присутствии H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> или O<sub>2</sub>

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 11

### ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ IVA ГРУППЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

**Цель работы:** изучение свойств *p*-элементов IIIA и IVA групп и их соединений.

**Приборы и реактивы:** металлический цинк, олово, водные растворы солей кальция, стронция, бария, магния, кобальта (II), никеля (II), меди (II), цинка, свинца (II), алюминия, хрома (III), железа (III); растворы карбоната натрия, силиката натрия, иодида калия; раствор NaOH, концентрированные и разбавленные растворы соляной и серной кислот.

#### Опыт 1. Получение карбонатов

В пробирки налейте водные растворы солей:

- а)  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ; б)  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ;  
в)  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ . Прилейте к ним раствор  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

Наблюдайте осаждение веществ и отметьте окраску полученных осадков карбонатов (а), гидрокарбонатов (б), гидроксидов (в) соответствующих металлов. Напишите уравнения реакций.

#### Опыт 2. Получение кремневой кислоты

Внимание. Опыт следует проводить в вытяжном шкафу.

В пробирку налейте 3 мл концентрированной HCl и 3 мл 10 % раствора силиката натрия и перемешайте стеклянной палочкой, при этом образуется коллоидный раствор – золь кремниевой кислоты. Содержимое пробирки нагрейте, при этом происходит коагуляция золя и выделяется студенистый осадок геля кремниевой кислоты. Напишите уравнение реакции.

#### Опыт 3. Получение олова и свинца

В одну пробирку налейте раствор соли олова  $\text{Sn}^{2+}$ , в другую – соли  $\text{Pb}^{2+}$ . Опустите в каждый раствор по грануле металлического цинка. Наблюдайте выделение олова и свинца на поверхности цинка. Объясните, почему это происходит. Напишите уравнения реакций.

#### Опыт 4. Взаимодействие олова с кислотами

В пробирки налейте по 1-2 мл разбавленных растворов кислот и концентрированных кислот – соляной, серной и азотной. В каждую пробирку поместите по кусочку олова, при необходимости подогрейте реакционную смесь. Объясните наблюдаемые явления. Составьте уравнения реакций. Сделайте вывод об отношении олова к разбавленным и концентрированным кислотам.

#### Опыт 5. Изучение свойств гидроксида олова

В пробирку налейте 1-2 мл раствора хлорида олова (II) и по каплям добавляйте раствор NaOH до образования осадка. Содержимое пробирки разделите на две части. В первую пробирку прилейте концентрированный рас-

твор NaOH, во вторую – раствор HCl. Что наблюдается? Напишите уравнение реакции. Сделайте вывод о свойствах гидроксида олова.

### Опыт 6. Изучение свойств соединений свинца

6.1. Налейте в пробирку 2-3 мл раствора соли  $Pb^{2+}$  и добавьте по каплям раствор NaOH до образования осадка. Содержимое пробирки разделите на две части. В первую пробирку добавьте концентрированный раствор щелочи, во вторую – раствор  $HNO_3$ . Что наблюдается? Напишите уравнения реакций.

6.2. К растворам соли  $Pb^{2+}$  прилейте разбавленные растворы соляной и серной кислот, карбоната натрия, иодида калия. Что наблюдается? Укажите цвет, каждого из выпавших осадков и напишите уравнения соответствующих реакций.

\*\*\*\*\*

## КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ К ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ № 11

**Задание.** Составьте уравнения реакций следующих превращений, укажите условия их протекания.

*Примечание:* Окислительно-восстановительные реакции уравнивать методом электронного баланса.

№ варианта	Задание
1	$SiO_2 \rightarrow Si \rightarrow K_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3$
2	$Pb(OH)_2 \rightarrow Na_4[Pb(OH)_6] \rightarrow Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbS$
3	$Mg_2Si \rightarrow SiH_4 \rightarrow SiO_2 \rightarrow K_2SiO_3$
4	$SnO_2 \rightarrow Sn \rightarrow Sn(NO_3)_2 \rightarrow SnS$
5	$C \rightarrow CO_2 \rightarrow (NH_4)_2CO_3 \rightarrow NH_4HCO_3$
6	$CaCO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow CO \rightarrow CH_3OH$
7	$Pb \rightarrow Pb(CH_3COO)_2 \rightarrow Pb(OH)_2 \rightarrow Na_4[Pb(OH)_6]$
8	$Ge \rightarrow GeO_2 \rightarrow Ge \rightarrow Ge(SO_4)_2$
9	$CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CO_2$
10	$GeCl_4 \rightarrow Ge \rightarrow GeO_2 \rightarrow Na_2GeO_3$
11	$(NH_4)_2SnS_3 \rightarrow SnS_2 \rightarrow SnO_2 \rightarrow Sn$
12	$Pb \rightarrow Pb(CH_3COO)_2 \rightarrow PbS \rightarrow PbO$
13	$CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3$
14	$Pb \rightarrow Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbS \rightarrow PbO$
15	$Sn \rightarrow SnCl_2 \rightarrow SnCl_4 \rightarrow SnS_2$

### 11.3. ЭЛЕМЕНТЫ VA ГРУППЫ

К элементам главной подгруппы пятой группы Периодической системы элементов Д. И. Менделеева относятся азот N, фосфор P, мышьяк As, сурьма Sb, висмут Bi (табл. 11.4), а также искусственно синтезированный радиоактивный 115-й химический элемент унунпентий Uup или эка-висмут.

Все эти элементы относятся к семейству *p*-элементов. На внешнем энергетическом уровне атомов этих элементов содержится по пять электронов:  $ns^2np^3$ .

В ряду от азота до висмута усиливаются металлические свойства. Азот и фосфор – типичные неметаллы; мышьяк и сурьма имеют как неметаллические, так и металлические (более устойчивые) модификации; висмут – металл.

При обычных условиях все элементы, кроме азота, твердые вещества.

В молекуле азота N<sub>2</sub> атомы соединяются тройной связью (N≡N), вследствие чего азот в химическом отношении малоактивен. Он реагирует при комнатной температуре только с литием. Однако при активизации молекул (нагревание, катализатор) азот окисляет многие металлы и неметаллы, сам же окисляется при взаимодействии с кислородом и фтором. Для азота характерны все степени окисления от –3 до +5. Основные химические свойства азота и его соединений представлены на схеме.

Фосфор встречается в виде нескольких модификаций: белый фосфор (сильный яд), красный фосфор (полимер со структурой графита), черный фосфор (графитоподобный полупроводник). В соединениях фосфор проявляет те же степени окисления, что и азот, но отрицательные степени для него менее характерны, чем для азота.

Мышьяк и сурьма в основном проявляют степени окисления +3 и +5, а висмут – +3. Степень окисления минус три (–3) As, Sb и Bi проявляют в солеподобных соединениях с *s*-элементами I и II, которыми являются арсениды, стибиды и висмутиды (например, K<sub>3</sub>As, Ca<sub>3</sub>As<sub>2</sub>, Mg<sub>3</sub>As<sub>2</sub> и др.).

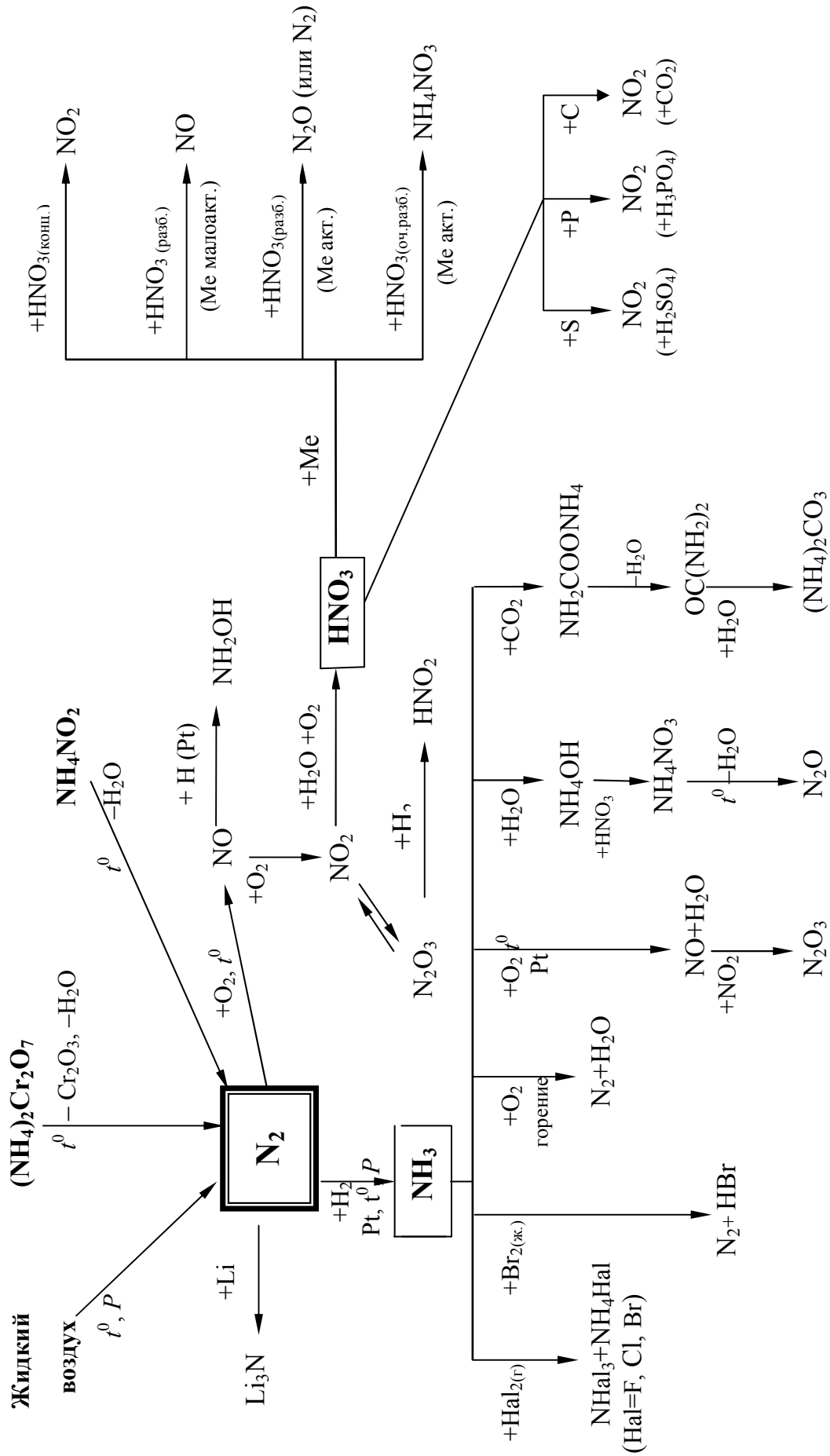
Фосфор, мышьяк, сурьма и висмут имеют более высокую химическую активность, чем азот. Они легко реагируют с кислородом, галогенами, серой, многими металлами, реагируют с кислотами-окислителями. В реакцию с водородом они не вступают, их соединения с водородом (общая формула ЭН<sub>3</sub>) получают косвенным путем, все они ядовитые газы. В кислых водных растворах мышьяк, сурьма и особенно висмут могут существовать в виде катионов As<sup>3+</sup>, Sb<sup>3+</sup>, Bi<sup>3+</sup>.

Таблица 11.4

ОСНОВНЫЕ ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЭЛЕМЕНТОВ VA ГРУППЫ

Символ химического элемента	Русское и латинское названия	Атомный номер	Сокращенная электронная формула	Относительная атомная масса	Плотность, г/см <sup>3</sup>	$t_{пл}, ^\circ C$	$t_{кип}, ^\circ C$	ОЭО	Степень окисления в соединениях	Радиус атома, нм	$E_{Me}^0, 3I_{Me}, B$
<b>N</b>	Азот Nitrogenium	7	$2s^2 2p^3$	14,01	0,88 (жидкий)	-210	-196	3,07	-3, -2, -1, +1, +2, +3, +4, +5	0,071	—
<b>P</b>	Фосфор Phosphorus	15	$3s^2 3p^3$	30,97	1,83 (белый)	44 (белый)	280	2,06	-3, +1, +3, +5	0,130	—
<b>As</b>	Мышьяк Arsenicum	33	$4s^2 4p^3$	74,92	5,72	817	616 (субл.)	2,20	-3, +3, +5	0,148	—
<b>Sb</b>	Сурьма Stibium	51	$5s^2 5p^3$	121,75	6,69	631	1635	1,82	-3, +3, +5	0,161	—
<b>Bi</b>	Висмут Bismuthum	83	$6s^2 6p^3$	208,98	9,80	271	1560	1,67	-3, +3, +5	0,182	+0,215

# ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЗОТА И ЕГО СОЕДИНЕНИЙ





## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 12

### ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ VA ГРУППЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

**Цель работы:** изучение свойств азота, фосфора, висмута и их соединений.

**Приборы и реактивы:** металлические Zn и Cu, кристаллические  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , разбавленные и концентрированные растворы серной, соляной и азотной кислот; раствор уксусной кислоты, растворы  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{NiCl}_2$ ,  $\text{NiSO}_4$ ,  $\text{KCN}$ ,  $\text{KJ}$ ,  $\text{NaNO}_2$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{FeSO}_4$ , дистиллированная вода, крахмальный клейстер, универсальная индикаторная бумага, спиртовая горелка.

#### Опыт 1. Получение аммиаков

В одну пробирку налейте около 2 мл раствора сульфата меди (II), в другую – раствор хлорида никеля (II). Добавляя к каждому из растворов по каплям раствор аммиака, получите гидроксиды меди (II) и никеля (II). Далее, приливая избыток раствора аммиака, наблюдайте растворение осадков, происходящее вследствие образования аммиаков. Составьте уравнения реакций получения гидроксидов (отметьте цвета осадков гидроксидов) и комплексных соединений (отметьте цвета их растворов).

#### Опыт 2. Окислительные свойства азотной кислоты

**Внимание.** При всех опытах с азотной кислотой необходимо соблюдать осторожность. Опыты следует проводить в вытяжном шкафу, избегая вдыхания оксидов азота.

##### 2.1. Взаимодействие концентрированной азотной кислоты с медью

Поместите в пробирку немного мелких стружек меди и прибавьте 1-2 мл концентрированной азотной кислоты. Реакция происходит с выделением бурых паров оксида азота (IV). Напишите уравнение реакции.

##### 2.2. Взаимодействие разбавленной азотной кислоты с медью

Повторите предыдущий опыт, заменив концентрированную азотную кислоту разбавленной (1:1). Выделяется бесцветный оксид азота (II), бурящий на воздухе (если реакция идет медленно, слегка подогрейте пробирку с реакционной массой). Напишите уравнения реакций.

##### 2.3. Действие концентрированной азотной кислоты на цинк

В пробирку поместите кусочек цинка. Прибавьте несколько капель концентрированной азотной кислоты. По окраске определите выделяющийся газ. Составьте уравнение взаимодействия цинка с концентрированной азотной кислотой.

##### 2.4. Действие очень разбавленной азотной кислоты на цинк

Повторите предыдущий опыт, заменив концентрированную азотную кислоту сильно разбавленной кислотой. Взбалтывайте раствор в течение нескольких минут, затем слейте раствор и добавьте к нему раствор гидроксида натрия. Отметьте появившийся характерный запах (какой это газ?). Составьте уравнение реакции взаимодействия цинка с очень разбавленной азотной кислотой, учитывая, что продуктами реакции являются нитрат аммония и нитрат цинка.

### Опыт 3. Качественная реакция на ион $\text{PO}_4^{3-}$

К 1-2 мл раствора  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  прибавьте несколько капель раствора хлорида бария. Образуется белый осадок  $\text{BaHPO}_4$ . Разделите его на две пробирки и прибавьте в первую из них соляную кислоту, во вторую – азотную кислоту. Что происходит? Напишите уравнения соответствующих реакций.

### Опыт 4. Получение висмута

Внесите в пробирку гранулу цинка и добавьте 1-2 мл раствора соли висмута (III). Наблюдайте выделение на цинке кристаллов металлического висмута. Напишите уравнение реакции. Объясните, почему цинк вытесняет висмут из раствора его соли.

### Опыт 5. Получение гидроксида висмута и изучение его свойств

В две пробирки поместите по 1 мл раствора нитрата висмута (III) и постепенно добавляйте раствор гидроксида натрия до осаждения гидроксида висмута (III). Отметьте его цвет. В одну пробирку добавьте раствор азотной кислоты и наблюдайте растворение осадка. В другую пробирку добавьте концентрированный раствор гидроксида натрия. Отметьте, растворяется ли осадок. Сделайте вывод относительно свойств  $\text{Bi}(\text{OH})_3$ . Напишите уравнения всех произошедших реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

\*\*\*\*\*

## КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ К ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ № 12

**Задание.** Составьте уравнения реакций следующих превращений, укажите условия их протекания.

*Примечание:* Окислительно-восстановительные реакции уравнивать методом электронного баланса.

№ варианта	Задание
1	$\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{PCl}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_3$
2	$\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$
3	$\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O}$
4	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
5	$\text{Bi} \rightarrow \text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Bi}_2\text{O}_3$
6	$\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2$
7	$\text{Bi} \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Bi}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3$
8	$\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
9	$\text{PH}_4\text{I} \rightarrow \text{PH}_3 \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
10	$\text{Bi} \rightarrow \text{Bi}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Bi}_2\text{O}_3$
11	$\text{P} \rightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2 \rightarrow \text{PH}_3 \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10}$
12	$\text{Bi} \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{KBiO}_3$
13	$\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{NH}_3$
14	$\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Bi}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Bi}_2\text{S}_3$
15	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{HNO}_3$

## 11.4. ЭЛЕМЕНТЫ VIA ГРУППЫ

В главную подгруппу VI группы входят *p*-элементы: кислород **O**, сера **S**, селен **Se**, теллур **Te** и радиоактивный элемент полоний **Po** (табл. 11.5), а также элемент 116 – ливерморий **Lv** (радиоактивный, получен искусственно). На внешнем энергетическом уровне атомов элементов данной подгруппы, которые имеют конфигурацию  $ns^2np^4$ , содержится по шесть электронов.

В ряду O–S–Se–Te–Po увеличивается радиус атомов, уменьшается энергия ионизации, то есть усиливаются металлические свойства элементов: в обычных условиях кислород и сера – неметаллы; селен и теллур занимают промежуточное положение между металлами и неметаллами; полоний проявляет типично металлические свойства.

Кислород самый распространенный элемент на Земле: в воздухе его – 21 % по объему, в земной коре – 49 % по массе, в гидросфере – 89 % по массе, в составе живых организмов – до 65 % по массе. Химический элемент кислород образует две аллотропные модификации – кислород  $O_2$  и озон  $O_3$ . Первый при нормальных условиях представляет собой газ без цвета, вкуса и запаха, малорастворимый в воде, а второй – газ голубого цвета, с резким специфическим запахом и «металлическим» вкусом, растворяется в воде в 10 раз лучше, чем кислород. В атоме кислорода, в отличие от других элементов VIA подгруппы, нет *d*-подуровня, в связи этим элемент может быть в соединениях только двухвалентным (без учета возможности донорно-акцепторного взаимодействия).

Сера встречается в природе, как в виде свободной самородной серы, так и в виде соединений. Существует сера в виде трех аллотропных модификаций: **ромбическая** –  $\alpha$ -сера (твёрдое вещество жёлтого цвета, кристаллы ромбической серы имеют форму октаэдров), **моноклинная** –  $\beta$ -сера (тёмно-жёлтые иглы), **пластическая** –  $\gamma$ -сера (коричневая резиноподобная аморфная масса, представляющая собой длинные полимерные цепи). При комнатной температуре устойчива только ромбическая модификация.

Кислород, серу, селен и теллур объединяют в группу "халькогенов", что в переводе с греческого языка означает "порождающие руды". Эти элементы входят в состав многочисленных руд; от кислорода к теллуру содержание их на Земле резко падает. По физическим свойствам селен и теллур являются полупроводниками; по химическим свойствам они стоят ближе к неметаллам.

Полоний – металл серебристо-белого цвета, напоминающий по физическим свойствам свинец, а по электрохимическим свойствам ( $E^0 > 0$ ) – благородные металлы. Полоний не имеет стабильных изотопов и встречается в урановых и ториевых рудах, как один из продуктов распада радиоактивного урана.

Таблица 11.5

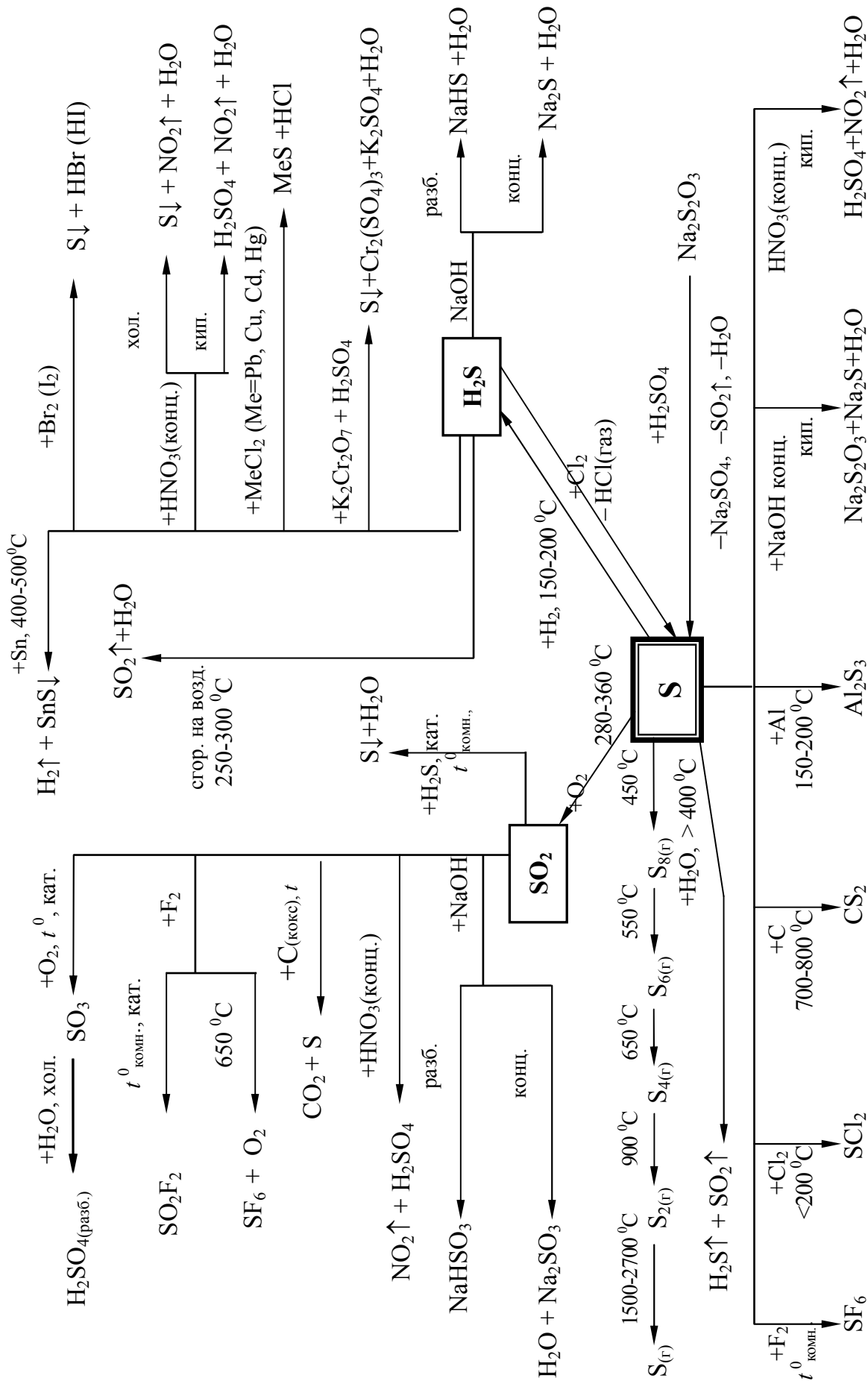
ОСНОВНЫЕ ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЭЛЕМЕНТОВ VIA ГРУППЫ

Символ химического элемента	Русское и латинское названия	Атомный номер	Сокращенная электронная формула	Относительная атомная масса	Плотность, г/см <sup>3</sup>	$t_{пл}, ^\circ C$	$t_{кип}, ^\circ C$	ОЭО	Степень окисления в соединениях	Радиус атома, нм
<b>O</b>	Кислород Oxygenium	8	$2s^2 2p^4$	15,99	1,27 (тв.)	-218	-183	3,50	-1, -2, +1, +2	0,073
<b>S</b>	Сера Sulfur	16	$3s^2 3p^4$	32,06	2,07 (ромб.)	113	445	2,44	-2, +2, +4, +6	0,102
<b>Se</b>	Селен Selenium	34	$4s^2 4p^4$	78,96	4,82 (гекс.)	217	685	2,48	-2*, +2, +4, +6	0,116
<b>Te</b>	Теллур Tellurium	52	$5s^2 5p^4$	127,60	6,25 (гекс.)	450	990	2,01	-2*, +2, +4, +6	0,136
<b>Po**</b>	Полоний Polonium	84	$6s^2 6p^4$	208,98	7,19	254	962	1,76	-2*, +2, +4, +6	0,146

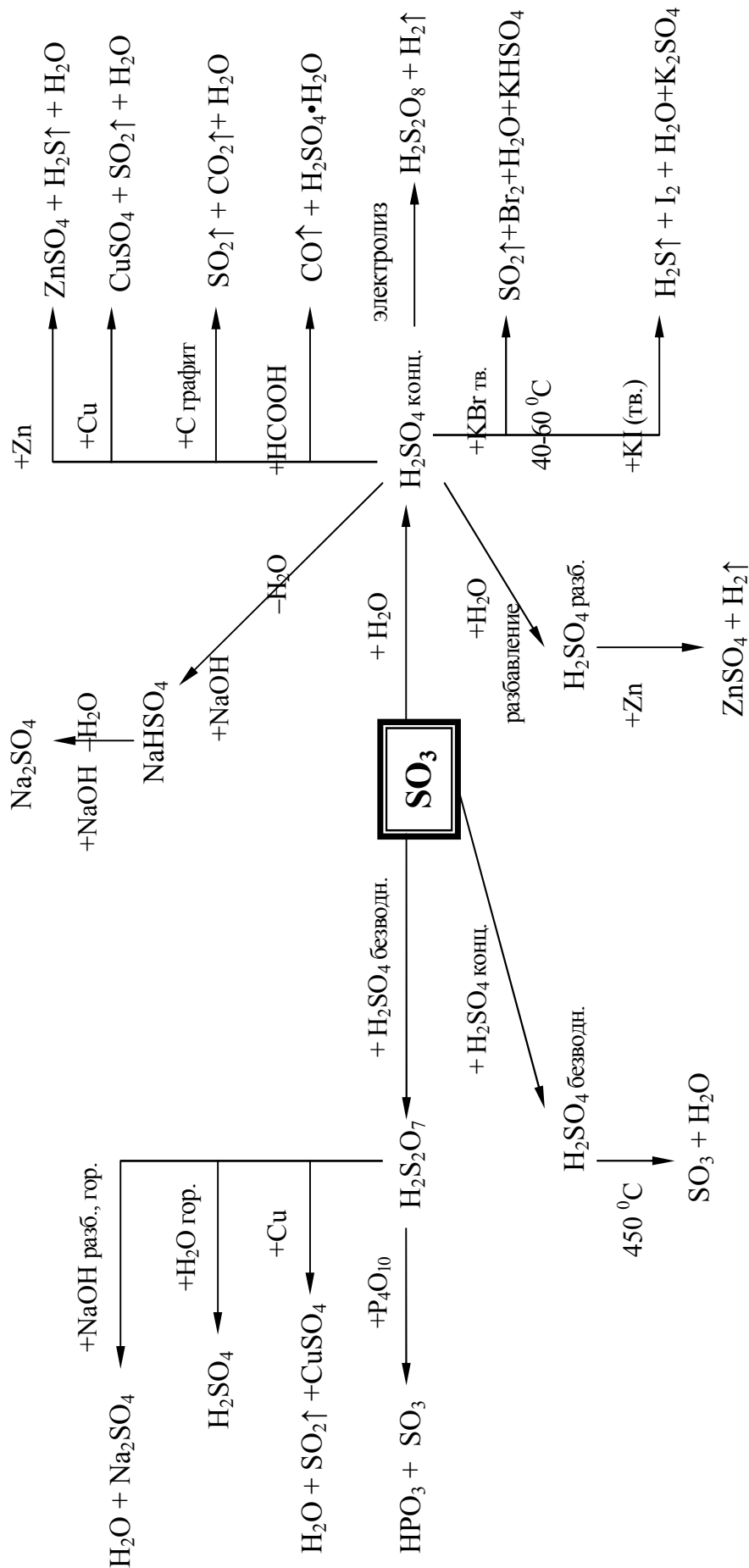
\* У селена, теллура и полония степень окисления минус два (-2) проявляется соответственно в селенидах (например, ZnSe, PbSe), теллуридах (CdTe, PbTe) и полонидах (BePo, CaPo) – в соединениях с менее электроотрицательными, чем они сами, элементами

\*\*  $E^0_{Po^{2+}|Po} = 0,65 \text{ В}$ ,  $E^0_{Po^{3+}|Po} = 0,56 \text{ В}$

# ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СЕРЫ И ЕЕ СОЕДИНЕНИЙ



# ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОКСИДА СЕРЫ (VI)



## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 13

### ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ VIA ГРУППЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

**Цель работы:** изучение свойств кислорода, серы и их соединений.

**Приборы и реактивы:** кристаллический  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ; разбавленный и концентрированный растворы серной кислоты; растворы  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{KJ}$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ; металлы: медь, цинк, железо, алюминий; крахмальный клейстер, спиртовая горелка.

#### Опыт 1. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода

**1.1.** Налейте в пробирку примерно 1 мл 3 % (масс.) раствора пероксида водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$ , прибавьте несколько капель разбавленной серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и около 1 мл раствора иодида калия  $\text{KJ}$ . Добавьте к смеси несколько капель крахмального клейстера. Как и почему изменилась окраска раствора? Напишите уравнение реакции.

**1.2.** Налейте в пробирку около 1 мл концентрированного раствора перманганата калия  $\text{KMnO}_4$ , 2 мл раствора серной кислоты и 1-2 мл раствора пероксида водорода. Испытайте тлеющей лучинкой выделяющийся газ. Наблюдайте изменение цвета раствора, составьте уравнение реакции.

Сделайте вывод о том, какую функцию – окислителя или восстановителя – в этих реакциях выполняет пероксид водорода.

#### Опыт 2. Тиосульфат натрия и его свойства

Внесите в пробирку 1-2 мл раствора тиосульфата натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  и 1 мл 2 н. раствора серной кислоты. Отметьте выпадение серы (помутнение) и выделение газа. Напишите уравнение реакции тиосульфата натрия с серной кислотой, укажите вещества, выполняющие функции окислителя и восстановителя. Приведите графическую формулу тиосульфата натрия.

#### Опыт 3. Восстановительные свойства сульфит-иона $\text{SO}_3^{2-}$

В пробирку, содержащую примерно 1 мл раствора перманганата калия  $\text{KMnO}_4$  и 0,5 мл 2 н. раствора серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , прибавьте несколько кристалликов сульфита натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . Отметьте изменение окраски раствора за счет перехода перманганат-иона  $\text{MnO}_4^-$  в ион марганца (II)  $\text{Mn}^{2+}$ . В какое соединение при этом перешел сульфит натрия? Напишите уравнение реакции, уравняйте ее методом электронного баланса, укажите вещества, выполняющие функции окислителя и восстановителя.

#### ОПЫТ 4. Свойства серной кислоты

##### 4.1. Действие разбавленной серной кислоты на металлы

Положите в четыре пробирки кусочки меди, цинка, железа, алюминия и добавьте в каждую 2 н раствор серной кислоты. Какие металлы взаимо-



действуют с разбавленной серной кислотой? Почему не все металлы растворяются в разбавленной серной кислоте? Почему скорость реакций не одинакова? Напишите уравнения соответствующих реакций.

#### 4.2. Действие концентрированной серной кислоты на металлы (тяга!)

В пробирке при слабом нагревании проведите реакцию между медью и концентрированной серной кислотой. Установите по запаху (осторожно!), какой газ выделяется.

#### 4.3. Дегидрирующие свойства серной кислоты

Стеклянной палочкой, смоченной раствором  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (1:1), напишите что-либо на листе фильтровальной бумаги, а затем подсушите бумагу над пламенем горелки. Объясните наблюдаемые явления, имея в виду, что формула клетчатки  $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_x$ .

\*\*\*\*\*

### КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ К ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ № 13

**Задание.** Составьте уравнения реакций следующих превращений, укажите условия их протекания.

*Примечание:* Окислительно-восстановительные реакции уравнивать методом электронного баланса.

№ варианта	Задание
1	$\text{S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S}$
2	$\text{FeS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4$
3	$\text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$
4	$\text{K}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{KAlO}_2$
5	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8 \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$
6	$\text{Se} \rightarrow \text{SeO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_4$
7	$\text{SO}_2 \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
8	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{O}_3 \rightarrow \text{O}_2$
9	$\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CuS} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3$
10	$\text{KNO}_3 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{CO} \rightarrow \text{CO}_2$
11	$\text{ZnS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{SO}_2$
12	$\text{H}_2\text{SeO}_3 \rightarrow \text{Se} \rightarrow \text{SeO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_3$
13	$\text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{SO}_2$
14	$\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
15	$\text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S}$

## 11.5. ЭЛЕМЕНТЫ VIIA ГРУППЫ

Элементы фтор **F**, хлор **Cl**, бром **Br**, иод **I** и аstat **At** (табл. 11.6) и искусственно полученный новый химический элемент под номером 117 – унунсептий **Uus** – составляют VIIA группу *p*-элементов – группу *галогенов*, что в переводе с греческого означает «солеобразующий». Это название элементы получили из-за легкости, с которой они реагируют со многими металлами, образуя соли.

Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атомов элементов данной подгруппы –  $ns^2np^5$ . В связи с этим, они легко принимают электрон, образуя устойчивую электронную оболочку  $ns^2np^6$ , свойственную инертным газам. Это определяет характерную степень окисления для всех галогенов – минус один (–1).

Благодаря тому, что атомы хлора, брома, и йода имеют на внешнем уровне незаполненный электронами *d*-подуровень (в отличие от фтора), они могут проявлять также положительные степени окисления (+1, +3, +5 и +7).

При обычных условиях галогены существуют в виде простых веществ, состоящих из двухатомных молекул типа  $Hal_2$ . Физические свойства галогенов существенно различаются: при нормальных условиях фтор – бледно-желтый, трудно сжижаемый газ; хлор – также газ желто-зеленого цвета, но сжижается легко; бром – красно-коричневая густая жидкость с тяжелыми коричневыми парами; йод – блестящие серо-черные кристаллы.

Галогены имеют характерный резкий запах. Все галогены, особенно фтор и хлор – токсичны. Так, например, хлор оказывает сильное раздражающее действие, особенно на глаза и дыхательную систему.

Галогены — очень активные элементы, вследствие чего они не встречаются в природе в свободном состоянии, а существуют в виде солей в земной коре или в виде ионов в морской воде. Астат радиотоксичный элемент, в природе практически не встречается (около 30 граммов во всей земной коре).

Все галогены проявляют высокую окислительную активность, которая уменьшается при переходе от фтора к йоду. Галогены энергично реагируют с металлами, большинством неметаллов, а также друг с другом. Так фтор вытесняет хлор, бром и йод из соответствующих галогенидов, хлор вытесняет бром из бромидов и йод из иодидов, а бром — йод из иодидов.

Соединения галогенов с водородом  $HHal$  называются галогеноводородами (табл. 11.7). Водные растворы их являются сильными кислотами, кроме  $HF$ . Степень окисления галогенов в  $HHal$  равна –1, в связи с этим галогеноводороды являются восстановителями. В ряду  $HCl$  —  $HBr$  —  $HI$  восстановительная способность возрастает.

Таблица 11.6

## ОСНОВНЫЕ ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЭЛЕМЕНТОВ VIIA ГРУППЫ

Символ химического элемента	Русское и латинское названия	Атомный номер	Сокращенная электронная формула	Относительная атомная масса	Агрегатное состояние	$t_{пл}, ^\circ C$	$t_{кип}, ^\circ C$	ОЭО	Степень окисления в соединениях	Радиус атома, нм	$E^0_{Э_2/2Э^-}, В$
<b>F</b>	Фтор Fluorum	9	$2s^2 2p^5$	18,998	Бледно-зеленый газ	-219	-183	4,10	-1	0,073	+2,86
<b>Cl</b>	Хлор Chlorum	17	$3s^2 3p^5$	35,453	Желто-зеленый газ	-101	-34	2,83	-1, +1, +3, +5, +7	0,099	+1,36
<b>Br</b>	Бром Bromum	35	$4s^2 4p^5$	79,904	Бурая жидкость	-8	58	2,74	-1, +1, +3, +5, +7	0,114	+1,07
<b>I</b>	Иод Jodum	53	$5s^2 5p^5$	126,904	Темно-фиолетовые кристаллы	114	185	2,21	-1, +1, +3, +5, +7	0,133	+0,54
<b>At</b>	Астат Astatium	85	$6s^2 6p^5$	209,987	Сине-черные кристаллы	227	317	1,96	–	0,145	–

Таблица 11.7

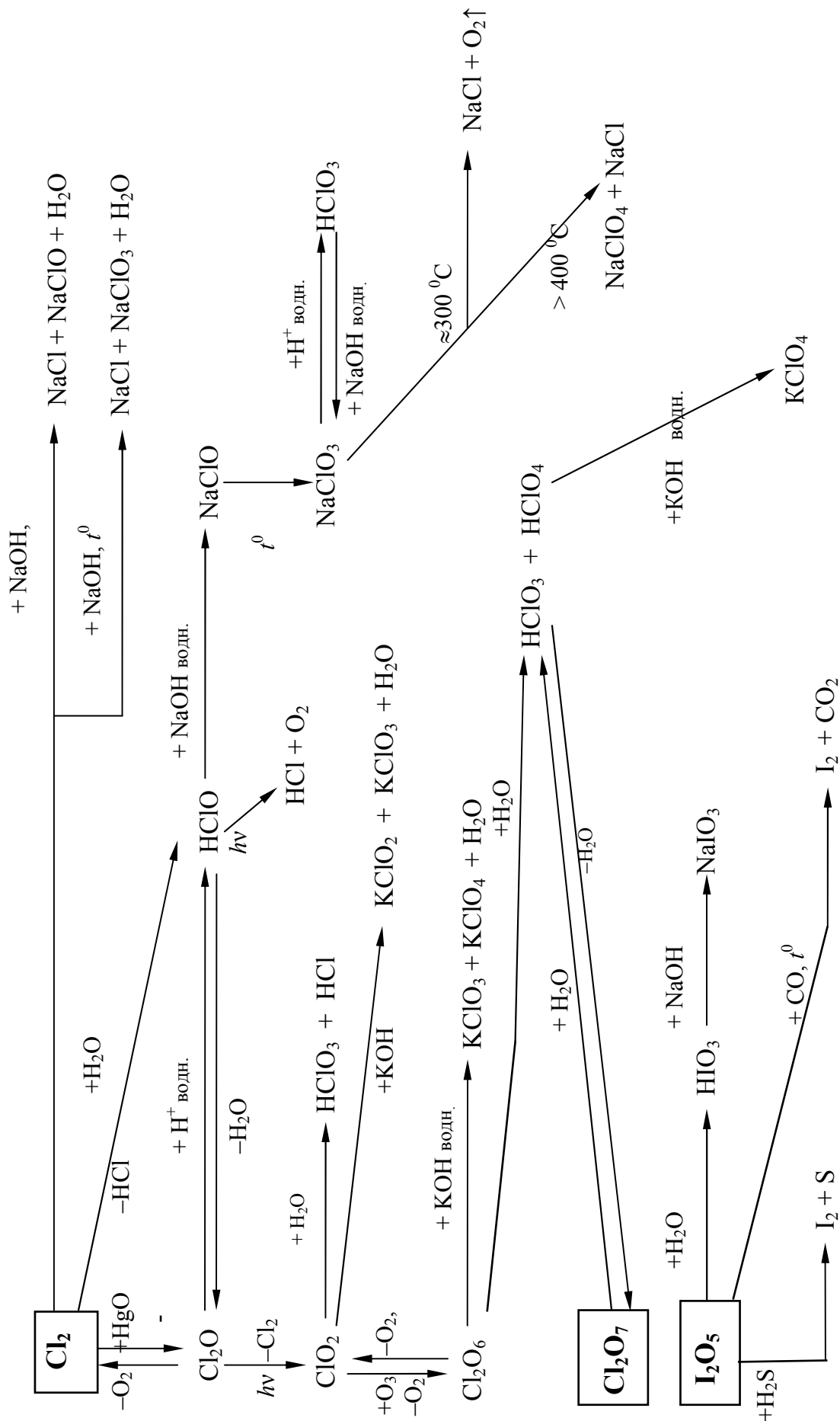
ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ГАЛОГЕНОВОДОРОДОВ

Свойства	HF	HCl	HBr	HI
Стандартная энтальпия образования при 298 К, кДж/моль	-270,7	-91,8	-34,1	+26,6
Стандартная энергия Гиббса образования при 298 К, кДж/моль	-272,8	-94,8	-51,2	+1,8
Межъядерное расстояние в молекуле, нм	0,092	0,128	0,141	0,160
Дипольный момент молекулы, Д	1,91	1,03	0,79	0,42
Температура плавления, °С	-83	-114,2	-86,9	-50,8
Температура кипения, °С	19,52	-85,08	-66,8	-35,4
Агрегатное состояние (стандартные условия)	Бесцветная жидкость	Бесцветный газ	Бесцветный газ	Бесцветный газ
Растворимость в воде при 298 К, моль/л	неограниченная	14	15	12
Название кислоты	Плавиковая Фтороводородная	Соляная Хлороводородная	Бромоводородная	Иодоводородная

Термическая устойчивость уменьшается от HF к HI. Водные растворы галогеноводородов являются кислотами. Сила кислот увеличивается по ряду HF – HCl – HBr – HI. Фтороводородная кислота ( $K_{\text{дис}} = 7 \cdot 10^{-4}$ ) менее сильная, чем другие галогеноводородные кислоты, и по силе не намного превосходит уксусную ( $K_{\text{дис}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ).



# ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ ГАЛОГЕНОВ И ИХ КИСЛОТ



## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 14

### ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ VIIA ГРУППЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

**Цель работы:** изучение свойств галогенов и их соединений.

**Приборы и реактивы:** металлы Al, Cu, Zn, Mg; разбавленные и концентрированные растворы соляной и азотной кислот; растворы солей NaBr, NaCl, NaI, Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, ZnCl<sub>2</sub>, Bi(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>, Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, соли Mn<sup>2+</sup>, раствор NaOH; хлорная, бромная и йодная вода; крахмальный клейстер, универсальная индикаторная бумага.

#### **Опыт 1. Взаимодействие брома и йода с металлами**

В две пробирки налейте по 2-3 мл бромной и йодной воды. Добавьте в каждую пробирку по одному микрошпателью порошка цинка или магния. Наблюдайте обесцвечивание растворов. Напишите уравнения реакций, указав окислитель и восстановитель.

#### **Опыт 2. Взаимодействие хлора с йодом**

К 2-3 мл йодной воды добавьте 1 мл раствора крахмала и 2-3 мл хлорной воды. Наблюдайте исчезновение синей окраски раствора. Напишите уравнение реакции. Укажите, окислительные или восстановительные свойства проявляет хлор в данной реакции?

#### **Опыт 3. Окислительные свойства галогенов**

**3.1.** К 2-3 мл раствора соли марганца (II) добавьте столько же хлорной воды и примерно 2 мл гидроксида натрия. Отметьте цвет образующегося осадка диоксида марганца MnO<sub>2</sub> и напишите уравнение реакции.

**3.2.** К раствору сульфита натрия Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> по каплям прилейте йодную воду. Объясните наблюдаемое явление. Напишите уравнение реакции.

#### **Опыт 4. Взаимодействие соляной кислоты с металлами**

В три пробирки поместите металлы (медь, цинк, алюминий) и прилейте по 1-2 мл 2 М раствора соляной кислоты. Во всех ли пробирках наблюдается выделение газа? Напишите уравнения реакций.

#### **Опыт 5. Гидролиз галогенидов**

В две пробирки налейте по 1-2 мл растворов хлорида натрия и хлорида цинка. С помощью индикаторной бумаги определите значение pH среды. Запишите уравнения гидролиза этих солей в молекулярной и ионной формах.

#### **Опыт 6. Образование галогенокомплексов**

К раствору нитрата висмута Bi(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> прилейте по 2-3 мл раствора иодида калия до образования темно-бурого осадка иодида висмута (III). Добавьте иодид калия к осадку до его растворения вследствие образования тетраиодовисмутата (III) калия. Напишите уравнения соответствующих реакций.



### Опыт 7. Качественные реакции на ионы $\text{Cl}^-$ , $\text{Br}^-$ , $\text{I}^-$

К растворам солей хлорида натрия  $\text{NaCl}$ , бромида натрия  $\text{NaBr}$ , иодида натрия  $\text{NaI}$  добавьте примерно по 1 мл раствора нитрата свинца  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ . Укажите окраску полученных осадков. Добавьте в каждую пробирку по 2-3 мл 2 н. раствора азотной кислоты. Наблюдается ли растворение осадков? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Сравните значения произведения растворимости (ПР) галогенидов свинца.

\*\*\*\*\*

### КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ К ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ № 14

**Задание.** Составьте уравнения реакций следующих превращений, укажите условия их протекания.

*Примечание:* Окислительно-восстановительные реакции уравнивать методом электронного баланса.

№ варианта	Задание
1	$\text{HBr} \rightarrow \text{Br}_2 \rightarrow \text{KBr} \rightarrow \text{AgBr}$
2	$\text{PBr}_3 \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{Br}_2 \rightarrow \text{I}_2$
3	$\text{NaCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KClO}_4$
4	$\text{HI} \rightarrow \text{I}_2 \rightarrow \text{HIO}_3 \rightarrow \text{I}_2\text{O}_5$
5	$\text{KCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KClO}_4$
6	$\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HClO} \rightarrow \text{KClO}$
7	$\text{BaI}_2 \rightarrow \text{HI} \rightarrow \text{I}_2 \rightarrow \text{MgI}_2$
8	$\text{HBr} \rightarrow \text{AgBr} \rightarrow \text{Br}_2 \rightarrow \text{NaBrO}$
9	$\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{AgCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{OCl})_2$
10	$\text{HI} \rightarrow \text{I}_2 \rightarrow \text{KI} \rightarrow \text{I}_2$
11	$\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{FeCl}_2$
12	$\text{NaBr} \rightarrow \text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{MgBr}_2$
13	$\text{KI} \rightarrow \text{I}_2 \rightarrow \text{HIO}_3 \rightarrow \text{I}_2\text{O}_5$
14	$\text{HBr} \rightarrow \text{Br}_2 \rightarrow \text{KBrO}_3 \rightarrow \text{KBrO}_4$
15	$\text{PI}_3 \rightarrow \text{HI} \rightarrow \text{I}_2 \rightarrow \text{HIO}_3$

## РАЗДЕЛ 12

### *d*-ЭЛЕМЕНТЫ

Элементы *побочных подгрупп* Периодической системы элементов Д. И. Менделеева относятся к *d-элементам*, у которых последний по порядку заполнения электрон располагается на предвнешнем *d*-подуровне. Все *d*-элементы подразделяются на четыре ряда: *3d*-элементы – от Sc до Zn; *4d*-элементы – от Y до Cd; *5d*-элементы – от La до Hg; *6d*-элементы от Ac до Cn.

С увеличением порядкового номера у *d*-элементов происходит последовательное заполнение электронами предвнешнего *d*-подуровня, как правило, от  $(n-1)d^1ns^2$  до  $(n-1)d^{10}ns^2$ . Поэтому изменение их физических и химических свойств не настолько существенны как в ряду элементов главных подгрупп (типических элементов). Особенно близки по свойствам элементы в V и VI периодах, что вызвано близостью их атомных радиусов.

Часто *d*-элементы (вместе с *f*-элементами) называют *переходными элементами* или *переходными металлами*, так как они занимают переходное положение между металлическими *s*-элементами и *p*-элементами, среди которых уже много неметаллов.

Металлический характер *d*-элементов обусловлен тем, что на внешнем *s*-подуровне их атомов содержится один или два электрона. В связи с этим проявляемые ими низшие степени окисления, как правило, равны двум. В то же время химическая активность валентных *d*-электронов, расположенных на предвнешнем уровне, приводит к тому, что эти элементы обнаруживают и более высокие степени окисления, вплоть до +8. В высших степенях окисления, переходные металлы образуют соединения, подобные соединениям элементов главных подгрупп, как, например, *p*-элемент главной подгруппы 6 группы *сера* и *d*-элемент побочной подгруппы 6 группы *хром*:

<sup>+6</sup> <b>S:</b>	SO <sub>3</sub> ,	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ,	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
<sup>+6</sup> <b>Cr:</b>	CrO <sub>3</sub> ,	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> ,	K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>
	кислотные оксиды	кислоты	соли

Все *d*-элементы имеют некоторые общие свойства: малые значения электроотрицательности; переменные степени окисления; способность образовывать комплексные соединения.

Далее более подробно рассматриваются свойства *d*-элементов первой, второй, шестой, седьмой и восьмой групп Периодической системы элементов, по которым предусмотрено выполнение лабораторных работ.

## 12.1. Элементы IB и IIB групп

К элементам побочной подгруппы первой группы Периодической системы элементов относятся медь **Cu**, серебро **Ag**, золото **Au** (табл. 12.1) и рентгений **Rg** – искусственно синтезированный 111-й химический элемент.

Элементы побочных подгрупп первой (IB) и второй (IIB) групп Периодической системы элементов относятся к *d*-элементам. В общем виде сокращенную электронную конфигурацию элементов можно представить в виде формулы:

$$(n-1)d^{10}ns^1 \quad \text{– для элементов IB группы;}$$
$$(n-1)d^{10}ns^2 \quad \text{– для элементов IIB группы.}$$

Элементы побочной IB группы – Cu, Ag, Au – известны с древности (около 3600 г. до н. э.). В свободном состоянии медь – металл темно-оранжевого цвета, золото – желто-оранжевый, а серебро – белый металл. Металлы подгруппы меди, более всех остальных металлов, ковкие, электро- и теплопроводны. В отличие от элементов главной подгруппы эти металлы очень инертны, поэтому они встречаются в природе в самородном состоянии, особенно золото. Рентгений – радиоактивный металл, который при стандартной температуре (298 К), по-видимому, находится в твердом состоянии. Цвет его неизвестен, но, вероятно, серебристо-белый или серый с металлическим блеском.

Общим свойством металлов обеих подгрупп I группы является их степень окисления (+1) во многих соединениях. Кроме того, медь и серебро могут проявлять степень окисления, равную +2, а золото – +3.

Химическая активность уменьшается в ряду Cu – Ag – Au. Эти металлы не реагируют с соляной и разбавленной серной кислотами. Медь и серебро взаимодействуют с концентрированной азотной кислотой, а золото – с царской водкой (смесь концентрированных азотной и соляной кислот, взятых в соотношении 1:3 по объему). Для всех элементов характерно комплексообразование.

В побочную подгруппу второй группы входят цинк **Zn**, кадмий **Cd**, ртуть **Hg** (табл. 12.2), а также 112-ый элемент, который был искусственно получен в 1996 г. в Германии и получил название коперниций **Cn**.

Элементы побочной IIB группы – Zn, Cd, Hg – тяжелые блестящие металлы белого цвета. Во влажном воздухе они окисляются, покрываются пленками оксидов и теряют блеск. Цинк – достаточно хрупкий металл, кадмий – тягучий, ртуть – жидкий (при комнатной температуре). Металлы IIB группы проявляют в соединениях степень окисления, равную +2, ртуть кроме того образует соединения со степенью окисления +1.

В химическом отношении активность в ряду Zn – Cd – Hg снижается. Для всех элементов характерно образование комплексных соединений.

Основные характерные реакции рассматриваемых металлов схематически представлены на примере меди и цинка.

Таблица 12.1

Основные физические свойства элементов IB подгруппы

Символ химического элемента	Русское и латинское названия	Атомный номер	Сокращенная электронная формула	Относительная атомная масса	Плотность, г/см <sup>3</sup>	$t_{пл}, ^\circ C$	$t_{кип}, ^\circ C$	ОЭО	Степень окисления в соединениях	Радиус атома, нм	$E^0, Э^+ Э (E^0, Э^{2+} Э), В$
<b>Cu</b>	Медь Cuprum	29	$3d^{10}4s^1$	63,55	8,96	1083,6	2567	1,75	+1, +2	0,127	+0,52 (+0,34)
<b>Ag</b>	Серебро Argentum	47	$4d^{10}5s^1$	107,87	10,50	962,1	2212	1,42	+1, +2	0,165	+0,799 (-)
<b>Au</b>	Золото Aurum	79	$5d^{10}6s^1$	196,97	19,32	1064,6	2807	1,42	+1, +3	0,174	+1,69 (+1,50)*

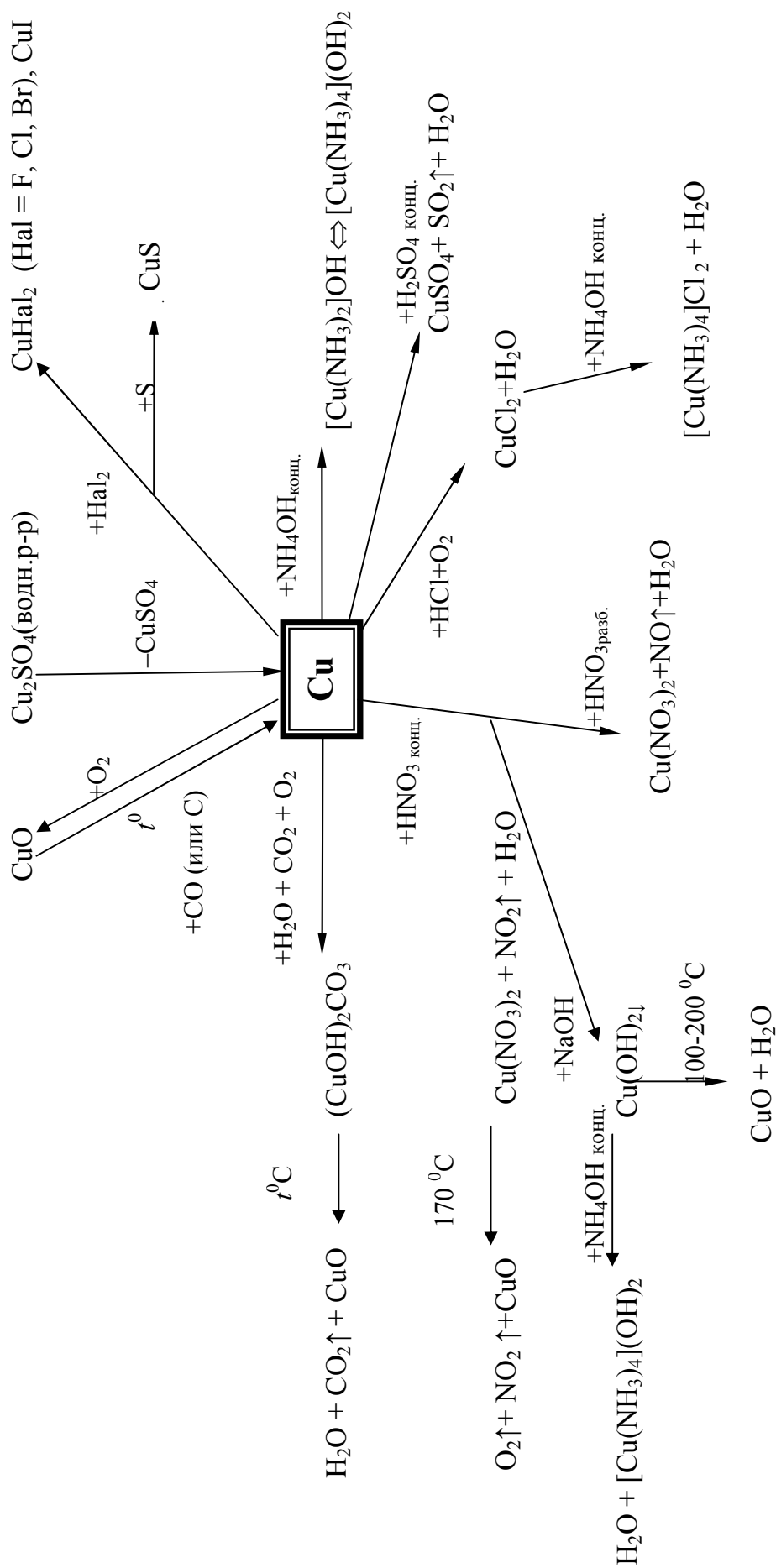
\*  $E^0 Au^{3+} | Au = +1,50 В$

Таблица 12.2

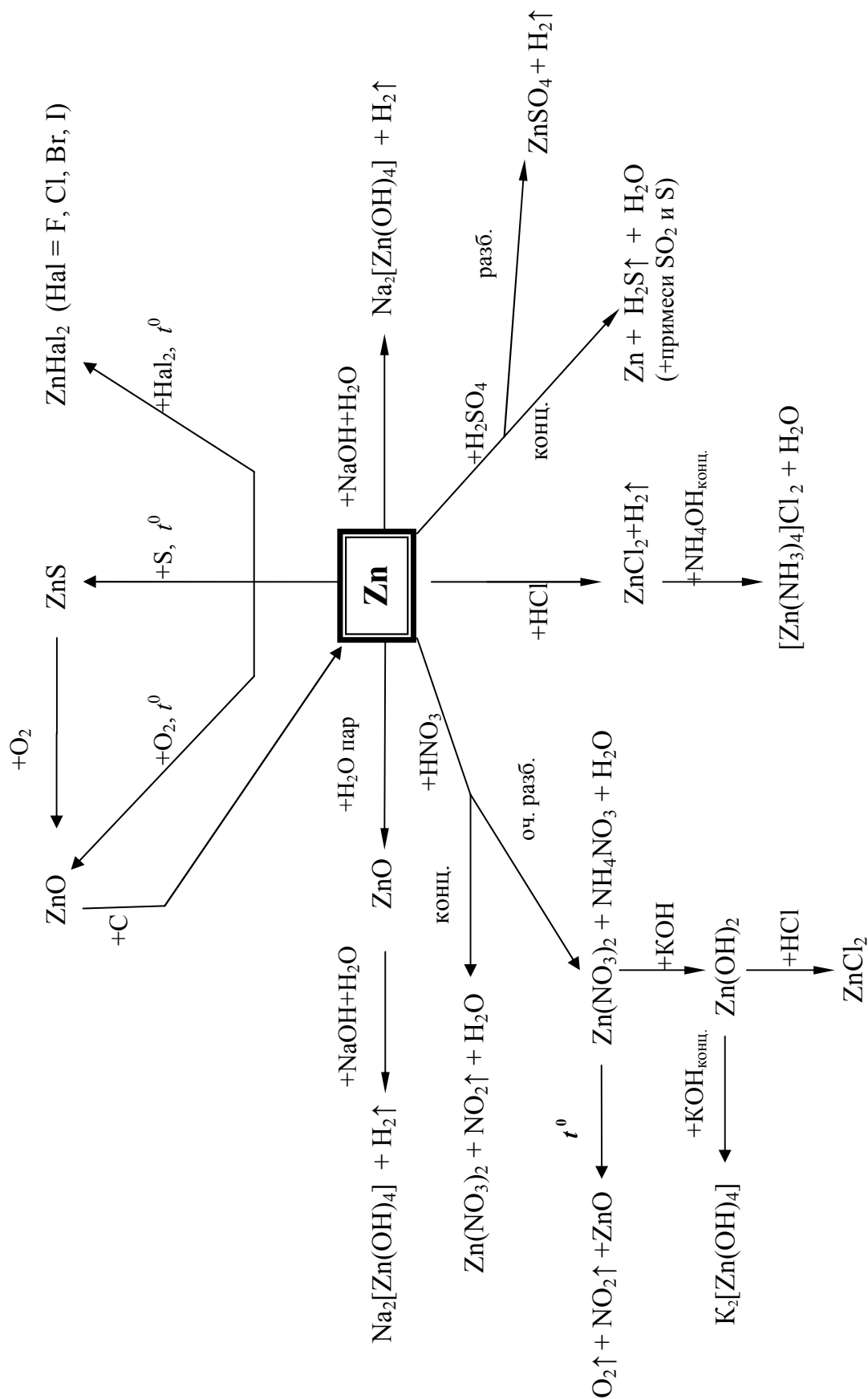
Основные физические свойства элементов IIB подгруппы

Символ химического элемента	Русское и латинское названия	Атомный номер	Сокращенная электронная формула	Относительная атомная масса	Плотность, г/см <sup>3</sup>	$t_{пл}, ^\circ C$	$t_{кип}, ^\circ C$	ОЭО	Степень окисления в соединениях	Радиус атома, нм	$E^0, Э^+ Э (E^0, Э^{2+} Э), В$
<b>Zn</b>	Цинк Zincum	30	$3d^{10}4s^2$	65,38	7,13	419,7	907	1,66	+2	0,132	- (-0,76)
<b>Cd</b>	Кадмий Cadmium	48	$4d^{10}5s^2$	112,40	8,65	321,1	765	1,46	+2	0,148	- (-0,40)
<b>Hg</b>	Ртуть Hydrargyrum	80	$5d^{10}6s^2$	200,59	13,55	-38,7	357	1,44	+2, +1	0,150	+0,79 (+0,85)

# ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕДИ И ЕЕ СОЕДИНЕНИЙ



# ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЦИНКА И ЕГО СОЕДИНЕНИЙ



**ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 15**  
**ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ IB И IIB ГРУПП**  
**И ИХ СОЕДИНЕНИЙ**

**Цель работы:** изучение свойств *d*-металлов IB и IIB групп и их соединений.

**Приборы и реактивы:** металлические медь и цинк, концентрированный раствор гидроксида натрия, растворы сульфата меди и гексацианоферрата (II) калия, концентрированные и разбавленные растворы соляной, серной и азотной кислот пробирки, штативы, спиртовая горелка.

**Опыт 1. Получение меди химическим восстановлением из растворов солей**

В раствор сульфата меди опустите гранулу цинка. Опишите наблюдаемые явления. Объясните их с учетом значений стандартных электродных потенциалов металлов. Напишите уравнение соответствующей реакции.

**Опыт 2. Отношение меди к кислотам**

(Проводить в вытяжном шкафу!)

Исследуйте отношение меди к разбавленным и концентрированным растворам соляной, серной и азотной кислот. Запишите соответствующие уравнения реакций.

**Опыт 3. Получение и свойства гидроксида меди**

В химическом стакане смешайте по 2-3 мл растворов сульфата меди и гидроксида натрия. Полученный осадок  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  промойте декантацией холодной водой и перенесите в три пробирки. Первую пробирку осторожно нагрейте, во вторую прилейте раствор соляной кислоты, в третью – концентрированный раствор гидроксида натрия. Объясните наблюдаемые явления. Напишите уравнения соответствующих реакций.

**Опыт 4. Комплексные соединения меди**

В две пробирки налейте примерно по 2-3 мл раствора сульфата меди (II). В первую пробирку добавьте по каплям концентрированный раствор аммиака до исчезновения образующегося вначале осадка, во вторую – раствор гексацианоферрата (II) калия. Выделяются осадки гексацианоферрата (II) меди (II). Испытайте действие на осадки серной и соляной кислот, раствора гидроксида натрия и водного раствора аммиака. Опишите наблюдаемые явления, запишите уравнения соответствующих реакций.

**Опыт 5. Взаимодействие цинка с кислотами и щелочами**

5.1. Исследуйте отношение цинка к разбавленным и концентрированным растворам соляной, серной и азотной кислот (опыты проводите в вытяжном шкафу!). Запишите соответствующие уравнения реакций.



5.2. В пробирку с металлическим цинком добавьте 3-4 мл концентрированного раствора гидроксида натрия, содержимое пробирки слегка подогрейте. Опишите наблюдаемые явления. Приведите уравнение реакции.

**Опыт 6. Получение и свойства комплексных соединений цинка и кадмия**

К растворам солей цинка и кадмия, помещенным в отдельные пробирки, добавьте по каплям раствор аммиака. Объясните причину образования осадков и их растворение в избытке аммиака. Напишите уравнения соответствующих реакций.

\*\*\*\*\*

**КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ К ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ № 15**

**Задание.** Составьте уравнения реакций следующих превращений, укажите условия их протекания.

*Примечание:* Окислительно-восстановительные реакции уравнивать методом электронного баланса.

№ варианта	Задание
1	$\text{Au} \rightarrow \text{AuCl}_3 \rightarrow \text{Au}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Na}[\text{Au}(\text{OH})_4]$
2	$\text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$
3	$\text{Hg} \rightarrow \text{HgCl}_2 \rightarrow \text{HgO} \rightarrow \text{Hg}(\text{NO}_3)_2$
4	$\text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
5	$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuCl}_2$
6	$\text{Cd} \rightarrow \text{CdCl}_2 \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2 \rightarrow [\text{Cd}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$
7	$\text{Ag} \rightarrow \text{AgCl} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S}$
8	$\text{Cu} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$
9	$\text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}$
10	$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{HgO} \rightarrow \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{HgCl}_2$
11	$\text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2$
12	$\text{AuCl}_3 \rightarrow \text{Au}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Au}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{H}[\text{AuCl}_4]$
13	$\text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
14	$\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CdO} \rightarrow \text{Cd}$
15	$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnCl}_2$

## 12.2. Элементы VIВ группы

Побочную подгруппу шестой (VIВ) группы Периодической системы элементов составляют хром **Cr**, молибден **Mo**, вольфрам **W** (табл. 12.3) и сиборгий **Sg** (искусственно полученный радиоактивный химический элемент с атомным номером 106).

В виде простых веществ хром, молибден и вольфрам представляют собой блестящие серебристо-белые металлы с высокой плотностью и высокой температурой плавления, увеличивающейся от хрома к вольфраму. Металлы элементов VIВ группы обладают пониженной химической активностью, причем в ряду **Cr – Mo – W** химическая активность снижается.

В обычных условиях эти металлы химически весьма инертны; они устойчивы на воздухе и в воде, благодаря образующейся на поверхности оксидной пленке, препятствующей коррозии. При обычных условиях металлы подгруппы хрома взаимодействуют только с фтором, при нагревании сгорают в атмосфере кислорода и реагируют с другими неметаллами.

Во внешнем слое атомов этих элементов имеется один (у хрома и молибдена) или два (у вольфрама) электрона. Таким образом, атомы элементов подгруппы хрома имеют шесть валентных электронов, способных участвовать в образовании химической связи, в связи с чем могут проявлять степени окисления от +2 до +6. Для молибдена и вольфрама наиболее устойчивы соединения в степени окисления +6, для хрома характерны степени окисления +2, +3 и +6.

В соединениях с низшей степенью окисления элементы проявляют металлические свойства, а в соединениях с высшей степенью окисления проявляется неметаллический характер элемента и кислотные свойства его соединений.

Хром – один из важнейших легирующих элементов, улучшающих физические свойства сталей и их устойчивость к коррозии. Благодаря устойчивости по отношению к агрессивным средам хром используется в качестве защитного покрытия других металлов (хромирование). Основное количество молибдена и вольфрама применяется в производстве легированных сталей. Молибденсодержащие стали используются для изготовления инструментов, валов турбин, броневых плит, стволов огнестрельного оружия. Стали, содержащие в своем составе вольфрам, характеризуются прочностью на истирание, устойчивостью к высоким температурам и химическим реагентам, пластичностью и упругостью.

Образуемые хромом оксидные соединения, способы их получения и основные химические свойства приведены в табл. 12.4. Основные химические свойства хрома и его соединений представлены на схеме.

Таблица 12.3

Основные физические свойства элементов VIB подгруппы

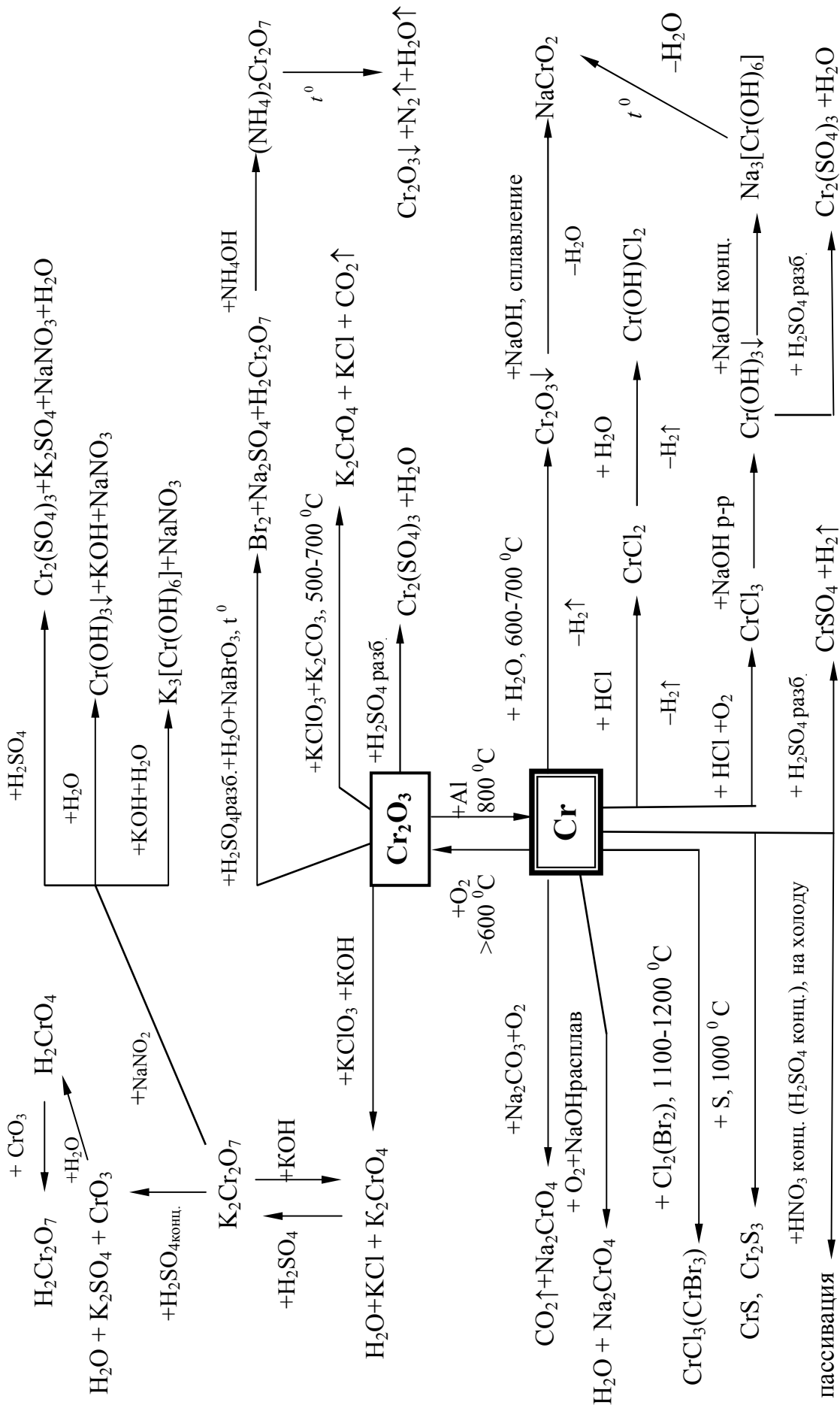
Символ химического элемента	Русское и латинское названия	Атомный номер	Сокращенная электронная формула	Относительная атомная масса	Плотность, г/см <sup>3</sup>	$t_{пл}, ^\circ C$	$t_{кип}, ^\circ C$	ОЭО	Степень окисления в соединениях	Радиус атома, нм	$E^0_{Me^{3+}/Me}, В$
<b>Cr</b>	Хром Chromium	24	$3d^5 4s^1$	51,996	9,32	1857	2672	1,56	+2, +3, +4, +5, +6	0,127	-0,74
<b>Mo</b>	Молибден Molybdaenum	42	$4d^5 5s^1$	95,94	10,22	2620	4512	1,30	+2, +3, +4, +5, +6	0,139	-0,20
<b>W</b>	Вольфрам Wolfram	74	$5d^4 6s^2$	183,85	19,35	3407	5657	1,40	+2, +3, +4, +5, +6	0,140	-0,15

Таблица 12.4

Оксиды и гидроксиды хрома

Химическая формула и название	Характер оксида	Цвет	Способ получения	Основные химические свойства
<b>CrO</b> Оксид хрома (II)	Основной	Черный	1) $2CrHg_3 + O_2 = 2CrO + 6Hg$ ; 2) $H_3PO_2 + 2Cr_2O_3 = 4CrO + H_3PO_4$	Сильный восстановитель, неустойчив в присутствии влаги и кислорода. Практического значения не имеет
<b>Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b> Оксид хрома (III)	Амфотерный	Зеленый	1) $4CrO + O_2 \xrightarrow{t^0} 2Cr_2O_3$ ; 2) $4CrO_3 \xrightarrow{t^0} 2Cr_2O_3 + 3O_2 \uparrow$ ; 3) $(NH_4)_2Cr_2O_7 \xrightarrow{t^0} Cr_2O_3 + N_2 \uparrow + 4H_2O$	$Cr_2O_3 + H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$ ;  сплавление $Cr_2O_3 + 2NaOH = 2NaCrO_2 + H_2O$
<b>CrO<sub>3</sub></b> Оксид хрома(VI)	Кислотный	Темно-красный	$Na_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 = 2CrO_3 + Na_2SO_4 + H_2O$	$CrO_3 + H_2O = H_2CrO_4$ $CrO_3 + 2KOH = K_2CrO_4 + H_2O$

# ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ХРОМА И ЕГО СОЕДИНЕНИЙ



## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 16 ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ ХРОМА И ЕГО СОЕДИНЕНИЙ

**Цель работы:** изучение свойств хрома и его соединений.

**Приборы и реактивы:** кристаллический сульфит натрия; концентрированные и разбавленные растворы соляной и серной кислот, гидроксида натрия, соли хрома (III), бромной воды, пероксида водорода (3 %), дихромата калия, иодида калия; крахмальный клейстер; спиртовая горелка.

### Опыт 1. Получение и свойства гидроксида хрома (III)

В пробирку с раствором соли хрома (III) прибавляйте по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка гидроксида хрома (III)  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ . Отметьте цвет осадка. Напишите уравнение реакции.

Разделите полученный в опыте осадок на две пробирки и в одну из них добавьте разбавленную кислоту ( $\text{HCl}$  или  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), а в другую – избыток концентрированного раствора щелочи. Что происходит? На наличие каких свойств гидроксида хрома (III) указывают проведенные реакции? Запишите уравнения реакций, назовите продукты. Отметьте цветовые изменения.

### Опыт 2. Условия существования в растворе хроматов и дихроматов

**2.1.** К 1-2 мл раствора хромата калия  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  прилейте раствор серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Наблюдайте изменение окраски вследствие образования дихромата калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . Объясните наблюдаемые явления. Напишите уравнение реакции.

**2.2.** К 1-2 мл раствора дихромата калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  прилейте раствор щелочи. Наблюдайте изменение цвета. Объясните это изменение, напишите уравнение реакции. Отметьте, какое равновесие устанавливается в водных растворах хроматов и дихроматов? Как влияет среда на сдвиг этого равновесия?

### Опыт 3. Окислительные свойства хроматов

**3.1.** К 1-2 мл раствора дихромата калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  прилейте немного разбавленной серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и добавьте кристаллический сульфит натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . Смесь слабо нагрейте. Наблюдайте изменение окраски. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

**3.2.** В раствор дихромата калия (примерно 0,5 мл), подкисленного 2 н. раствором серной кислоты, внесите по каплям раствор иодида калия  $\text{KI}$ . Отметьте изменение окраски и докажите с помощью раствора крахмального клейстера выделение свободного йода, для чего в пробирку с 5-6 каплями крахмала внесите одну каплю полученного в опыте раствора. Напишите уравнение реакции.

### 3.3. Внимание, опыт проводите под тягой!

К раствору дихромата калия  $K_2Cr_2O_7$  (1-2 капли) прибавьте 10-12 капель концентрированной соляной кислоты  $HCl$ . Смесь нагрейте до перехода оранжевой окраски в зеленую. Как это связано с изменением степени окисления хрома? Отметьте выделение газа. Какой это газ? Напишите уравнение реакции.

\*\*\*\*\*

### КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ К ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ № 16

**Задание.** Составьте уравнения реакций следующих превращений, укажите условия их протекания.

*Примечание:* Окислительно-восстановительные реакции уравнивать методом электронного баланса.

№ варианта	Задание
1	$CrO_3 \rightarrow Cr_2O_3 \rightarrow KCrO_2 \rightarrow CrCl_3$
2	$MoO_3 \rightarrow Na_2MoO_4 \rightarrow H_2MoO_4 \rightarrow MoO_3$
3	$K_2CrO_4 \rightarrow H_2CrO_4 \rightarrow CrO_3 \rightarrow Cr_2O_3$
4	$WO_3 \rightarrow K_2WO_4 \rightarrow H_2WO_4 \rightarrow WO_3$
5	$K_2MoO_4 \rightarrow H_2MoO_4 \rightarrow MoO_3 \rightarrow Mo$
6	$Cr_2O_3 \rightarrow KCrO_2 \rightarrow CrCl_3 \rightarrow Cr$
7	$(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow Cr_2O_3 \rightarrow NaCrO_2 \rightarrow Cr(OH)_3$
8	$Mo \rightarrow MoO_3 \rightarrow Mo \rightarrow MoO_2$
9	$K_2CrO_4 \rightarrow K_2Cr_2O_7 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow Cr(OH)_3$
10	$WO_3 \rightarrow W \rightarrow WO_3 \rightarrow Na_2WO_4$
11	$Cr \rightarrow CrCl_2 \rightarrow CrCl_3 \rightarrow Cr(OH)_3$
12	$CrCl_3 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow K_3[Cr(OH)_6] \rightarrow K_2CrO_4$
13	$MoF_6 \rightarrow Mo \rightarrow MoO_3 \rightarrow K_2MoO_4$
14	$K_2CrO_4 \rightarrow CrCl_3 \rightarrow Cr \rightarrow Na_2CrO_4$
15	$W \rightarrow WO_3 \rightarrow Na_2WO_4 \rightarrow W_2O_5$

### 12.3. Элементы VIIБ группы

В побочную подгруппу седьмой группы (VIIБ) Периодической системы элементов входят: марганец **Mn**, технеций **Tc**, рений **Re** (табл. 12.5), а также искусственно полученный радиоактивный химический элемент с атомным номером 107 – борий **Bh**.

Элементы VIIБ группы – серебристо-белые тугоплавкие металлы. Марганец принадлежит к распространенным элементам (0,03 % в земной коре), в природе встречается в виде различных соединений. Содержание рения в земной коре весьма мало ( $9 \cdot 10^{-9}$  %), встречается он и в свободном состоянии, и в виде соединений. Технеций первый из искусственно полученных химических элементов (1937 г.), что отражено в его названии (от греч. *τεχνηστος* – искусственный), встречается в незначительных количествах в рудах урана.

Наибольшее значение из элементов подгруппы имеет марганец, который находит широкое применение в качестве легирующей добавки к сталям. Соединения марганца ( $MnO_2$ ,  $KMnO_4$ ) используются в органическом синтезе в качестве окислителей, входят в состав многих катализаторов.

Технеций не получил значительного применения из-за его радиоактивности и трудности выделения, однако одно из его производных – пертехнат натрия  $NaTcO_4$  – используется в качестве ингибитора коррозии металлов, из которых изготавливают узлы ядерных реакторов.

Рений широко используют в технике: добавка его к вольфраму делает более долговечной нить для ламп накаливания; из железа, покрытого с помощью электролиза рением, производят цистерны и баки для перевозки соляной кислоты; рений и его соединения используются в качестве катализаторов.

Марганец, технеций и рений взаимодействуют со многими реагентами, проявляя степени окисления от +2 до +7. Марганец значительно отличается по химическим свойствам от технеция и рения, которые обладают близкими свойствами – образуют сходные соединения и комплексные ионы. В ряду  $Mn—Tc—Re$  химическая активность понижается. Соединения элементов подгруппы марганца с кислородом и их кислотно-основные свойства приведены в табл. 12.6.

С соляной и разбавленной серной кислотами взаимодействует только марганец, так как в ряду стандартных электродных потенциалов он располагается до водорода. В холодных концентрированных азотной и серной кислотах металлический марганец, технеций и рений пассивируются. Реакция с этими кислотами протекает при нагревании. Со щелочами металлы подгруппы марганца не взаимодействуют, но в щелочных расплавах в присутствии окислителей реакция может протекать. Ниже приведены реакции взаимодействия элементов VIIБ подгруппы с кислотами и щелочами; на схеме представлены основные химические свойства марганца.



Таблица 12.5

Основные физические свойства элементов VIB подгруппы

Символ химического элемента	Русское и латинское названия	Атомный номер	Сокращенная электронная формула	Относительная атомная масса	Плотность, г/см <sup>3</sup>	$t_{пл.}, ^\circ C$	$t_{кип.}, ^\circ C$	ОЭО	Степень окисления в соединениях	Радиус атома, нм	$E^0 \text{ Э}^{2+}   \text{Э} (E^0 \text{ Э}^{3+}   \text{Э}), В$
<b>Mn</b>	Марганец Manganum	25	$3d^5 4s^2$	54,938	7,44	1244	1962	1,5	+2, +3, +4, +6, +7	0,117	-1,18 (-)
<b>Tc</b>	Технеций Technetium	43	$4d^5 5s^2$	98,906	11,49	2172	4877	1,9	+2, +4, +6, +7	0,127	+0,40 (-)
<b>Re</b>	Рений Rhenium	75	$5d^5 6s^2$	186,207	21,04	3180	5627	1,9	+2, +3, +4, +6, +7	0,128	- (0,30)

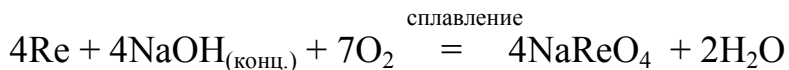
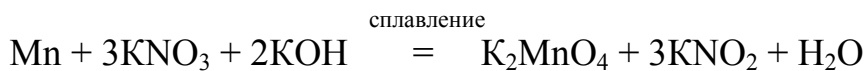
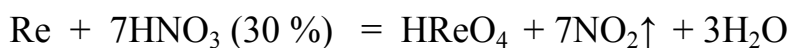
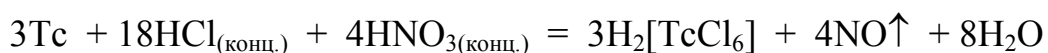
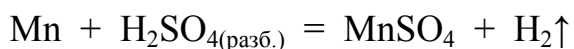
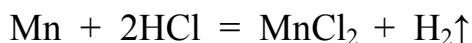


Таблица 12.6

Оксиды *d*-металлов VIII группы

Металлы	Характер оксидов		
	Основные	Амфотерные	Кислотные
Mn	MnO, Mn <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	MnO <sub>2</sub>	MnO <sub>3</sub> , Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
Tc	-	TcO <sub>2</sub>	TcO <sub>3</sub> , Tc <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
Re	Re <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	ReO <sub>2</sub>	Re <sub>2</sub> O <sub>5</sub> , ReO <sub>3</sub> , Re <sub>2</sub> O <sub>7</sub>

ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ МАРГАНЦА, ТЕХНЕЦИЯ И РЕНИЯ  
С КИСЛОТАМИ И ЩЕЛОЧАМИ



## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 17

### ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ VIII ГРУППЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

**Цель работы:** изучение свойств марганца и его соединений.

**Приборы и реактивы:** металлический алюминий; кристаллический перманганат калия; растворы марганца (II), иодида калия, пероксида водорода (3 %); концентрированные и разбавленные растворы соляной и серной кислот, гидроксида натрия, крахмальный клейстер, бромная вода, дистиллированная вода, универсальная индикаторная бумага, спиртовая горелка.

#### Опыт 1. Восстановление соли марганца (II) алюминием

К 2-3 мл раствора соли марганца (II) добавьте немного алюминиевых стружек или фольги. Наблюдается ли выделение металлического марганца на поверхности алюминия. Напишите уравнения протекающих реакций.

#### Опыт 2. Получение и свойства гидроксида марганца (II)

В три пробирки внесите по 2–3 капли раствора соли марганца (II) и в каждую добавьте по 2–3 капли раствора щелочи; наблюдайте образование осадка  $Mn(OH)_2$ , отметьте цвет осадка. Напишите уравнение реакции получения гидроксида марганца (II).

В первую пробирку добавьте 5–6 капель серной кислоты. Что происходит с осадком? Содержимое второй пробирки перемешайте стеклянной палочкой – осадок изменяет окраску. В третью пробирку прилейте 5–6 капель бромной воды, отметьте изменение окраски осадка. Напишите уравнения реакций взаимодействия  $Mn(OH)_2$ : с серной кислотой, с кислородом воздуха (при перемешивании) с образованием гидроксида марганца (IV); с бромной водой с образованием  $MnO_2$ . Сделайте вывод об основнокислотных и окислительно-восстановительных свойствах гидроксида марганца (II).

#### Опыт 3. Гидролиз солей марганца (II)

В пробирку налейте раствор соли марганца (II) ( $MnCl_2$  или  $MnSO_4$ ) и с помощью универсальной индикаторной бумаги определите значение pH раствора. Напишите уравнение реакции первой ступени гидролиза соли, укажите среду.

#### Опыт 4. Разложение перманганата калия при нагревании

Поместите 3-4 кристаллика перманганата калия в пробирку, укрепите в штативе и нагрейте небольшим пламенем горелки до полного разложения перманганата на диоксид марганца, манганат калия и кислород. (Выделение кислорода установите с помощью тлеющей лучинки).

После охлаждения пробирки к сухому остатку добавьте примерно 1 мл воды. Отметьте цвет полученного раствора. Какие вещества находятся в растворе и в осадке? Напишите уравнение реакции.

**Опыт 5. Окисление пероксида водорода перманганатом калия**

К 2-3 мл раствора перманганата калия, подкисленного 2 мл 2 н. раствора серной кислоты, добавьте примерно 3 мл 3 % раствора пероксида водорода. Какой газ выделяется? Напишите уравнение реакции.

**Опыт 6. Окисление иодида калия перманганатом калия**

В пробирку налейте 2-3 мл раствора перманганата калия, и по каплям добавляйте раствор иодида калия. Наблюдайте выпадение осадка диоксида марганца. Отметьте изменение окраски и докажите с помощью раствора крахмального клейстера выделение свободного йода. Напишите уравнение реакции.

\*\*\*\*\*

**КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ К ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ № 17**

**Задание.** Составьте уравнения реакций следующих превращений, укажите условия их протекания.

*Примечание:* Окислительно-восстановительные реакции уравнивать методом электронного баланса.

№ варианта	Задание
1	$\text{Mn} \rightarrow \text{Mn(OH)}_2 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnSO}_4$
2	$\text{NH}_4\text{ReO}_4 \rightarrow \text{Re} \rightarrow \text{Re}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{ReO}_3$
3	$\text{MnCl}_2 \rightarrow \text{Mn(OH)}_2 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2$
4	$\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnO}_4^{2-} \rightarrow \text{MnO}_4^-$
5	$\text{Mn}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{Mn} \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{Mn(OH)}_2$
6	$\text{Re} \rightarrow \text{Re}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{KReO}_4 \rightarrow \text{Re}_2\text{S}_7$
7	$\text{TcO}_2 \rightarrow \text{Tc} \rightarrow \text{HTcO}_4 \rightarrow \text{Tc}_2\text{S}_7$
8	$\text{Re}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{ReO}_3 \rightarrow \text{ReO}_2 \rightarrow \text{HReO}_4$
9	$\text{TcCl}_4 \rightarrow \text{TcO}_2 \rightarrow \text{Tc} \rightarrow \text{TcF}_6$
10	$\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4$
11	$\text{MnO}_2 \rightarrow \text{Mn} \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{MnS}$
12	$\text{MnSO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{Mn(OH)}_2$
13	$\text{Re}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Re} \rightarrow \text{HReO}_4 \rightarrow \text{NaReO}_4$
14	$\text{Mn}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{Mn(OH)}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2$
15	$\text{Tc} \rightarrow \text{HTcO}_4 \rightarrow \text{TcO}_2 \rightarrow \text{Tc}$

## 12.4. Элементы VIIIБ группы

Побочную подгруппу восьмой группы (VIIIБ) Периодической системы элементов Д.И. Менделеева составляют **триады** (тройки) *d*-элементов:

**первая триада** – железо **Fe**, кобальт **Co**, никель **Ni** (табл. 12.7);

**вторая** – рутений **Ru**, родий **Rh**, палладий **Pd**;

**третья** – осмий **Os**, иридий **Ir**, платина **Pt**,

**четвертая** – синтезированные искусственно радиоактивные химические элементы – хассий **Hs** (№108), мейтнерий **Mt** (№109), дармштадтий **Ds** (№110).

Первую триаду очень часто называют семейством железа. По своим свойствам Fe, Co и Ni очень сходны между собой. Эти металлы обладают характерными металлическими свойствами: металлический блеск, тугоплавкость, прочность, электро- и теплопроводность. Железо и никель относительно мягкие металлы, кобальт более твердый и хрупкий. Все металлы обладают магнитными свойствами.

В земной коре Fe, Co, Ni встречаются в окисленном состоянии – в виде руд. По распространенности в земной коре железо находится на втором месте (после алюминия) – 4,7 %, встречается в виде оксидов, сульфидов, силикатов. Железо – один из самых применяемых в мире металлов – на него приходится почти 95 % металлургического производства; оно является важнейшей составляющей сталей и чугунов – основных конструкционных материалов.

Содержание кобальта и никеля в земной коре – 0,004 % и 0,02 % соответственно. Кобальт применяется, в основном, в виде сплавов, где является легирующим элементом. Эти сплавы используют в качестве жаропрочных и жаростойких материалов, при изготовлении постоянных магнитов, режущего инструмента и других. Никель входит в состав нержавеющей сталей, является основой большинства жаропрочных материалов, используемых в аэрокосмической промышленности.

По химическим свойствам железо, кобальт и никель являются металлами средней активности, причем активность уменьшается в ряду Fe–Co–Ni. В отсутствие влаги они довольно устойчивы и при обычных условиях заметно не реагируют даже с такими типичными окислителями, как O<sub>2</sub>, S, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>. Но при нагревании, особенно в мелкораздробленном состоянии, взаимодействие идет довольно энергично почти со всеми неметаллами. Концентрированными серной и азотной кислотами на холоду железо, кобальт и никель пассивируются. Основные химические свойства железа представлены ниже на схеме.

*d*-Элементы второй и третьей триад также имеют много общих свойств и в природе всегда встречаются вместе, поэтому их объединяют в семейство платиновых металлов.

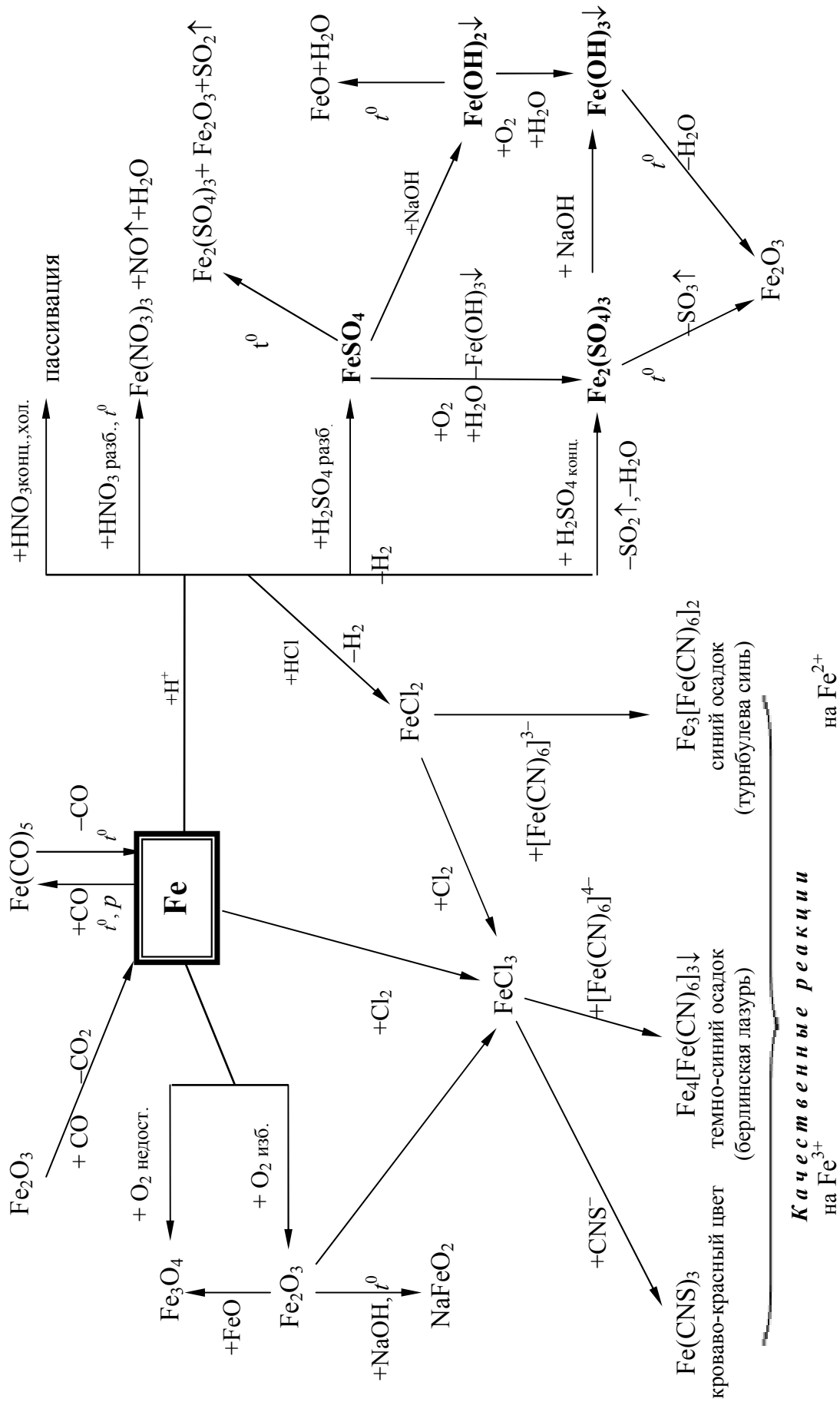
Таблица 12.7

Основные физические свойства элементов семейства железа (VIII подгруппа)

Символ химического элемента	Русское и латинское названия	Атомный номер	Сокращенная электронная формула	Относительная атомная масса	Плотность, г/см <sup>3</sup>	$t_{пл}, ^\circ C$	$t_{кип}, ^\circ C$	ОЭО	Степень окисления в соединениях	Радиус атома, нм	$E^0 \text{ Э}^{2+}/\text{Э} (E^0 \text{ Э}^{3+}/\text{Э}), \text{ В}$
<b>Fe</b>	Железо Ferrum	26	$3d^6 4s^2$	55,85	7,87	1535	2750	1,64	+2, +3, +6	0,117	-0,440 (-0,037)
<b>Co</b>	Кобальт Cobaltum	27	$3d^7 4s^2$	58,93	8,84	1493	2870	1,70	+2, +3	0,116	-0,277 (+0,330)
<b>Ni</b>	Никель Niccolum	28	$3d^8 4s^2$	58,70	8,91	1453	2732	1,75	+2, +3	0,115	-0,250 (-)



# ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЖЕЛЕЗА И ЕГО СОЕДИНЕНИЙ



## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 18

### ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ VIII В ГРУППЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

**Цель работы:** изучение свойств железа, кобальта, никеля и их соединений.

**Приборы и реактивы:** металлическое железо (стружка и железный гвоздь); концентрированные и разбавленные растворы азотной, соляной и серной кислот; растворы: гидроксида натрия, сульфата железа (II), роданида калия, гексацианоферрата (III) калия, гексацианоферрата (II) калия, соли кобальта (II), соли никеля (II), соли железа (III), пероксида водорода; бромная вода, дистиллированная вода.

#### Опыт 1. Взаимодействие железа с кислотами

В три пробирки налейте по 1-2 мл 2 н. растворов соляной, серной и азотной кислот, в четвертую пробирку – 1-2 мл концентрированной серной кислоты. В каждую пробирку добавьте по кусочку железной стружки. Наблюдайте происходящие явления. Далее добавьте во все растворы по капле раствора роданида калия. Отметьте, в каких пробирках раствор окрасился в красный цвет. Напишите уравнения реакций и сделайте вывод о взаимодействии железа с кислотами.

#### Опыт 2. Получение гидроксида железа (II) и исследование его свойств

Поместите в пробирку несколько кристаллов сульфата железа (II), налейте 1-2 мл воды и добавьте 2 мл 2 н. раствора гидроксида натрия. Отметьте цвет образовавшегося осадка и его изменение во времени. Напишите уравнения соответствующих реакций.

#### Опыт 3. Получение гидроксида железа (III) и исследование его свойств

В две пробирки налейте по 2-3 мл раствора соли железа (III). Добавьте в каждую пробирку по 2 мл 2 н. раствора гидроксида натрия. Отметьте цвет образующегося осадка. В одну пробирку добавьте 1-2 мл 2 н. раствора соляной кислоты, во вторую – 1-2 мл концентрированного раствора гидроксида натрия. Где происходит растворение осадка? Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .

#### Опыт 4. Получение и исследование свойств гидроксида кобальта (II)

В две пробирки внесите по 1-2 мл раствора соли кобальта (II) и добавьте по каплям раствор щелочи. Вначале выпадает осадок основной соли кобальта синего цвета, приобретающий постепенно розовую окраску из-за образования гидроксида кобальта (II). В одну пробирку прилейте раствор соляной кислоты до растворения осадка, в другую – раствор гидроксида натрия и нагрейте. Напишите уравнения реакций, сделайте вывод о свойствах  $\text{Co}(\text{OH})_2$ .

### Опыт 5. Получение и исследование свойств гидроксида никеля (II)

Поместите в три пробирки 2-3 мл раствора соли никеля (II) и прилейте по каплям раствор гидроксида натрия до выпадения осадка. В одну пробирку добавьте соляной кислоты до растворения осадка, в другую – раствора пероксида водорода, в третью – бромной воды. Наблюдаются ли при этом изменения? Сделайте вывод о свойствах гидроксида никеля (II).

\*\*\*\*\*

### КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ К ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ № 18

**Задание.** Составьте уравнения реакций следующих превращений, укажите условия их протекания.

*Примечание:* Окислительно-восстановительные реакции уравнивать методом электронного баланса.

№ варианта	Задание
1	$\text{Ni} \rightarrow \text{NiSO}_4 \rightarrow \text{Ni(OH)}_2 \rightarrow \text{Ni(OH)}_3$
2	$\text{Co} \rightarrow \text{Co(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Co(OH)}_2 \rightarrow \text{CoO}$
3	$\text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{Fe(NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3$
4	$\text{Ni(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Ni(OH)}_2 \rightarrow \text{NiO} \rightarrow \text{Ni}$
5	$\text{Co} \rightarrow \text{CoCl}_2 \rightarrow \text{Co(OH)}_2 \rightarrow \text{CoO}$
6	$\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$
7	$\text{Co} \rightarrow \text{CoSO}_4 \rightarrow \text{Co(OH)}_2 \rightarrow \text{Co(OH)}_3$
8	$\text{Co} \rightarrow \text{Co(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Co(OH)}_2 \rightarrow \text{Co(OH)}_3$
9	$\text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3$
10	$\text{Ni} \rightarrow \text{NiO} \rightarrow \text{NiSO}_4 \rightarrow \text{NiCl}_2$
11	$\text{Ni} \rightarrow \text{Ni(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Ni(OH)}_2 \rightarrow \text{Ni(OH)}_3$
12	$\text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2$
13	$\text{Ni} \rightarrow \text{NiSO}_4 \rightarrow \text{Ni(OH)}_2 \rightarrow \text{Ni(OH)}_3$
14	$\text{CoO} \rightarrow \text{CoCl}_2 \rightarrow \text{Co(OH)}_2 \rightarrow \text{Co(OH)}_3$
15	$\text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3$

### СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Глинка Н. Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов / Под ред. А. И. Ермакова. – 30-е изд., испр. – М.: 2003. – 728 с.
2. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия. Учеб. для вузов – 4-е изд., испр – М.: Высш. шк., Изд. центр «Академия», 2001. – 743 с.
3. Угай Я. Л. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 1997. – 527 с.
4. Гольбрайх З. Е. Практикум по неорганической химии (с основами качественного полумикроанализа): Учебное пособие / 4-е изд., перераб. и доп., Альянс, 2008. – 350 с.
5. Ахметов Н. С., Азизова М. К., Бадыгина Л. И. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учеб. пособие. 3-е изд., перераб. и доп. – М.: Высш. шк.; Изд. Центр «Академия», 1999. — 368 с.
6. Лидин Р. А., Молочко В. А., Андреева Л. Л. Химические свойства неорганических веществ: Учеб. пособие для вузов. 3-е изд., испр. / Под ред. Р. А. Лидина. – М.: Химия, 2000. — 480 с.: ил.
7. Общая химия: Учебник / Под ред. Е. М. Соколовской и Л. С. Гузея. – 3-е изд., перераб. и доп. — М.: Изд-во Моск. ун-та, 1989. — 640 с.
8. Шиманович И. Е., Павлович М. Л., Тикавый В. Ф., Малашко П. М. Общая химия в формулах, определениях, схемах: Учеб. пособие / Под ред. В. Ф. Тикавого. – изд. «Полымя», 1996. – 528 с.
9. Эмсли Дж. Элементы. – М.: Мир, 1993. – 256 с.
10. Жеглов С. В., Ускова Н. П. Лабораторный практикум по неорганической химии. – Ряз. гос. ун-т им. С.А. Есенина. – Рязань, 2012. – 196 с.
11. Калюкова, Е. Н. Свойства элементов и их соединений: учебное пособие для студентов нехимических инженерных специальностей. – Ульяновск: УлГТУ, 2009. – 100 с.
12. Андросюк Е. Р., Майзель В. В., Тужиков О. О. Руководство к лабораторно-практическим занятиям по неорганической химии: Учеб. пособие. – Волгоград, ИУНЛ ВолгГТУ, 2015. – 98 с.

# ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ

ПЕР ИОД Ы	РЯД Ы	Г Р У П П Ы				
		I	II	III	IV	V
1	1	<b>H</b> <sup>1</sup> ВОДОРОД 1,00794				
2	2	<b>Li</b> <sup>3</sup> ЛИТИЙ 6,941	<b>Be</b> <sup>4</sup> БЕРИЛИЙ 9,01218	5 <b>B</b> БОР 10,811	6 <b>C</b> УГЛЕРОД 12,011	7 <b>N</b> АЗОТ 14,0067
3	3	<b>Na</b> <sup>11</sup> НАТРИЙ 22,98977	<b>Mg</b> <sup>12</sup> МАГНИЙ 24,305	13 <b>Al</b> АЛЮМИНИЙ 26,98154	14 <b>Si</b> КРЕМНИЙ 28,0855	15 <b>P</b> ФОСФОР 30,97376
4	4	<b>K</b> <sup>19</sup> КАЛИЙ 39,0983	<b>Ca</b> <sup>20</sup> КАЛЬЦИЙ 40,078	<b>Sc</b> <sup>21</sup> СКАНДИЙ 44,9559	<b>Ti</b> <sup>22</sup> ТИТАН 47,88	<b>V</b> <sup>23</sup> ВАНАДИЙ 50,9415
	5	29 <b>Cu</b> МЕДЬ 63,546	30 <b>Zn</b> ЦИНК 65,39	31 <b>Ga</b> ГАЛЛИЙ 69,723	32 <b>Ge</b> ГЕРМАНИЙ 72,59	33 <b>As</b> МЫШЬЯК 74,9216
5	6	<b>Rb</b> <sup>37</sup> РУБИДИЙ 85,4678	<b>Sr</b> <sup>38</sup> СТРОНЦИЙ 87,62	<b>Y</b> <sup>39</sup> ИТТРИЙ 88,9059	<b>Zr</b> <sup>40</sup> ЦИРКОНИЙ 91,22	<b>Nb</b> <sup>41</sup> НИОБИЙ 92,9064
	7	47 <b>Ag</b> СЕРЕБРО 107,8682	48 <b>Cd</b> КАДМИЙ 112,41	49 <b>In</b> ИНДИЙ 114,82	50 <b>Sn</b> ОЛОВО 118,710	51 <b>Sb</b> СУРЬМА 121,75
6	8	<b>Cs</b> <sup>55</sup> ЦЕЗИЙ 132,9054	<b>Ba</b> <sup>56</sup> БАРИЙ 137,33	<b>La – Lu</b> <sup>57</sup> *	<b>Hf</b> <sup>58</sup> ГАФНИЙ 178,49	<b>Ta</b> <sup>59</sup> ТАНТАЛ 180,9479
	9	79 <b>Au</b> ЗОЛОТО 196,9665	80 <b>Hg</b> РТУТЬ 200,59	81 <b>Tl</b> ТАЛЛИЙ 204,383	82 <b>Pb</b> СВИНЕЦ 207,2	83 <b>Bi</b> ВИСМУТ 208,9804
7	10	<b>Fr</b> <sup>87</sup> ФРАНЦИЙ [223]	<b>Ra</b> <sup>88</sup> РАДИЙ [226]	89 <b>Ac – (Lr)</b> <sup>103</sup> **	<b>Rf</b> <sup>104</sup> РЕЗЕРФОРДИЙ [261]	<b>Db</b> <sup>105</sup> ДУБНИЙ [262]

ВЫСШИЕ ОКСИДЫ	<b>R<sub>2</sub>O</b>	<b>RO</b>	<b>R<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	<b>RO<sub>2</sub></b>	<b>R<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b>
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ				<b>RH<sub>4</sub></b>	<b>RH<sub>3</sub></b>

*Ланта ноиды	<b>La</b> <sup>57</sup> ЛАНТАН 138,9055	<b>Ce</b> <sup>58</sup> ЦЕРИЙ 140,12	<b>Pr</b> <sup>59</sup> ПРАЗЕОДИМ 140,9077	<b>Nd</b> <sup>60</sup> НЕОДИМ 144,24	<b>Pm</b> <sup>61</sup> ПРОМЕТИЙ [145]	<b>Sm</b> <sup>62</sup> САМАРИЙ 150,36	<b>Eu</b> <sup>63</sup> ЕВРОПИЙ 151,96
**Акти ноиды	<b>Ac</b> <sup>89</sup> АКТИНИЙ [227]	<b>Th</b> <sup>90</sup> ТОРИЙ 232,0381	<b>Pa</b> <sup>91</sup> ПРОТАКТИНИЙ [231]	<b>U</b> <sup>92</sup> УРАН 238,0289	<b>Np</b> <sup>93</sup> НЕПТУНИЙ [237]	<b>Pu</b> <sup>94</sup> ПЛУТОНИЙ [244]	<b>Am</b> <sup>95</sup> АМЕРИЦИЙ [243]

# ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Э Л Е М Е Н Т О В				
VI	VII	VIII		
	(H)	2 He ГЕЛИЙ 4,002602		
8 O КИСЛОРОД 15,9994	9 F ФТОР 18,998403	10 Ne НЕОН 20,179		
16 S СЕРА 32,066	17 Cl ХЛОР 35,453	18 Ar АРГОН 39,948		
Cr 24 ХРОМ 51,9961	Mn 25 МАРГАНЕЦ 54,9380	Fe 26 ЖЕЛЕЗО 55,847	Co 27 КОБАЛЬТ 58,9332	Ni 28 НИКЕЛЬ 58,69
34 Se СЕЛЕН 78,96	35 Br БРОМ 79,904	36 Kr КРИПТОН 83,80		
Mo 42 МОЛИБДЕН 95,94	Tc 43 ТЕХНЕЦИЙ [98]	Ru 44 РУТЕНИЙ 101,07	Rh 45 РОДИЙ 102,9055	Pd 46 ПАЛЛАДИЙ 106,42
52 Te ТЕЛЛУР 127,60	I 53 ИОД 126,9045	Xe 54 КСЕНОН 131,29		
W 74 ВОЛЬФРАМ 183,85	Re 75 РЕНИЙ 186,207	Os 76 ОСМИЙ 190,2	Ir 77 ИРИДИЙ 192,22	Pt 78 ПЛАТИНА 195,08
84 Po ПОЛОНИЙ [209]	At 85 АСТАТ [210]	Rn 86 РАДОН [222]		
Sg 106 СИБОРГИЙ [263]	Bh 107 БОРИЙ [262]	Hs 108 ХАССИЙ [265]	Mt 109 МАЙТНЕРИЙ [266]	

RO <sub>3</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	RO <sub>4</sub>
RH <sub>2</sub>	RH	

Gd 64 ГАДОЛИНИЙ 157,25	Tb 65 ТЕРБИЙ 158,9254	Dy 66 ДИСПРОЗИЙ 162,50	Ho 67 ГОЛЬМИЙ 164,9304	Er 68 ЭРБИЙ 167,26	Tm 69 ТУЛИЙ 168,9342	Yb 70 ИТТЕРБИЙ 173,04	Lu 71 ЛЮТЕЦИЙ 174,967
Cm 96 КЮРИЙ [247]	Bk 97 БЕРКЛИЙ [247]	Cf 98 КАЛИФОРНИЙ [251]	Es 99 ЭЙНШТЕЙНИЙ [252]	Fm 100 ФЕРМИЙ [257]	Md 101 МЕНДЕЛЕВИЙ [258]	(No) 102 НОБЕЛИЙ [259]	(Lr) 103 ЛОУРЕНСИЙ [260]

## РАСТВОРИМОСТЬ СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

Анионы	Катионы															
	Na <sup>+</sup> K <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Bi <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>
OH <sup>-</sup>	P	P	H	-	H	M	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H
Cl <sup>-</sup>	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	M	-	P	P	P	P
Br <sup>-</sup>	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	M	-	P	P	P	P
I <sup>-</sup>	P	P	-	H	P	P	P	P	P	P	H	-	P	P	-	P
NO <sub>3</sub>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	-	P	P
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	-	-	P	-	P
S <sup>2-</sup>	P	P	H	H	-	P	P	H	-	H	H	H	-	H	H	H
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	-	H	-	H
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	M	P	M	H	P	P	P	H	-	P	P	P	P
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	-	H	H	H	H	H	-	-	H	H	-	H	-	H
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	-	-	-	H	H	H	H	H	-	H	-	-	H	H	H
CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	H	H	P	M	H	H	-	-	H	H	P	H	-	-
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H

*Примечание:* Р – вещество растворимо (>1 г в 100 г воды), М – вещество малорастворимо (0,001–1 г в 100 г воды), Н – вещество нерастворимо (<0,001 г в 100 г воды), прочерк означает, что вещество не существует или разлагается водой



ПРИЛОЖЕНИЕ 3

ОТНОСИТЕЛЬНЫЕ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ (ОЭО) ПО ОЛЛРЕДУ

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	H 2,1									He 5,50
2	Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10			Ne 4,84
3	Na 1,01	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,74	P 2,06	S 2,44	Cl 2,83			Ar 3,20
4	K 0,91	Ca 1,04	Sc 1,20	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64	Co 1,70	Ni 1,75
	Cu 1,75	Zn 1,66	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74			Kr 2,94
5	Rb 0,89	Sr 0,99	Y 1,11	Zr 1,22	Nb 1,23	Mo 1,30	Tc 1,36	Ru 1,42	Rh 1,45	Pd 1,35
	Ag 1,42	Cd 1,46	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,01	I 2,21			Xe 2,40
6	Cs 0,86	Ba 0,97	La 1,08	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 1,76	At 1,96			Rn 2,06
7	Fr 0,86	Ra 0,97	Ac 1,00							

ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ НЕКОТОРЫХ  
МАЛОРАСТВОРИМЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ ПРИ 25 °С

Электролит	ПР	Электролит	ПР
Al(OH) <sub>3</sub>	$1,9 \cdot 10^{-33}$	MgCO <sub>3</sub>	$2,0 \cdot 10^{-5}$
Ba(OH) <sub>2</sub>	$5,0 \cdot 10^{-3}$	Mg(OH) <sub>2</sub>	$6,8 \cdot 10^{-12}$
BaCO <sub>3</sub>	$4,0 \cdot 10^{-10}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
BaSO <sub>4</sub>	$1,1 \cdot 10^{-10}$	MnCO <sub>3</sub>	$1,8 \cdot 10^{-11}$
BaCrO <sub>4</sub>	$1,6 \cdot 10^{-10}$	Mn(OH) <sub>2</sub>	$2,0 \cdot 10^{-13}$
CaCO <sub>3</sub>	$3,8 \cdot 10^{-9}$	MnO <sub>2</sub>	$1,0 \cdot 10^{-50}$
Ca(OH) <sub>2</sub>	$5,5 \cdot 10^{-6}$	NiCO <sub>3</sub>	$1,3 \cdot 10^{-7}$
CaSO <sub>4</sub>	$3,7 \cdot 10^{-5}$	Ni(OH) <sub>2</sub>	$1,6 \cdot 10^{-14}$
Cd(OH) <sub>2</sub>	$4,3 \cdot 10^{-15}$	PbCO <sub>3</sub>	$7,5 \cdot 10^{-14}$
CdS	$1,6 \cdot 10^{-28}$	PbCl <sub>2</sub>	$2,0 \cdot 10^{-5}$
Co(OH) <sub>2</sub>	$1,6 \cdot 10^{-15}$	PbJ <sub>2</sub>	$1,1 \cdot 10^{-9}$
CoCO <sub>3</sub>	$1,5 \cdot 10^{-10}$	Pb(OH) <sub>2</sub>	$1,2 \cdot 10^{-15}$
Co(OH) <sub>3</sub>	$1,0 \cdot 10^{-16}$	PbSO <sub>4</sub>	$1,6 \cdot 10^{-8}$
Cr(OH) <sub>3</sub>	$6,7 \cdot 10^{-31}$	Sb <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	$2,2 \cdot 10^{-90}$
Cu(OH) <sub>2</sub>	$2,2 \cdot 10^{-20}$	Sn(OH) <sub>2</sub>	$6,0 \cdot 10^{-27}$
(CuOH) <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$1,7 \cdot 10^{-34}$	SrCO <sub>3</sub>	$1,1 \cdot 10^{-10}$
CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$	Sr(OH) <sub>2</sub>	$3,2 \cdot 10^{-4}$
FeCO <sub>3</sub>	$2,5 \cdot 10^{-11}$	SrSO <sub>4</sub>	$3,2 \cdot 10^{-7}$
Fe(OH) <sub>2</sub>	$1,0 \cdot 10^{-15}$	ZnCO <sub>3</sub>	$1,5 \cdot 10^{-11}$
Fe(OH) <sub>3</sub>	$3,8 \cdot 10^{-38}$	Zn(OH) <sub>2</sub>	$1,0 \cdot 10^{-17}$
FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$	ZnS (α)	$1,6 \cdot 10^{-24}$
HgS	$1,4 \cdot 10^{-45}$	ZnS (β)	$2,5 \cdot 10^{-22}$

КОНСТАНТЫ ДИССОЦИАЦИИ НЕКОТОРЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ ПРИ 25 °С

Название электролита	Формула	К	Название электролита	Формула	К
К и с л о т ы					
Азотная	HNO <sub>3</sub>	43,6	Угольная	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	K <sub>1</sub> 4,5 • 10 <sup>-7</sup> K <sub>2</sub> 4,8 • 10 <sup>-11</sup>
Азотистая	HNO <sub>2</sub>	4 • 10 <sup>-4</sup>	Уксусная	CH <sub>3</sub> COOH	1,8 • 10 <sup>-5</sup>
Борная, орто-	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	K <sub>1</sub> 5,8 • 10 <sup>-10</sup>	Фосфорная, орто-	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	K <sub>1</sub> 7,52 • 10 <sup>-3</sup> K <sub>2</sub> 6,31 • 10 <sup>-9</sup> K <sub>3</sub> 1,26 • 10 <sup>-12</sup>
		K <sub>2</sub> 1,8 • 10 <sup>-13</sup>			
		K <sub>3</sub> 1,6 • 10 <sup>-14</sup>			
Бромноватая	HBrO <sub>3</sub>	2,0 • 10 <sup>-1</sup>	Хлорная	HClO <sub>4</sub>	1 • 10 <sup>8</sup>
Бромоводородная	HBr	1 • 10 <sup>9</sup>	Хлорноватая	HClO <sub>3</sub>	1 • 10 <sup>3</sup>
Иодоводородная	HI	1 • 10 <sup>11</sup>	Хлорноватистая	HClO	5,01 • 10 <sup>-8</sup>
Кремниевая, мета-	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	K <sub>1</sub> 2,2 • 10 <sup>-10</sup>	Хлороводородная	HCl	1 • 10 <sup>7</sup>
		K <sub>2</sub> 1,6 • 10 <sup>-12</sup>			
Марганцовая	HMnO <sub>4</sub>	2 • 10 <sup>2</sup>	Хромовая	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	K <sub>1</sub> 1,6 • 10 <sup>-1</sup> K <sub>2</sub> 3,2 • 10 <sup>-7</sup>
Марганцовистая	H <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub>	K <sub>1</sub> 1 • 10 <sup>-1</sup> K <sub>2</sub> 7,1 • 10 <sup>-11</sup>	Циановодородная	HCN	7,9 • 10 <sup>-10</sup>
Мышьяковая, орто-	H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	K <sub>1</sub> 5,98 • 10 <sup>-3</sup> K <sub>2</sub> 1,05 • 10 <sup>-7</sup> K <sub>3</sub> 3,89 • 10 <sup>-12</sup>	Вода	H <sub>2</sub> O	1,8 • 10 <sup>-16</sup>
			Водорода пероксид	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	2,63 • 10 <sup>-12</sup>
			О с н о в а н и я		
Серная	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	K <sub>1</sub> 1 • 10 <sup>3</sup> K <sub>2</sub> 1,2 • 10 <sup>-2</sup>	Гидроксид аммония	NH <sub>4</sub> OH	1,8 • 10 <sup>-5</sup>
Сернистая	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	K <sub>1</sub> 1,58 • 10 <sup>-2</sup> K <sub>2</sub> 6,31 • 10 <sup>-8</sup>	Гидроксид свинца	Pb(OH) <sub>2</sub>	K <sub>1</sub> 9,6 • 10 <sup>-4</sup> K <sub>2</sub> 3,0 • 10 <sup>-8</sup>
Сероводородная	H <sub>2</sub> S	K <sub>1</sub> 6,0 • 10 <sup>-8</sup> K <sub>2</sub> 1 • 10 <sup>-14</sup>	Гидроксид цинка	Zn(OH) <sub>2</sub>	K <sub>1</sub> 5,0 • 10 <sup>-5</sup> K <sub>2</sub> 1,5 • 10 <sup>-9</sup>

СТАНДАРТНЫЕ ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ  
В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ ПРИ 25° С

Элемент	Электродный процесс	$E^0$
<b>Ag</b>	$\text{Ag}^+ + \bar{e} = \text{Ag}$	0,80
<b>Al</b>	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Al}$	-1,66
<b>Au</b>	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Au}$	1,50
	$\text{Au}^+ + \bar{e} = \text{Au}$	1,69
<b>Ba</b>	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ba}$	-2,90
<b>Bi</b>	$\text{Bi}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Bi}$	0,21
<b>Ca</b>	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ca}$	-2,87
<b>Cd</b>	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cd}$	-0,40
<b>Co</b>	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Co}$	-0,28
<b>Cr</b>	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Cr}$	-0,74
<b>Cu</b>	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}$	0,34
	$\text{Cu}^+ + \bar{e} = \text{Cu}$	0,52
<b>Fe</b>	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Fe}$	-0,44
	$\text{Fe}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Fe}$	-0,04
<b>H</b>	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$	0,00
<b>Hg</b>	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Hg}$	0,85
<b>K</b>	$\text{K}^+ + \bar{e} = \text{K}$	-2,92
<b>Li</b>	$\text{Li}^+ + \bar{e} = \text{Li}$	-3,04
<b>Mg</b>	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mg}$	-2,36
<b>Mn</b>	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mn}$	-1,18
<b>Na</b>	$\text{Na}^+ + \bar{e} = \text{Na}$	-2,71
<b>Ni</b>	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ni}$	-0,25
<b>Pb</b>	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pb}$	-0,13
<b>Pt</b>	$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pt}$	1,19
<b>Sn</b>	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sn}$	-0,14
<b>Zn</b>	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn}$	-0,76

ПРИЛОЖЕНИЕ 7

СТАНДАРТНЫЕ ЭНТАЛЬПИИ ОБРАЗОВАНИЯ  $\Delta H^0_{298}$ , ЭНТРОПИИ  $S^0_{298}$ ,  
ЭНЕРГИИ ГИББСА  $\Delta G^0_{298}$  НЕКОТОРЫХ ВЕЩЕСТВ ПРИ 298 К (25° С)

Вещество	$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	$S^0_{298}$ , Дж/(моль·К)	$\Delta G^0_{298}$ , кДж/моль
Ag (к)	0	42,6	0
AgNO <sub>3</sub> (к)	-124,5	140,9	-33,6
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	-1676,0	50,9	-1582,0
C (графит)	0	5,7	0
CH <sub>4</sub> (г)	-74,9	186,2	-50,8
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> (г)	226,8	200,8	209,2
C <sub>4</sub> H <sub>10</sub> (г)	-124,7	310,0	-217,1
CO (г)	-110,5	197,5	-137,1
CO <sub>2</sub> (г)	-393,5	213,7	-394,4
CaCO <sub>3</sub> (к)	-1207,0	88,7	-1127,7
CaO (к)	-635,5	39,7	-604,2
Ca(OH) <sub>2</sub> (к)	-986,6	76,1	-896,8
Cl <sub>2</sub> (г)	0	222,9	0
CS <sub>2</sub> (ж)	88,7	151,0	64,4
CuCl <sub>2</sub> (к)	-215,6	108,1	-171,4
CuO (к)	-162,0	42,6	-129,9
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	-822,2	87,4	-740,3
H <sub>2</sub> (г)	0	130,5	0
HCl (г)	-92,3	186,8	-95,2
HF (г)	-270,7	178,7	-272,8
HI (г)	26,6	206,5	1,8
H <sub>2</sub> O (г)	241,8	188,7	-228,6
H <sub>2</sub> O (ж)	-285,8	70,1	-237,3
HNO <sub>3</sub> (ж)	-174,1	156,6	-80,8
H <sub>2</sub> S (г)	-21,0	205,7	-33,8
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> (р)	-635,5	-29,3	-485,2
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (ж)	-814,2	156,9	-690,3
N <sub>2</sub> (г)	0	191,5	0
NH <sub>3</sub> (г)	-46,2	192,6	-16,7
NO (г)	90,3	210,6	86,6
NO <sub>2</sub> (г)	33,5	240,2	51,5
N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> (г)	9,6	303,8	98,4
O <sub>2</sub> (г)	0	205,0	0
P (к)	0	41,1	0
P <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	-820,0	173,5	-
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (к)	-1492	114,5	-1348,8
PCl <sub>3</sub> (г)	-287,0	311,7	-260,5
PCl <sub>5</sub> (г)	-366,0	364,5	-305,4
S (к)	0	31,9	0
SO <sub>2</sub> (г)	-296,9	248,1	-300,2
SO <sub>3</sub> (г)	-395,8	256,7	-371,2
ZnO (к)	-350,6	43,6	-320,7
ZnS (к)	-205,4	57,7	-200,7

Учебное издание

Евгения Романовна **Андрсюк**  
Рашид Бахманович **Гаджиев**  
Олег Олегович **Тужиков**

**ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ  
ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

*Учебное пособие*

Выпускающий редактор *В. В. Свитачева*

Темплан 2019 г. (учебники и учебные пособия). Поз. № 62.  
Подписано в печать 17.12.2019 г. Формат 60×84 1/16. Бумага газетная.  
Гарнитура Times. Печать офсетная. Усл. печ. л. 10,23. Уч.-изд. л. 7,65.  
Тираж 300 экз. Заказ .

Волгоградский государственный технический университет  
400005, г. Волгоград, пр. Ленина, 28, корп. 1.

Отпечатано в типографии ИУНЛ ВолгГТУ  
400005, г. Волгоград, пр. Ленина, 28, корп. 7.