

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ  
ФЕДЕРАЦИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ  
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ

СЕВЕРО-КАВКАЗСКАЯ ГОСУДАРСТВЕННАЯ АКАДЕМИЯ

СРЕДНЕПРОФЕССИОНАЛЬНЫЙ КОЛЛЕДЖ

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ  
Практикум для обучающихся 2 курса специальности  
33.02.01 Фармация

Рассмотрено и утверждено  
на заседании ЦК «Социально-правовые дисциплины»  
Протокол № 1 от «31» 08 2023 г.  
Председатель ЦК Е.В. Батракова Е.В. Батракова

Черкесск  
2023

Автор:

Бостанова Ф.А. – преподаватель ФГБОУ ВО «СевКавГА»

## **ПРАВИЛА ПО ТЕХНИКЕ БЕЗОПАСНОСТИ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ**

1. В химической лаборатории разрешается работать только в халате.
2. В помещении лаборатории необходимо поддерживать порядок и чистоту, соблюдать тишину. Запрещается пить воду, принимать пищу, курить, пробовать на вкус химические вещества.
3. По окончании пользования водой и электричеством немедленно закрыть краны и выключить электроприборы.
4. Рабочее место содержать в чистоте и порядке, не бросать в раковину бумагу, вату и другие твердые вещества.
5. Крышки и пробки от банок и флаконов нужно класть на стол поверхностью, не соприкасающейся с реактивом, а по окончании пользования реактивом закрыть флаконы той же пробкой.
6. При нагревании и кипячении пробирки с жидкостью, отверстие пробирки следует направлять в сторону, как от самого работающего, так и от соседа.
7. Работу с ядовитыми веществами и концентрированными кислотами, щелочами следует проводить в вытяжном шкафу, включив тягу, при этом не вводить голову внутрь шкафа.
8. Растворы сильных кислот и щелочей, а также ядовитых веществ отмеривать только цилиндром, а не пипеткой.
9. При работе с кислотами надо твердо помнить правило смешивания крепкой серной кислоты с водой – кислоту вливать в воду небольшими порциями, а не наоборот.
10. При попадании на кожу кислот или щелочей необходимо сначала обмыть пораженное место большим количеством водопроводной воды, затем в случае поражения кислотами промыть 3 % раствором бикарбоната натрия, а в случае щелочи – 2 % раствором уксусной или борной кислоты.

## СОДЕРЖАНИЕ

№ п/п	Наименование практического занятия
1	2
<b>Раздел I. Теоретические основы химии</b>	
1.1.	Введение. Основные понятия и законы химии
1.2.	Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева. Теория строения вещества
1.3.	Классы неорганических веществ
1.4.	Комплексные соединения
1.5.	Растворы
1.6.	Теория электролитической диссоциации
1.7.	Химические реакции
<b>Раздел II. Химия элементов и их соединений</b>	
2.1.	Галогены
2.2.	Халькогены
2.3.	Главная подгруппа V группы
2.4.	Главная подгруппа IV группы
2.5.	Главная подгруппа III группы
2.6.	Главная подгруппа II и I групп
2.7.	Побочная подгруппа I и II групп
2.8.	Побочная подгруппа VI и VII групп
2.9.	Побочная подгруппа VIII группы

## РАЗДЕЛ I.

### ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

#### 1.1. ВВЕДЕНИЕ. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

#### Теоретическая часть

Химия относится к естественным наукам, изучающим окружающий нас материальный мир, его явления и законы.

**Химия** – наука о веществах, их составе, строении, свойствах и превращениях, связанных с изменением состава, строения и свойств образующих их частиц.

Атом – наименьшая частица химического элемента, являющаяся носителем его свойств. Это электронейтральная микросистема, поведение которой подчиняется законам квантовой механики.

Химический элемент – вид атомов, имеющих одинаковый положительный заряд ядра и характеризующихся определенной совокупностью свойств.

Молекула – наименьшая частица вещества, являющаяся носителем его свойств и способная к самостоятельному существованию.

Простое вещество – вещество, молекулы которого состоят только из атомов одного элемента.

Сложное вещество – вещество, молекулы которого состоят из атомов разных элементов.

Атомы и молекулы имеют абсолютную массу, например, масса атома  $C^{12}$  равна  $2 \cdot 10^{-26}$  кг.

Таковыми величинами пользоваться на практике неудобно, поэтому в химии принята относительная шкала масс.

Атомная единица массы (а. е. м.) равна  $1/12$  массы изотопа  $C^{12}$ .

Относительная атомная масса ( $A_r$  – безразмерная величина) равна отношению средней массы атома к а. е. м.

Относительная молекулярная масса ( $M_r$  – безразмерная величина) равна отношению средней массы молекулы к а. е. м.

Моль ( $\nu$  – «ню») – количество вещества, содержащее столько же структурных единиц (атомов, молекул или ионов), сколько атомов содержится в 12 г изотопа  $C^{12}$ .

Число Авогадро – число частиц (атомов, молекул, ионов и др.), содержащееся в 1 моле любого вещества.

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}.$$

Молярная масса вещества ( $M$ ) – это масса 1 моля вещества.

Молярная масса численно равна  $A_r$  (для атомов) или  $M_r$  (для молекул).

Количество вещества можно определить, если известны его масса и молярная масса по формуле:

$$\nu = \frac{m}{M} \quad (\text{моль})$$

Молярный объем ( $V_m$ , для газов) – объем одного моля вещества. Объем 1 моля любого газа при нормальных условиях ( $P = 1 \text{ атм} = 760 \text{ мм.рт.ст.} = 101,3 \text{ кПа}$ ;  $T = 273^\circ\text{Т} = 0^\circ\text{С}$ ) равен 22,4 л.

$$\nu = \frac{V}{V_m} \quad (\text{моль})$$

Плотность вещества равна отношению его массы к объему.

$$\rho = \frac{m}{V} : (\text{г/мл})$$

### Основные законы химии

#### 1. Закон сохранения массы и энергии

Это объединенный закон. В него входят два закона.

Закон сохранения массы:

Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе продуктов реакции.

Этот закон был открыт М. В. Ломоносовым 1748 г. и дополнен А. Л. Лавуазье в 1789 г.

Этот закон позволяет составлять уравнения химических реакций и осуществлять расчеты на их основе. Он не является абсолютным. Абсолютным является закон сохранения энергии.

Закон сохранения энергии:

Энергия не возникает из ничего и не исчезает, а только переходит из одного вида в другой.

Этот закон – результат работ А. Эйнштейна. Он установил связь между энергией и массой вещества (1905 г.):

$$E = m \cdot c^2$$

где,  $c$  – скорость света в вакууме, равная  $\approx 300000 \text{ км/с}$ . Поскольку в результате химической реакции выделяется или поглощается энергия, то, в соответствии с уравнением Эйнштейна, изменяется и масса веществ. Однако это изменение столь мало, что на практике не учитывается (так называемый дефект массы).

Следующие законы справедливы только для соединений с постоянным составом молекул – дальтони́дов. Они отличаются от соединений, имеющих переменный состав молекул – бертолли́дов.

#### 2. Закон постоянства состава (Ж. Л. Пруст, 1801)

Соотношение между массами химических элементов, входящих в состав данного соединения, есть величина постоянная, не зависящая от способа его получения.

#### 3. Закон кратных отношений (Дж. Дальтон, 1803)

Если два элемента образуют друг с другом несколько химических соединений, то массы одного из элементов, приходящиеся на определенную массу другого, относятся друг к другу как небольшие

целые числа.

4. Закон простых объемных отношений (Ж. Л. Гей-Люссак, 1808).

Объемы вступивших в реакцию газов относятся друг к другу и к объемам образовавшихся газов как небольшие целые числа.

5. Закон Авогадро (1811).

В равных объемах различных газов при одинаковых условиях ( $p$  и  $T$ ) содержится одинаковое число молекул.

Этот закон вытекает из анализа уравнения состояния идеального газа Клапейрона-Менделеева:

$$\rho \cdot V = \nu \cdot R \cdot T$$

Закон Авогадро имеет следствия:

1. Одинаковое число молекул любого газа при одинаковых условиях занимает один и тот же объем.
2. Массы газов, взятых в одинаковых объемах при одинаковых условиях ( $p$ ,  $T$ ), относятся друг к другу как их молярные массы:

Второе следствие позволяет вывести уравнение для определения молярной массы неизвестного газа по известной величине относительной плотности этого газа по другому известному газу.

$$M = D_{\Gamma} \cdot M_{\Gamma}$$

где,  $D_{\Gamma}$  – относительная плотность первого газа по второму.

Если известна плотность данного газа по водороду, то используют уравнение:

$$M = 2 \cdot D_{H_2}$$

Если известна плотность газа по воздуху, то используют уравнение:

$$M = 29 \cdot D_{\text{возд}}$$

### Эквивалент. Закон эквивалентных отношений

Из законов кратных отношений и простых объемных отношений с учетом постоянства состава вещества следует, что химические соединения вступают в реакции между собой в определенном количественном соотношении. Следовательно, для простоты расчетов можно принять определенное вещество, его количество или его часть за единицу (эквивалент) и через нее выражать количества других веществ. В качестве такой единицы был принят один атом водорода (или один электрон).

Эквивалентом называется реальная или условная частица вещества, которая может присоединять, высвобождать или быть эквивалентной одному атому водорода в кислотно-основных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

В химических соединениях эквивалент вещества (фактор эквивалентности) рассчитывается по формуле:

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

Здесь  $Z$  равно:

- 1) числу атомов водорода в бинарном водородсодержащем соединении;

числу кислотных протонов в молекуле кислоты;

2) степени окисления атома металла в молекуле основания;

3) числу ионов металла, умноженному на степень их окисления, в молекуле соли;

4) числу атомов элемента, умноженному на степень его окисления, в молекуле оксида.

В химических реакциях эквивалент показывает, какая часть атома, молекулы или иона эквивалентна 1 иону водорода (в кислотно-основных реакциях) или одному электрону (в окислительно-восстановительных реакциях). Эквивалент данного соединения зависит от конкретной реакции, в которой оно участвует.

Молярная масса эквивалента (эквивалентная масса) – это масса 1 моля эквивалентов вещества. Она рассчитывается по формуле:

$$M\left(\frac{1}{z}\right) = M_x \cdot f_x \quad (g/\text{моль} \cdot \text{экв.})$$

Количество вещества эквивалента любого соединения рассчитывается делением массы вещества на молярную массу его эквивалента:

$$\nu\left(\frac{1}{z}\right) = \frac{m}{M} \cdot \frac{1}{z} = \nu \cdot z$$

Эквивалентный объем (для газообразных веществ) – это объем 1 моля эквивалентов вещества. Он рассчитывается по формуле:

$$V\left(\frac{1}{z}\right) = V \cdot f$$

В 1800 г. немецкий химик И. В. Рихтер ввел закон эквивалентных отношений.

Массы веществ, реагирующих без остатка, относятся друг к другу как молярные массы их эквивалентов.

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M\left(\frac{1}{z}\right)_1}{M\left(\frac{1}{z}\right)_2}$$

Отсюда следует, что если известны массы взаимодействующих веществ и молярная масса эквивалента одного из них, то можно определить молярную массу эквивалента другого по формуле:

$$M\left(\frac{1}{z}\right)_1 = M\left(\frac{1}{z}\right)_2 \cdot \frac{m_1}{m_2}$$

## Основные газовые законы

### Закон Бойля-Мариотта

При постоянной температуре давление, производимое данной массой газа, обратно пропорционально его объему.

При  $T = \text{const}$

$$\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{V_1}{V_2}$$

### Закон Гей-Люссака

При постоянном давлении объем газа изменяется прямо пропорционально абсолютной температуре.

При  $p = \text{const}$

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

### Закон Шарля

При постоянном объеме давление газа изменяется прямо пропорционально абсолютной температуре.

При  $V = \text{const}$

$$\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

Из приведенных уравнений можно вывести объединенный газовый закон:

$$\frac{\rho \cdot V}{T} = \text{const.}$$

Полученная константа называется газовой постоянной:

$$R = 8,3 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К} = 62,36 \text{ мм. рт. ст./моль} \cdot \text{К}.$$

### Вопросы по теме:

1. Сформулируйте определения понятий: химический элемент, атом, молекула, ион, вещество.
2. Что характеризуют относительная атомная и относительная молекулярная массы? Что является атомной единицей массы?
3. Чем определяется химическое количество вещества? Сформулируйте определение понятия моль.
4. Каков физический смысл постоянной Авогадро и чему равно ее значение?
5. Что представляет собой молярная масса вещества?
6. Что такое молярный объем газа? Почему у разных газов при одинаковых условиях значение молярного объема примерно одинаково?
7. Сформулируйте закон сохранения массы вещества.
8. Сформулируйте закон постоянства состава вещества.
9. Сформулируйте закон эквивалентов. Дайте определения понятиям эквивалент, число эквивалентности, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента, молярный объем эквивалента.
10. Сформулируйте закон Авогадро.
11. Сформулируйте следствия из закона Авогадро. Какие условия считаются нормальными и чему равен молярный объем газа при этих условиях?
12. Что характеризует относительная плотность одного газа по другому газу?

Как рассчитывается плотность газа и каков ее физический смысл?

13. Сформулируйте законы Бойля - Мариотта и Гей-Люссака.
14. Сформулируйте объединенный газовый закон и запишите его математическое выражение. В каких расчетах он используется?
15. Запишите уравнение Клапейрона-Менделеева.

## УПРАЖНЕНИЯ

1. Рассчитайте относительные молекулярные массы веществ и назовите их
  - 1)  $\text{NO}_2$ ;
  - 2)  $\text{KNO}_3$ ;
  - 3)  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ;
  - 4)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ;
  - 5)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;
  - 6)  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ;
  - 7)  $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ ;
  - 8)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ;
  - 9)  $\text{H}_2\text{S}$ ;
  - 10)  $\text{BaO}$ ;
  - 11)  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ;
  - 12)  $\text{CoCl}_2$ ;
  - 13)  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ;
  - 14)  $\text{AgNO}_3$ ;
  - 15)  $\text{Cu}_2\text{O}$ .
2. Рассчитайте эквивалентные массы следующих веществ
  - 1)  $\text{NaOH}$
  - 2)  $\text{Ag}_2\text{O}$
  - 3)  $\text{KHCO}_3$
  - 4)  $\text{HMnO}_4$
  - 5)  $\text{Na}_2\text{O}$
  - 6)  $\text{HCl}$
  - 7)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$
  - 8)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$
  - 9)  $\text{NH}_4\text{OH}$
  - 10)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
  - 11)  $\text{Mn}(\text{OH})_2$
  - 12)  $\text{HNO}_3$ .
  - 13)  $\text{FeOHCl}$ ;
  - 14)  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ;
  - 15)  $\text{Al}(\text{OH})_3$ .
3. Газ объемом 9,52 л при нормальных условиях имеет массу 18,7 г. Вычислите значение массы одной молекулы данного газа.
4. Сколько атомов содержится в пропане объемом 4,48 л (н. у.); оксиде фосфора (V) массой 28,4 г; воде массой 3,6 г; озоне объемом 13,44 л (н. у.); медном купоросе, если его химическое количество равно 0,55 моль?
5. Относительная плотность газообразного вещества по кислороду равна 0,875. Вычислить массу данного вещества, если: а) его объем при н.у. составляет 18,2 л; б) его химическое количество равно 0,6 моль; в) число его молекул равно  $1,55 \cdot 10^{22}$ .
6. Вычислите относительную плотность хлора по водороду и по воздуху.
7. Определите молярную массу оксида углерода, плотность которого по воздуху составляет 1,51. Какой это оксид углерода?
8. Определите молярную массу газа, если при нормальных условиях 0,824 г его занимает объем 0,26 л.
9. Вычислите массу 2л водорода при  $15^\circ\text{C}$  и давлении 100,7кПа (755 мм рт.ст.).
10. Определите объем, занимаемый 0,07 кг азота при  $21^\circ\text{C}$  и давлении 142 кПа (1065 мм рт. ст.)
11. Вычислите значение массовых долей элементов в азотистой кислоте.
12. Неизвестное вещество массой 6 г сожгли в избытке кислорода и получили углекислый газ массой 8,8 г и воду массой 3,6 г. определить молекулярную формулу сгоревшего вещества, если относительная плотность его паров по воздуху равно 3,103.
13. При давлении 98,5 кПа объем газа равен 10,4 л. Вычислите значение объема данной порции газа при давлении 162,6 кПа.
14. При температуре  $18^\circ\text{C}$  объем газа равен 6,72 л. Вычислите значение объема данного газа при температуре  $118^\circ\text{C}$ .
15. При температуре  $45^\circ\text{C}$  и давлении 68,8 кПа объем газа равен 120,4 л. Вычислите значение объема газа при нормальных условиях.
16. Вычислите значение молярной массы вещества, если его пары массой 2,6г при температуре  $87^\circ\text{C}$  и давлении 83,2кПа занимают объем, равный 1200мл.
17. Вычислите молекулярную массу бензола, зная, что масса 600 мл его паров при  $87^\circ\text{C}$  и давлении 83,2 кПа равна 1,3 г.

## РАЗДЕЛ I.

### ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

1.2.

#### ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА. ТЕОРИЯ СТРОЕНИЯ ВЕЩЕСТВА

#### Теоретическая часть

В центре атома находится положительно заряженное ядро, занимающее ничтожную часть пространства внутри атома. Весь положительный заряд и почти вся масса атома сосредоточены в его ядре. Вокруг ядра по замкнутым орбиталиям вращаются электроны. Их число равно заряду ядра.

Ядро атома состоит из протонов и нейтронов. Число протонов в ядре равно порядковому номеру элемента. Число нейтронов равно разности относительной атомной массы элемента и числа протонов.

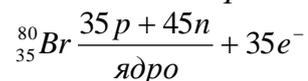
Вокруг ядра вращаются электроны. Количество электронов равна количеству протонов.

---

*Пример 1. Сколько протонов, нейтронов и электронов содержится в атоме элемента со следующим порядковым номером 35.*

*Решение:*

*Элемент с порядковым номером 35 – это бром (Br).*



---

Каждый электрон в атоме занимает определенную орбиталь. В каждой орбитали может находиться не более двух электронов. Совокупность орбиталей, которые имеют одинаковую энергию и размер – это энергетический уровень. Количество энергетических уровней элемента равен периоду элемента. Энергетический уровень состоит из энергетических подуровней. Существует четыре энергетических подуровня: s, p, d, f.

Расположение электронов по энергетическим уровням и орбиталиям называется электронной конфигурацией. Конфигурация может быть изображена в виде электронных и электронно-графических формул.

В электронных формулах цифрой впереди указывается номер энергетического уровня, затем буквой обозначается подуровень, а сверху справа от буквы – число электронов на данном подуровне. Заполнения

электронных уровней осуществляется в соответствии с принципом наименьшей энергии.

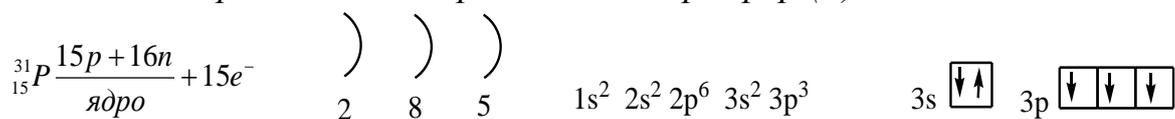
Структура электронных оболочек изображается с помощью энергетических или квантовых ячеек (орбиталей) – это так называемые электронно-графические формулы. Каждая орбиталь обозначается прямоугольником □, электрон ↑. При заполнении квантовых ячеек необходимо знать правило Гунда.

---

**Пример 2.** Напишите строение ядра, электронную формулу атома фосфора и графическую схему заполнения электронами валентных орбиталей.

*Решение:*

Элемент с порядковым номером 15 – это фосфор (P).



Для характеристики орбиталей (s, p, d, f) и электронов используют квантовые числа, которые определяют состояние электрона в атоме.

Согласно квантовой механике, движения электрона в атоме описывается четырьмя квантовыми числами: главным, побочным, магнитным и спиновым.

Главное квантовое число (n) определяет общую энергию электрона. Оно может принимать любые целые значения, начиная с единицы (n = 1, 2, 3, ...).

Побочное (орбитальное) квантовое число (ℓ) характеризует форму орбитали. Оно может принимать целые значения от 0 до n – 1. Каждому значению побочного квантового числа соответствует определенная орбиталь:

$$\begin{array}{ll} \ell = 0 \rightarrow s\text{-орбиталь}; & \ell = 2 \rightarrow d\text{-орбиталь}; \\ \ell = 1 \rightarrow p\text{-орбиталь}; & \ell = 3 \rightarrow f\text{-орбиталь}. \end{array}$$

Набор орбиталей с одинаковыми значениями n называется энергетическим уровнем, с одинаковыми значениями n и ℓ – подуровнем. Например: запись 4s означает, что у электрона n = 4, ℓ = 0.

Магнитное квантовое число (m<sub>ℓ</sub>) характеризует направление орбитали в пространстве. Оно может принимать любые целые значения от –ℓ до +ℓ включая 0. Например: при ℓ = 2 m<sub>ℓ</sub> = –2, –1, 0, +1, +2. Число значений m<sub>ℓ</sub> определяет число орбиталей на подуровне:

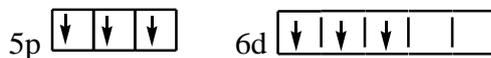
$$\begin{array}{ll} \ell = 0 \rightarrow m_{\ell} = 0 \rightarrow \text{одна } s\text{-орбиталь } (\square); \\ \ell = 1 \rightarrow m_{\ell} = -1, 0, +1 \rightarrow \text{три } p\text{-орбитали } (\square\square\square); \\ \ell = 2 \rightarrow m_{\ell} = -2, -1, 0, +1, +2 \rightarrow \text{пять } d\text{-орбитали } (\square\square\square\square\square); \\ \ell = 3 \rightarrow m_{\ell} = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3 \rightarrow \text{семь } f\text{-орбитали } (\square\square\square\square\square\square\square). \end{array}$$

Каждый электрон характеризуется спиновым квантовым числом (m<sub>s</sub>). Оно принимает только два значения: –½ и +½. Знаки «–» и «+» соответствуют

различным направлениям вращения электрона. Электрон со спином  $+1/2$  условно обозначают  $\uparrow$ , со спином  $-1/2$   $\downarrow$ .

**Пример 3.** Напишите значение всех четырех квантовых чисел для электронов, которые находятся на  $5p^3 6d^3$ .

Решение:



Квантовые числа	Электроны					
	$1 e^-$	$2 e^-$	$3 e^-$	$4 e^-$	$5 e^-$	$6 e^-$
$n$	5	5	5	6	6	6
$\ell$	1	1	1	2	2	2
$m_\ell$	-1	0	+1	-2	-1	0
$m_s$	$+1/2$	$+1/2$	$+1/2$	$+1/2$	$+1/2$	$+1/2$

## Принцип заполнения орбиталей

### 1. Принцип наименьшей энергии

Порядок заполнения электронами атомных орбиталей определяется принципом наименьшей энергии:

Основное (устойчивое) состояние атома – это такое состояние, которое характеризуется минимальной энергией.

Орбитали одного подуровня имеют одинаковую энергию. Поэтому принцип наименьшей энергии определяет порядок заполнения энергетических подуровней. Электроны заполняют энергетические подуровни в порядке увеличения их энергии. Энергия подуровня определяется суммой главного и побочного квантовых чисел. Исходя из этого, последовательно электроны заполняют:  $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p$  и т.д.

### 2. Правило Гунда

Для определения порядка заполнения электронами орбитали одного подуровня используют правило Гунда:

На одном подуровне электроны располагаются так, чтобы абсолютное значение суммы спиновых квантовых чисел было максимальным. Это соответствует устойчивому состоянию атома.

Принцип наименьшей энергии и правило Гунда справедливы только для основных состояний атомов. В возбужденных состояниях электроны могут находиться на любых орбиталях атомов, если при этом не нарушается принцип Паули.

### 3. Принцип Паули

В атомах для характеристики состояния электрона большое значение имеет принцип Паули:

В атоме не может быть двух электронов с одинаковыми значениями всех четырех квантовых чисел.

## УПРАЖНЕНИЯ

1. Сколько протонов, нейтронов и электронов содержится в атоме элементов со следующими порядковыми номерами:

- |        |        |        |         |
|--------|--------|--------|---------|
| 1) 25; | 4) 22; | 7) 36; | 10) 9;  |
| 2) 19; | 5) 11; | 8) 29; | 11) 30; |
| 3) 47; | 6) 20; | 9) 14; | 12) 53. |

2. Среди приведенных ниже электронных конфигураций укажите невозможные и объясните причину невозможности их реализации:

- |             |                |              |              |
|-------------|----------------|--------------|--------------|
| 1) $1p^3$ ; | 5) $2d^5$ ;    | 9) $3p^7$ ;  | 13) $2s^2$ ; |
| 2) $3p^6$ ; | 6) $5d^2$ ;    | 10) $5s^3$ ; | 14) $4f^1$ ; |
| 3) $3s^2$ ; | 7) $3f^{12}$ ; | 11) $6p^2$ ; | 15) $3p^5$ ; |
| 4) $9f^5$ ; | 8) $2p^4$ ;    | 12) $7s^2$ ; | 16) $8p^3$ . |

3. По электронной формуле внешнего электронного слоя атома определите, какой это элемент. Напишите его название, символ и порядковый номер:

- |                  |                  |                  |
|------------------|------------------|------------------|
| 1) $3s^2 3p^4$ ; | 4) $4s^2 3d^3$ ; | 7) $4s^1 3d^5$ ; |
| 2) $4s^2 4p^6$ ; | 5) $5s^2 5p^5$ ; | 8) $3s^2 3p^3$ ; |
| 3) $2s^2 2p^1$ ; | 6) $2s^2 2p^4$ ; | 9) $4s^2 3d^8$ . |

4. Определите положение элементов в периодической системе (период, группа, подгруппа) по электронным формулам:

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ;
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$ ;
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ;
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ ;
- $1s^2 2s^1$ ;
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ;
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ ;
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ .

5. Какие значения имеют главное квантовое число ( $n$ ) и побочное квантовое число ( $\ell$ ) для следующих подуровней:

- |           |           |            |
|-----------|-----------|------------|
| 1) $1s$ ; | 5) $3p$ ; | 9) $5f$ ;  |
| 2) $2s$ ; | 6) $3d$ ; | 10) $4p$ ; |
| 3) $2p$ ; | 7) $4s$ ; | 11) $4d$ ; |
| 4) $3s$ ; | 8) $6d$ ; | 12) $4f$ . |

6. Определите энергию и порядок заполнения подуровней:

- |                         |                         |                          |
|-------------------------|-------------------------|--------------------------|
| 1) $4s$ ; $4p$ ; $3d$ . | 5) $5f$ ; $7s$ ; $6d$ . | 9) $2p$ ; $3p$ ; $3s$ .  |
| 2) $2s$ ; $2p$ ; $1s$ . | 6) $4d$ ; $6s$ ; $5p$ . | 10) $6s$ ; $5d$ ; $4f$ . |
| 3) $3d$ ; $5s$ ; $4p$ . | 7) $6p$ ; $5d$ ; $7s$ . | 11) $5s$ ; $4p$ ; $4d$ . |
| 4) $5d$ ; $6s$ ; $4f$ . | 8) $3s$ ; $4s$ ; $3p$ . | 12) $7s$ ; $6p$ ; $5d$ . |

7. Используя правило Гунда, напишите электронно-графические формулы электронных конфигураций:

- |            |            |               |            |
|------------|------------|---------------|------------|
| 1) $p^2$ ; | 3) $f^8$ ; | 5) $p^5$ ;    | 7) $d^7$ ; |
| 2) $p^4$ ; | 4) $d^9$ ; | 6) $f^{13}$ ; | 8) $f^7$ . |

8. Напишите значение всех четырех квантовых чисел для электронов, которые находятся на:

- |                  |                  |                   |
|------------------|------------------|-------------------|
| 1) $3s^2 3d^3$ ; | 5) $5s^2 5p^3$ ; | 9) $7s^2 5f^3$ ;  |
| 2) $4s^2 4p^2$ ; | 6) $3s^2 5f^3$ ; | 10) $6s^2 6p^2$ ; |
| 3) $2p^1 3d^4$ ; | 7) $4s^1 3p^4$ ; | 11) $3s^1 6f^4$ ; |
| 4) $4p^2 3d^3$ ; | 8) $4d^2 4f^2$ ; | 12) $4s^2 3d^3$ . |

9. Напишите значение квантовых чисел для всех электронов, следующих элементов:

- |            |             |              |
|------------|-------------|--------------|
| 1) азот;   | 3) литий;   | 5) кислород; |
| 2) натрий; | 4) углерод; | 6) бериллий. |

10. Напишите строение ядра, электронные формулы и графическую схему заполнения электронами валентных орбиталей атомов элементов со следующими порядковыми номерами:

- |        |         |         |
|--------|---------|---------|
| 1) 8;  | 8) 83;  | 15) 29; |
| 2) 13; | 9) 26;  | 16) 17; |
| 3) 18; | 10) 3;  | 17) 11; |
| 4) 23; | 11) 22; | 18) 9;  |
| 5) 35; | 12) 15; | 19) 30; |
| 6) 12; | 13) 20; | 20) 16; |
| 7) 19; | 14) 4;  | 21) 10. |

11. Напишите электронные формулы ионов:

- |                |                |                 |
|----------------|----------------|-----------------|
| 1) $Sn^{2+}$ ; | 5) $N^{5+}$ ;  | 9) $Cl^-$ ;     |
| 2) $Sn^{4+}$ ; | 6) $O^{2-}$ ;  | 10) $Cu^{2+}$ ; |
| 3) $Na^+$ ;    | 7) $Cr^{3+}$ ; | 11) $Fe^{2+}$ ; |
| 4) $Mn^{2+}$ ; | 8) $S^{2-}$ ;  | 12) $F^-$ .     |

12. Какой элемент имеет более выраженные металлические свойства, почему:

- |                         |                       |
|-------------------------|-----------------------|
| 1) кальций или барий;   | 4) алюминий или хром; |
| 2) калий или железо;    | 5) литий или франций; |
| 3) алюминий или галлий; | 6) цинк или магний.   |

13. Какой элемент имеет более выраженные неметаллические свойства, почему

- |                       |                     |
|-----------------------|---------------------|
| 1) хлор или фосфор;   | 3) углерод или иод; |
| 2) сера или кислород; | 4) олово или фтор.  |

## ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТОЕНИЕ ВЕЩЕСТВ

### Теоретическая часть

Химическая связь – это взаимодействие двух атомов, осуществляемое путем обмена электронами. При образовании химической связи атомы стремятся приобрести устойчивую восьмиэлектронную (октет) или двухэлектронную (дублет) оболочки. Различают следующие виды химической связи: ковалентная (полярная и неполярная) ионная, водородная, металлическая.

Связь, осуществляемая за счет образования электронной пары, принадлежащей обоим атомам, называется ковалентной. Различают обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Механизм образования ковалентной связи, при котором каждый атом предоставляет для создания общей электронной пары один неспаренный электрон, называется обменным механизмом в общую электронную пару. Механизм образования ковалентной связи за счет неподеленной пары электронов одного атома (донора) и свободной орбитали другого атома (акцептора) называется донорно-акцепторным. Два атома могут обобществлять несколько пар электронов. В этом случае говорят о кратных связях.

Если электронная плотность расположена симметрично между атомами, ковалентная связь называется неполярной. Если электронная плотность смещена в сторону одного из атомов, то ковалентная связь называется полярной. Полярность ковалентной связи определяется разностью электроотрицательностей ( $\Delta\text{ЭО}$ ) взаимодействующих атомов, то есть их способностью притягивать к себе обобщенную электронную пару. Чем больше разность электроотрицательностей, тем больше полярность связи.

---

**Пример 1.** *Какая из следующих связей: O-O, P-O, Cl-O наиболее полярна?*

*Решение:*

$$1) \Delta\text{ЭО} (\text{O-O}) = 3,5 - 3,5 = 0;$$

$$2) \Delta\text{ЭО} (\text{P-O}) = 3,5 - 2,1 = 1,4;$$

$$3) \Delta\text{ЭО} (\text{Cl-O}) = 3,5 - 3,0 = 0,5.$$

*Наиболее полярной, у перечисленных пар является связь P-O, так как у этих элементов наблюдается наибольшая разность электроотрицательностей ( $\Delta\text{ЭО} = 1,4$ ).*

---

Если разность электроотрицательностей атомов велика (больше 1,7), то электронная пара, осуществляющая связь, переходит к одному из атомов, и оба атома превращаются в ионы. Химическая связь, осуществляемая за счет электроотрицательного притяжения, называется ионной связью.

Водородная связь – это связь между положительно заряженным атомом водорода одной молекулы и отрицательно заряженным атомом другой молекулы. Водородная связь имеет частично электростатический, частично донорно-акцепторный характер. Водородная связь обозначается черточками. Наличие водородной связи объясняет высокие температуры кипения.

Валентные электроны металлов достаточно слабо связаны со своими ядрами и могут легко отрываться от них. Поэтому металл содержит ряд положительных ионов, расположенных в определенных положениях кристаллической решетки, и большое количество электронов, свободно перемещающихся по всему кристаллу. Электроны в металле осуществляют связь между всеми атомами металла. Такой тип связи называется металлической связью.

---

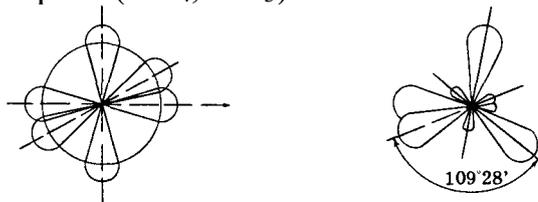
**Пример 2.** Какие типы химической связи существуют в следующих веществах:  $LiI$ ,  $N_2$ ,  $BaCl_2$ ,  $CrSO_4$ ?

*Решение:*

- 1)  $LiI$  – связь между атомами лития и йода – ковалентная полярная;
  - 2)  $N_2$  – связь между атомами азота – ковалентная неполярная;
  - 3)  $BaCl_2$  – связь между атомами бария и хлора – ионная;
  - 4)  $CrSO_4$  – связь между атомами хрома и кислорода – ионная, а между атомами кислорода и серы – ковалентная полярная.
- 

Гибридизация орбиталей – это изменение формы некоторых орбиталей при образовании ковалентной связи для достижения более эффективного перекрывания орбиталей. Важными типами гибридизации являются  $sp^3$ ,  $sp^2$ ,  $sp$ .

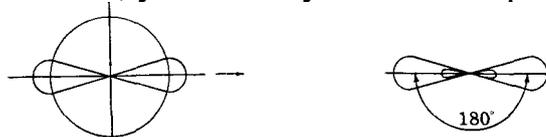
**$sp^3$ -гибридизация.** Смешивается одна s-орбиталь и три p-орбитали и образуется четыре одинаковые «гибридные» орбитали, угол между осями которых равен  $109,5^\circ$ . Молекулы, в которых осуществляется  $sp^3$ -гибридизация, имеет тетраэдрическую геометрию ( $CH_4$ ,  $NH_3$ ).



**$sp^2$ -гибридизация.** Смешивается одна s-орбиталь и две p-орбитали и образуется три одинаковые орбитали, угол между осями которых равен  $120^\circ$ .



**$sp$ -гибридизация.** Смешивается одна s-орбиталь и одна p-орбиталь и образуется две гибридные орбитали, угол между осями которых равен  $180^\circ$ .



## УПРАЖНЕНИЯ

1. Какая из химических связей H-Cl, H-Br, H-I, H-S, H-P является наиболее полярной? Укажите, в какую сторону смещается электронная плотность связи.
2. В каком из приведенных ниже соединений связь наиболее и наименее полярна: NaI, NaBr, CsI.
3. Сера образует химические связи с калием, водородом, бромом и углеродом. Какие из связей наиболее и наименее полярны? Укажите, в сторону какого атома происходит смещение электронной плотности связи.
4. Расположите следующие молекулы в порядке возрастания в них полярности химической связи: Cl<sub>2</sub>, NO, H<sub>2</sub>O, SO<sub>3</sub>, KH, HF, CaO, NH<sub>3</sub>.
5. Какие типы химической связи существуют в следующих веществах:
  - 1) MgCl<sub>2</sub>;
  - 2) NH<sub>3</sub>;
  - 3) O<sub>2</sub>;
  - 4) KNO<sub>2</sub>;
  - 5) HF;
  - 6) CrO<sub>3</sub>;
  - 7) Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>;
  - 8) H<sub>2</sub>S;
  - 9) Cl<sub>2</sub>;
  - 10) HCl;
  - 11) H<sub>2</sub>O;
  - 12) H<sub>3</sub>HO<sub>4</sub>;
  - 13) FeS;
  - 14) Br<sub>2</sub>;
  - 15) Na<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>;
  - 16) SnSO<sub>4</sub>;
  - 17) CO<sub>2</sub>;
  - 18) Al<sub>2</sub>S<sub>3</sub>;
  - 19) CH<sub>4</sub>;
  - 20) CaCO<sub>3</sub>;
  - 21) KClO<sub>3</sub>.
6. Какую пространственную структуру имеют молекулы:
  - 1) H<sub>2</sub>O,
  - 2) AlBr<sub>3</sub>,
  - 3) CCl<sub>4</sub>,
  - 4) BCl<sub>3</sub>,
  - 5) PCl<sub>3</sub>,
  - 6) NH<sub>3</sub>,
  - 7) CO<sub>2</sub>,
  - 8) CH<sub>4</sub>,
  - 9) H<sub>2</sub>S,
  - 10) MgCl<sub>2</sub>,
  - 11) OF<sub>2</sub>,
  - 12) SiH<sub>4</sub>.
7. Какой тип кристаллической решетки будет характерен для следующих веществ:
  - 1) хлорид натрия;
  - 2) вода;
  - 3) оксид углерода (IV);
  - 4) цинк;
  - 5) сульфид натрия;
  - 6) бром;
  - 7) йод;
  - 8) гидроксид калия;
  - 9) кремний;
  - 10) медь;
  - 11) нитрат бария;
  - 12) алмаз;
  - 13) сахар;
  - 14) аммиак.

## РАЗДЕЛ I.

### ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

#### 1.3. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

##### Теоретическая часть

Все вещества делятся на простые и сложные. Простые вещества состоят из одного элемента, в состав сложных входят два и более элементов. Простые вещества делятся на металлы и неметаллы, сложные вещества – на органические и неорганические.

Неорганические соединения по составу подразделяются на двухэлементные (бинарные) и многоэлементные соединения.

К бинарным соединениям относятся, соединения элементов с кислородом (оксиды), галогенами (галиды – фториды, хлориды, бромиды, йодиды), серой (сульфиды), азотом (нитриды), фосфором (фосфиды), углеродом (карбиды), соединения металлов с водородом (гидриды). Названия бинарных соединений образуются из латинского корня названия более электроотрицательного элемента с окончанием «ид» и русского названия менее электроотрицательного элемента в родительном падеже. Так,  $Al_2O_3$  – оксид алюминия (но  $OF_2$  – фторид кислорода, так как фтор более электроотрицательный элемент, чем кислород),  $CaC_2$  – карбид кальция и т. д. Исключением из указанных правил являются водородные соединения неметаллов, проявляющие свойства кислот; их названия образуются по правилам, принятым для кислот.

Многоэлементных неорганические вещества делятся на: кислоты; основания; соли.

**Оксиды** – это сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород.

Например:  $K_2O$ ,  $CaO$ ,  $Al_2O_3$ ,  $SO_3$  и другие.

Все оксиды делятся на солеобразующие и несолеобразующие.

Несолеобразующие оксиды – это оксиды, которые не образуют солей при взаимодействии с кислотами или основаниями ( $CO$ ,  $SiO$ ,  $N_2O$ ,  $NO$ ).

Солеобразующие – это оксиды, которые образуют соли, при взаимодействии с кислотами или основаниями

По кислотно-основным свойствам солеобразующие оксиды делятся на три группы: основные, кислотные и амфотерные.

Основные – это оксиды, которым соответствуют основания.

Основные оксиды образуют все одновалентные металлы (например:  $Na_2O$ ,

K<sub>2</sub>O и другие) и большинство двухвалентных металлов (например: CaO, BaO и другие) за исключением: BeO, ZnO, PbO, SnO, которые являются амфотерными.

Амфотерные – это оксиды, которым соответствуют и основания и кислота.

Амфотерные оксиды образуют только металлы в основном с валентностью III и IV (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, PbO<sub>2</sub>, SnO<sub>2</sub> и другие).

Кислотные – это оксиды, которым соответствуют кислоты.

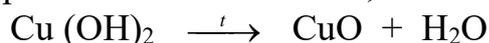
Кислотные оксиды образуют металлы с валентностью V, VI, VII (CrO<sub>3</sub>, Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>) и все неметаллы (SO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> и другие).

Существуют соединения элементов с кислородом, которые по составу относятся к классу оксидов, но по своему строению и свойствам принадлежат к классу солей. Это так называемые пероксиды, или перекиси.

Пероксидами называются соли пероксида водорода H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, например, Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, CaO<sub>2</sub>. Характерной особенностью строения этих соединений является наличие в их структуре двух связанных между собой атомов кислорода («кислородный мостик»): -O – O-.

Основными являются три способа получения оксидов:

- взаимодействие веществ (простых и сложных) с кислородом;
- горение сложных веществ;
- термическое разложение оснований, оксокислот и солей.

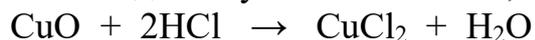


Важнейшие химические свойства оксидов обуславливаются их отношением к кислотам и основаниям:

1. кислотные оксиды взаимодействуют с основаниями, образуя также соль и воду.

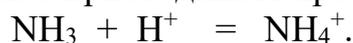
2. взаимодействие основных и кислотных оксидов приводит к образованию солей.

3. основные оксиды взаимодействуют с кислотами, образуя соль и воду.



**Основания** – это сложные вещества, молекулы которых состоят из атома металла и одной или нескольких гидроксидных групп (-ОН).

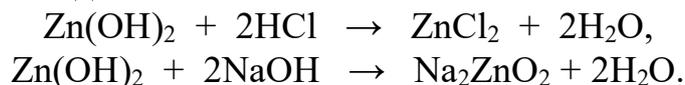
С точки зрения протолитической (протонной) теории основаниями считают вещества, которые могут быть акцепторами протонов, т. е. способны присоединять ион водорода. С этих позиций к основаниям следует относить не только основные гидроксиды, но и некоторые другие вещества, например аммиак, молекула которого может присоединять протон, образуя ион аммония:



В зависимости от числа протонов, которые могут присоединяться к основанию, различают основания однокислотные (например, LiOH, KOH, NH<sub>3</sub>), двухкислотные (Ca(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>2</sub>) и т. д.

Амфотерные гидроксиды способны диссоциировать в водных растворах как по типу кислот (с образованием катионов водорода), так и по типу оснований (с образованием гидроксильных анионов); они могут быть и донорами, и акцепторами протонов. Поэтому амфотерные гидроксиды

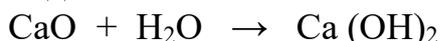
образуют соли при взаимодействии как с кислотами, так и с основаниями. При взаимодействии с кислотами амфотерные гидроксиды проявляют свойства оснований, а при взаимодействии с основаниями – свойства кислот:



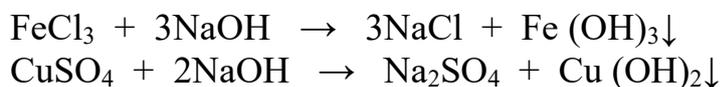
К амфотерным гидроксидам относятся, например,  $\text{Zn(OH)}_2$ ,  $\text{Al(OH)}_3$ ,  $\text{Pb(OH)}_2$ ,  $\text{Sn(OH)}_2$ ,  $\text{Cr(OH)}_3$ .

Существует три основных способа получения оснований:

- гидроксиды щелочных металлов, то есть щелочи получают электролизом их водных растворов;
- гидроксиды щелочноземельных металлов получают действием воды на их оксиды:



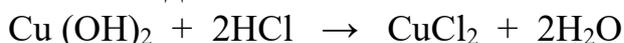
- нерастворимые в воде основания получают реакцией обмена, а именно действием щелочей на водные растворы соответствующих солей:



Растворы щелочей мыльные на ощупь. Изменяют окраску индикаторов: лакмуса – в синий цвет, фенолфталеина – в малиновый цвет.

Важнейшие химические свойства оснований обуславливаются их отношением к кислотам, кислотным оксидам и солям.

1. при взаимодействии оснований с кислотами в эквивалентных количествах образуются соль и вода:



Взаимодействие оснований с кислотами называется реакцией нейтрализации. Любая реакция нейтрализации сводится к взаимодействию ионов  $\text{OH}^-$  и  $\text{H}^+$  с образованием воды.

2. щелочи взаимодействуют с кислотными оксидами

3. щелочи взаимодействуют с растворами различных солей:



**Кислоты** – это сложные вещества, состоящие из кислотного остатка, к которой присоединяется атом водорода.

С точки зрения протолитической (протонной) теории кислот и оснований кислотами называются вещества, которые могут быть донорами протонов, т. е. способны отдавать ион водорода. Валентность кислотного остатка определяется числом атомов водорода в молекуле кислоты. Следует помнить, что в кислотах на первом месте стоит атом водорода, а за ним кислотный остаток.

По составу кислоты делятся на бескислородные и кислородсодержащие. К бескислородным кислотам относят:  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCN}$  и другие.

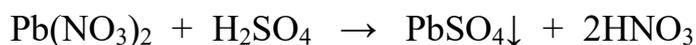
К кислородсодержащим кислотам относят:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  и другие.

По числу содержащихся в них атомов водорода на одноосновные ( $\text{HCl}$ ,

HCN, HNO<sub>3</sub>), двухосновные (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>), трехосновные (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>) и более основные (H<sub>4</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub>).

Большинство кислородсодержащих кислот получают при взаимодействии оксидов неметаллов с водой.

Если такие оксиды нерастворимы в воде, то соответствующие им кислоты получают действием другой кислоты (чаще всего серной) на соответствующую соль.

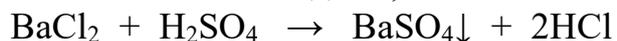


Бескислородные кислоты получают путем соединения водорода с неметаллом с последующим растворением водородного соединения в воде.

Кислоты представляют собой жидкости (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>) или твердые вещества (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>). Многие кислоты хорошо растворимы в воде. Изменяют окраску индикаторов: лакмуса – в красный цвет, фенолфталеина – не меняет цвета.

Важнейшие химические свойства кислот являются:

1. взаимодействие с металлами;
2. взаимодействие с основными оксидами, основаниями и солями;



**Соли** – это сложные вещества, состоящие из кислотных остатков и атомов металлов.

Соли делятся на нормальные, кислые и основные.

Нормальные (средние) соли – это продукты полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла, или продукты полного замещения гидроксильных групп в молекуле основания кислотными остатками (ZnSO<sub>4</sub>, Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> и т.д.).

Названия важнейших кислот и их солей приведены в приложении (табл. 7).

Кислые соли – это продукты неполного замещения атомов водорода в молекулах многоосновных кислот атомами металла (NaHSO<sub>4</sub>, Mg(HS)<sub>2</sub>, KH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub> и т.д.).

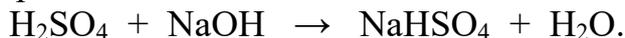
Названия кислых солей образуют так же, как и средних, но при этом добавляют приставку «гидро», указывающую на наличие незамещенных атомов водорода, число которых обозначают греческими числительными (ди, три и т. д.). Например, Ba(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> – гидрокарбонат бария, NaH<sub>2</sub>AsO<sub>4</sub> – дигидроортоарсенат натрия.

Основные соли – это продукты неполного замещения гидроксидных групп в молекулах многокислотных оснований кислотными остатками (FeOHCl, AlOHSO<sub>4</sub> и т.д.).

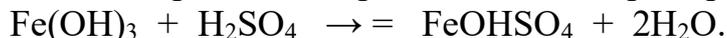
Названия основных солей тоже образуют подобно названиям средних солей; но при этом добавляют приставку «гидроксо», указывающую на наличие незамещенных гидроксогрупп. Так, FeOHCl – хлорид гидроксожелеза (II), Al(OH)<sub>2</sub>NO<sub>3</sub> – нитрат дигидроксоалюминия.

В зависимости от относительных количеств кислоты и основания, участвующих в реакции нейтрализации, могут получиться средние, кислые и основные соли.

Кислые соли получают при взаимодействии кислот с основаниями в тех случаях, когда количество взятого основания недостаточно для образования средней соли, например:



Основные соли образуются в тех случаях, когда взятого количества кислоты недостаточно для образования средней соли, например:



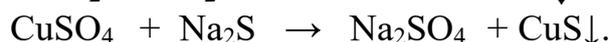
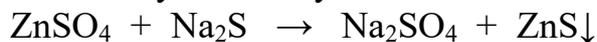
Соли, за небольшим исключением, являются твердыми кристаллическими веществами. По растворимости в воде их можно разделить на растворимые, малорастворимые и нерастворимые.

Химические свойства солей обуславливаются их отношением к металлам, кислотам и солям.

1. в ряду стандартных электродных потенциалов каждый предыдущий металл вытесняет последующие из растворов их солей;

2. соли взаимодействуют с щелочами и кислотами;

3. многие соли взаимодействуют между собой:



### Вопросы по теме:

1. Назовите важнейшие классы сложных неорганических веществ?
2. Что такое оксиды? Приведите примеры?
3. Что такое основания? Приведите примеры?
4. Что такое кислоты? Приведите примеры?
5. Что такое амфотерные гидроксиды? Приведите примеры?
6. Что такое соли? Приведите примеры?

### УПРАЖНЕНИЯ

1. Укажите, к какому классу относится каждое вещество, определите валентность элементов и назовите их:

- 1)  $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ ;  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;  $\text{CuO}$ .
- 2)  $\text{HNO}_3$ ;  $\text{HCl}$ ;  $\text{FeBr}_3$ .
- 3)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ;  $\text{CoO}$ ;  $\text{ZnS}$ .
- 4)  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ;  $\text{HClO}_3$ ;  $\text{Al}(\text{HSO}_3)_3$ .
- 5)  $\text{K}_2\text{O}$ ;  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ ;  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ .
- 6)  $\text{NaHS}$ ;  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ ;  $\text{ZnO}$ .
- 7)  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{NaOH}$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
- 8)  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ;  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ;  $\text{N}_2\text{O}_5$ .
- 9)  $\text{CO}_2$ ;  $\text{NaNO}_2$ ;  $\text{HBr}$ .

- 10)  $\text{MgOHNO}_3$ ;  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ;  $\text{H}_2\text{S}$ .
- 11)  $\text{SO}_2$ ;  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ ;  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .
- 12)  $\text{HNO}_3$ ;  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .
- 13)  $\text{NaClO}_3$ ;  $\text{HMnO}_4$ ;  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ .

**2. Напишите формулы оксидов указанных соединений:**

- |                               |                                       |                               |                               |
|-------------------------------|---------------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|
| 1) $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  | 4) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ;         | 7) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ; | 10) $\text{H}_2\text{CO}_3$ ; |
| 2) $\text{H}_3\text{BO}_3$ ;  | 5) $\text{HClO}$ ;                    | 8) $\text{HMnO}_4$ ;          | 11) $\text{HMnO}_4$ ;         |
| 3) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ; | 6) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ; | 9) $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ; | 12) $\text{NaOH}$ .           |

**3. Напишите формулы следующих соединений и определите их валентность:**

- |                           |                            |
|---------------------------|----------------------------|
| 1) оксид кальция;         | 9) сульфид аммония;        |
| 2) гидроксид хрома (III); | 10) гидроксид аммония;     |
| 3) сульфат меди (II);     | 11) оксид хлора (VII);     |
| 4) фосфат калия;          | 12) сульфит алюминия;      |
| 5) хлорноватая кислота;   | 13) оксид кобальта (III);  |
| 6) сульфат хрома (III);   | 14) сероводородная кислота |
| 7) оксид никеля;          | 15) оксид азота (V);       |
| 8) хромовая кислота;      | 16) дихромовая кислота.    |

**4. Какие вещества могут быть получены непосредственным взаимодействием с водой оксидов:**

- |                             |                              |                            |                               |
|-----------------------------|------------------------------|----------------------------|-------------------------------|
| 1) $\text{P}_2\text{O}_5$ ; | 4) $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ; | 7) $\text{Na}_2\text{O}$ ; | 10) $\text{SO}_2$ ;           |
| 2) $\text{CO}_2$ ;          | 5) $\text{Ag}_2\text{O}$ ;   | 8) $\text{BeO}$ ;          | 11) $\text{Al}_2\text{O}_3$ ; |
| 3) $\text{CaO}$ ;           | 6) $\text{FeO}$ ;            | 9) $\text{CrO}_3$ ;        | 12) $\text{N}_2\text{O}_5$ .  |

**5. Напишите уравнения реакций, которые доказывают амфотерный характер следующих оксидов:**

- |                              |                              |                              |
|------------------------------|------------------------------|------------------------------|
| 1) $\text{PbO}$ ;            | 3) $\text{ZnO}$ ;            | 5) $\text{BeO}$ ;            |
| 2) $\text{Al}_2\text{O}_3$ ; | 4) $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ; | 6) $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . |

**6. Какие из перечисленных кислот образуют кислые соли:**

- |                              |  |                              |
|------------------------------|--|------------------------------|
| 1) $\text{H}_2\text{SO}_3$ ; | 4) $\text{HClO}_4$ ;                   | 7) $\text{HBr}$ ;            |
| 2) $\text{HCl}$ ;            | 5) $\text{HNO}_3$ ;                    | 8) $\text{H}_2\text{CO}_3$ ; |
| 3) $\text{H}_3\text{PO}_4$ ; | 6) $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ; | 9) $\text{H}_2\text{S}$ .    |

**7. Какие из указанных гидроксидов могут образовать основные соли:**

- |                               |                               |                               |
|-------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|
| 1) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ; | 4) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ; | 7) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ; |
| 2) $\text{NaOH}$ ;            | 5) $\text{LiOH}$ ;            | 8) $\text{KOH}$ ;             |
| 3) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ; | 6) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ; | 9) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ . |

**8. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения:**

- 1)  $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$ ;
- 2)  $\text{Ba} \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{BaCl}_2$ ;
- 3)  $\text{Mg} \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$ ;
- 4)  $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$ ;
- 5)  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}$ ;
- 6)  $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{NaAlO}_2$ ;
- 7)  $\text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeSO}_4$ ;
- 8)  $\text{KBr} \rightarrow \text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr}$ ;
- 9)  $\text{S} \rightarrow \text{FeS} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$ ;
- 10)  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ ;
- 11)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$ ;
- 12)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{FeNO}_3\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$ ;
- 13)  $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{FeOH}\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeCl}\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}$ ;
- 14)  $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnS} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow (\text{ZnOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}$ ;
- 15)  $\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$ .

9. Напишите уравнения взаимодействия следующих веществ и назовите полученные соли:

- 1)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{ClO}_2 \rightarrow$
- 2)  $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 \rightarrow$
- 3)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
- 4)  $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{N}_2\text{O}_3 \rightarrow$
- 5)  $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 \rightarrow$
- 6)  $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- 7)  $\text{KOH} + \text{Mn}_2\text{O}_7 \rightarrow$
- 8)  $\text{CO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
- 9)  $\text{MgO} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
- 10)  $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

**ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА  
КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ**

Цель работы:

Изучить способы получения и свойства оксидов, оснований, кислот и солей.

Реактивы:

- 1) оксид кальция –  $\text{CaO}_{(\text{ТВ})}$ ;
- 2) гидроксид натрия –  $\text{NaOH}$  – 1М раствор;
- 3) серная кислота –  $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц}}$ ;
- 4) соляная кислота –  $\text{HCl}$  – 1М раствор;
- 5) ацетат свинца (II) –  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$  – 1М раствор;
- 6) сульфат меди (II) –  $\text{CuSO}_4$  – 1М раствор;
- 7) сульфат никеля (II) –  $\text{NiSO}_4$  – 1М раствор;
- 8) сульфат цинка –  $\text{ZnSO}_4$  – 1М раствор;
- 9) сульфид натрия –  $\text{Na}_2\text{S}$  – 1М раствор;
- 10) хлорид бария –  $\text{BaCl}_2$  – 1М раствор;
- 11) хлорид железа (III) –  $\text{FeCl}_3$  – 1М раствор;
- 12) хлорид кадмия –  $\text{CdCl}_2$  – 1М раствор;
- 13) фенолфталеин;
- 14) дистиллированная вода.

Оборудование:

- штатив с пробирками
- спиртовка
- пипетки
- стеклянная палочка

**Опыт 1. Получение и свойства гидроксида и оксида меди (II)**

Ход опыта	Уравнения реакций
<p>В пробирку налейте 20 капель раствора сульфата меди. Добавляйте раствор гидроксида натрия, до выпадения осадка. Взболтайте содержимое пробирки и его половину перенесите в другую пробирку. Одну пробирку нагрейте до изменения окраски. После того, как пробирка остынет, в обе пробирки прилейте по 20 капель раствора соляной кислоты.</p>	$\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t}$ $\text{CuO} + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$

## Опыт 2. Получение гидроксида кальция

Ход опыта	Уравнения реакций
Оксид кальция перенесите в пробирку, взболтайте с водой. Получившийся раствор испытайте на фенолфталеин.	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

## Опыт 3. Получение нерастворимых оснований

Ход опыта	Уравнения реакций
В три пробирки налейте по 10 капель растворов солей: хлорида железа (III), сульфата меди (II), сульфата никеля. Добавьте в каждую по 8 капель раствора гидроксида натрия. Затем проверьте растворимость в воде выпавших осадков.	$\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{NiSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$

## Опыт 4. Получение соли при взаимодействии соли и кислоты

Ход опыта	Уравнения реакций
В две пробирки налейте по 10 капель: в первую – хлористого бария, во вторую – нитрата свинца. Затем в каждую добавьте 5 капель раствора серной кислоты.	$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

## Опыт 5. Получение новых солей

Ход опыта	Уравнения реакций
В три пробирки налейте (порознь) по 10 капель растворов сульфата цинка, хлорида кадмия и сульфата меди. В каждую из них прилейте по 5 капель раствора сульфида натрия.	$\text{ZnSO}_4 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$ $\text{CdCl}_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$ $\text{CuSO}_4 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$

## РАЗДЕЛ I.

### ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

#### 1.4. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

##### Теоретическая часть

Наиболее обширный и разнообразный класс неорганических веществ представляют комплексные соединения.

Комплексными называются соединения, в узлах кристаллических решеток которых находятся комплексные частицы, способные к существованию в растворах. Эти частицы образуются за счет координации электрон-дефицитным атомом или катионом электронейтральных частиц или анионов.

Комплексные (координационные) соединения чрезвычайно широко распространены в живой и неживой природе, применяются в промышленности, сельском хозяйстве, науке, медицине. Строение и свойства комплексных соединений объясняются координационной теорией, основы которой были заложены в 1893 г швейцарским химиком Альфредом Вернером, за работы в этой области ему была присуждена Нобелевская премия по химии. Согласно теории Вернера в комплексных соединениях можно выделить центральный ион – комплексообразователь и ионы или нейтральные молекулы – лиганды, которые располагаются (координируются) вокруг этого центрального иона. Число связей между лигандами и центральным атомом определяет координационное число (КЧ), которое, как правило, в два раза больше заряда комплексного иона. Центральный атом и лиганды составляют внутреннюю сферу комплексного соединения, а ионы, компенсирующие заряд комплексного иона – внешнюю.

##### Номенклатура комплексных соединений

Название комплексного иона записывается, одним словом. Сначала указывается лиганда или лиганды, а затем ион-комплексообразователь с указанием его степени окисления.

Если внутренняя сфера заряжена положительно, то комплексообразователь называется по-русски в родительном падеже.

Например:  $[Al (H_2O)_6] Cl$  – хлорид гексоаква-алюминия.

Если внутренняя сфера имеет нулевой заряд, то комплексообразователь называется по-русски в именительном падеже.

Например:  $[Co (H_2O)_3 Cl_3]$  – трихлоротриаква-кобальт.

Если внутренняя сфера заряжено отрицательно, то комплексообразователь называется по латыни, при этом суффикс *-ум*, заменяется на *-ат*.

Например:  $K_4[Fe(CN)_6]$  – гексацианоферрат (II) калия.

Латинское название часто встречающихся комплексообразователей:

$Ag^+$	аргентат	$Al^{3+}$	алюминат
$Au^+, Au^{3+}$	аурат	$Cr^{3+}$	хромат
$Cu^{2+}, Cu^+$	купрат	$Co^{2+}, Co^{3+}$	кобальтат
$Zn^{2+}$	цинкат	$Fe^{2+}, Fe^{3+}$	феррат
$Ni^{2+}$		$Pt^{2+}, Pt^{4+}$	платинат
$Hg^{2+}$	меркурат	$Pb^{2+}, Pb^{4+}$	плюмбат

Название отрицательных лигандов обычно имеет соединительную гласную "о". Перечисление лиганд начинается с отрицательно заряженных, затем перечисляются нейтральные лиганды. Число лигандов обозначают греческими числительными: ди (2), три (3), тетра (4), пента (5), гекса (6) и т.д.

Названия наиболее часто встречающихся лиганд:

$F^-$	фторо	$CN^-$	циано	$SO_3^{2-}$	сульфито	$NH_4^+$	аммония
$Cl^-$	хлоро	$SCN^-$	раданидо	$SO_4^{2-}$	сульфато	СО	карбонил
$Br^-$	бром	$NO_2^-$	нитрито	$PO_4^{3-}$	фосфато	$H_2O$	аква
$I^-$	йодо	$NO_3^-$	нитрато	$OH^-$	гидроксо	$NH_3$	аммин

**Пример 1.** Дайте названия следующих соединений:  $[Cu(NH_3)_4](NO_3)_2$ ;  $K_2[Co(NH_3)_2(NO_2)_4]$ ;  $[Pd(NH_3)_3Cl_2]$ .

Решение:

- 1)  $[Cu(NH_3)_4](NO_3)_2$  – нитрат тетрааммин-меди;
- 2)  $K_2[Co(NH_3)_2(NO_2)_4]$  – тетранитритодиаминокобальтат (II) калия;
- 3)  $[Pd(NH_3)_3Cl_2]$  – дихлоротриаммин-палладий.

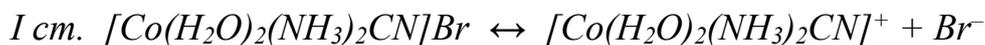
## Диссоциация комплексных соединений в водных растворах

При растворении кристаллического комплексного соединения в воде его кристаллическая решетка разрушается, а координационная сфера и внешнесферные ионы гидратируются молекулами воды. Этот процесс протекает по механизму диссоциации сильных электролитов, что приводит к образованию комплексных ионов. Комплексные ионы в свою очередь подвергаются вторичной диссоциации. Однако этот процесс обычно протекает в незначительной степени, поэтому для процесса диссоциации комплексного иона выражают константу нестойкости комплексного иона ( $K_N$ ), которая выражает отношение произведения равновесных концентраций продуктов его диссоциации, возведенных в степени, соответствующие их стехиометрическим коэффициентам, к равновесной концентрации исходного

комплексного иона. Константа нестойкости комплексного иона характеризует устойчивость внутренней сферы комплексного соединения. Чем меньше значение константы нестойкости комплексного иона, тем он более устойчив.

**Пример 2.** Напишите уравнение диссоциации, определите координационное число (КЧ) и константу нестойкости ( $K_H$ ) комплексного соединения  $[Co(H_2O)_2(NH_3)_2CN]Br$ .

Решение:



$$KЧ = 6$$

$$K_H = \frac{[Co^{2+}] \cdot [H_2O]^2 \cdot [NH_3]^2 \cdot [CN^-]}{[[Co(H_2O)_2(NH_3)_2CN]^+]}$$

---

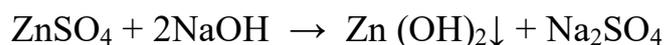
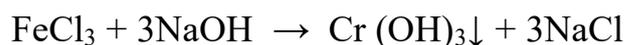
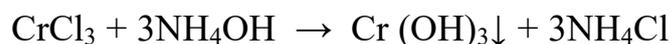
### Комплексные соединения в растворах

Большинство реакций комплексообразования протекает в водных растворах, в которых катионы металлов существуют в виде аквакомплексов, поэтому процесс «образования» комплексных ионов, является замещения молекул растворителя в координационной оболочке комплексообразователя на другие молекулы или ионы. Основные реакции, в которые вступают комплексные соединения, определяются устойчивостью образующихся в этих реакциях соединений. Например, равновесие реакции смещается в сторону образования более устойчивой комплексной частицы:

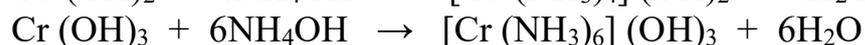
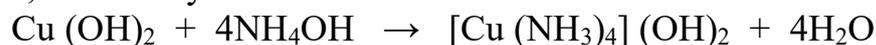


В настоящей работе изучаются процессы образования и разрушения аммиачных и гидроксокомплексов соединений меди (II), хрома (III), цинка, железа (III), Большинство соединений этих металлов окрашены, поэтому за реакциями с их участием легко наблюдать по изменению цвета растворов.

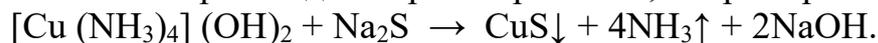
Процессы образования аммиакатов и гидроксокомплексов переходных металлов идут через стадию образования нерастворимых гидроксидов, которые затем растворяются в избытке соответствующего реактива:



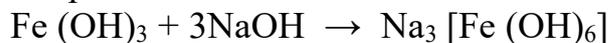
Осадки гидроксидов меди (II) и хрома (III) растворяются в избытке аммиака с образованием соответствующих комплексных соединений. Аммиачные комплексы получают замещением воды во внутренней сфере аквакомплекса, на молекулы аммиака:



Для проверки устойчивости этих аммиачных комплексов, в их растворы добавляют анион, образующий с ионом комплексообразователем соединение с очень малой величиной произведения растворимости, например:



Гидроксокомплексы переходных металлов получают при добавлении к растворам их гидроксидов избытка щелочи:



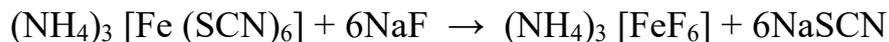
Для определения устойчивости образующихся комплексных соединений добавляют в раствор анион, образующего с ионом комплексообразователем соединение с очень малой величиной произведения растворимости, например:



Последовательное замещение лигандов во внутренней координационной сфере с образованием более прочных комплексных ионов изучается на примере реакций с участием железа (III). Образование роданидного комплекса из гидратированного иона железа (III) отмечается по появлению кроваво-красной окраски комплексного аниона  $[\text{Fe}(\text{CNS})_6]^{3-}$ :



О смещение равновесия в сторону фторидного комплекса свидетельствует обесцвечивание раствора при добавлении к роданидному комплексу ионов фтора:



Комплексные ионы могут разрушаться веществами, образующими с ионом-комплексообразователем другие более прочные соединения. Такими соединениями практически для всех исследуемых металлов, кроме хрома и цинка являются сульфиды, имеющие очень малые значения произведения растворимости.

К комплексным соединениям с малоустойчивой внутренней сферой относятся так называемые двойные соли. Примером двойной соли является соль Мора –  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ , которая в твердом состоянии имеет координационную структуру, а в растворе распадается на простые ионы. В растворе соли Мора, железо (II) присутствует в виде гидратированных ионов и взаимодействует с различными анионами, например:



Для сравнения с двойной солью, в настоящей работе, используется комплексная соль – гексацианоферрат калия (желтая кровяная соль). В растворе которого железо присутствует в составе комплексной частицы  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ . В процессе комплексообразования происходит связывание ионов металлов в прочные частицы, в результате чего концентрация их в растворе уменьшается и в некоторых случаях становится недостаточной для образования малорастворимых соединений, например сульфидов или гидроксидов. Поэтому отсутствие осадка при добавлении соответствующих анионов к раствору комплексной соли является косвенной характеристикой прочности этого иона и свидетельствует об отличиях в поведении ионов в составе комплексных и двойных солей.

## УПРАЖНЕНИЯ

1. Напишите уравнение диссоциации и назовите комплексные соединения:

- |   |   |
|---|---|
| 1) $[\text{Pd}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_2\text{Cl}]\text{Cl}$ ;     | 14) $(\text{NH}_4)_2[\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}_4]$ ;                      |
| 2) $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{NO}_3)_4]$ ;                                 | 15) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4(\text{PO}_4)]$ ;                          |
| 3) $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_4(\text{CN})]\text{Br}_2$ ; | 16) $[\text{Ag}(\text{H}_2\text{O})_2]$ ;                                       |
| 4) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{NO}_3$ ;                     | 17) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ ;                   |
| 5) $[\text{Pd}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}$ ;                         | 18) $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ ;                                   |
| 6) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ;                                   | 19) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}$ ;                            |
| 7) $(\text{NH}_4)_3[\text{CoCl}_6]$ ;                                       | 20) $(\text{NH}_4)_2[\text{Pt}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_2\text{I}_2]$ ; |
| 8) $\text{Na}_2[\text{PtI}_4]$ ;  | 21) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2(\text{SCN})_2]$ ;                                |
| 9) $\text{K}_2[\text{Hg}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$ ;                  | 22) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_3$ ;                          |
| 10) $\text{K}_2[\text{Pt}(\text{OH})_5\text{Cl}]$ ;                         | 23) $\text{Ca}_2[\text{Fe}(\text{NH}_3)_4(\text{SO}_4)_2]$ ;                    |
| 11) $\text{Na}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$ ;                                 | 24) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{SO}_3]_3\text{PO}_4$                 |
| 12) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$ ;                      | 25) $\text{K}[\text{AgF}_2]$ ;  |
| 13) $\text{Ba}[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{CNS})_4]_2$ ;                 | 26) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Br}_4]$ .                                   |

2. Найдите заряды комплексных частиц. Определите координационное число (КЧ) и константу нестойкости ( $K_{\text{н}}$ ):

- |  |   |
|--|---|
| 1) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$               | 9) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Br}_2]^+$ |
| 2) $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^+$       | 10) $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_3\text{Br}]^+$  |
| 3) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]^-$ | 11) $[\text{Al}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^+$       |
| 4) $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$                  | 12) $[\text{AuCl}_4]^-$                             |
| 5) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{I}]^+$        | 13) $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-}$               |
| 6) $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$               | 14) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{PO}_4]$  |
| 7) $[\text{Cr}(\text{CN})_6]^{3-}$               | 15) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}]^+$         |
| 8) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Br}_2]$       | 16) $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$                 |

3. Напишите формулы следующих комплексных соединений, укажите комплексообразователь и лиганды:

- 1) дицианоаргентат (I) калия;
- 2) гексанитритокобальтат (III) калия;
- 3) хлорид гексааммин-никеля (II);
- 4) диамминтетрахлор-платина (IV);
- 5) гексацианохромат (III) натрия;
- 6) тетраамминфасфат-хром;
- 7) сульфид бромопентааква-хрома (III);
- 8) бромид гексааммин-кобальта (III);
- 9) хлорид диаммин-серебра (I);
- 10) сульфат тетраамминкарбонат-хрома (III);
- 11) диамминдихлор-кобальт (II);
- 12) нитрат диакватетрааммин-никеля (II);
- 13) диамминдихлор-платина;
- 14) трифторгидроксобериллат (II) магния.

## Лабораторная работа 2.

### ПОЛУЧЕНИЕ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ И ИССЛЕДОВАНИЕ ИХ УСТОЙЧИВОСТИ

#### Цель работы:

Изучить устойчивость комплексных соединений, поведение комплексных соединений в реакциях обмена.

#### Реактивы:

- 1) гексацианоферрат (II) калия –  $K_4[Fe(CN)_6]$ ;
- 2) гидроксид натрия –  $NaOH$ ;
- 3) дистиллированная вода;
- 4) раствор аммиака –  $NH_4OH_{конц.}$ ;
- 5) роданид аммония –  $NH_4CNS$ ;
- 6) соль Мора –  $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2$ ;
- 7) сульфат меди (II) –  $CuSO_4$ ;
- 8) сульфат цинка –  $ZnSO_4$ ;
- 9) сульфид натрия –  $Na_2S$ ;
- 10) фторид натрия –  $NaF_{насыщ.}$ ;
- 11) хлорид железа (III) –  $FeCl_3$ ;
- 12) хлорид хрома (III) –  $CrCl_3$ .

#### Оборудование:

- штатив с пробирками
- спиртовка
- фильтровальная бумага
- стеклянная палочка

#### Опыт 1. Замещение лиганда в комплексных соединениях железа

Ход опыта	Наблюдения и выводы	Уравнения реакций
Налейте в пробирку 10 капель раствора хлорида железа (III) и добавьте 3 капли раствора роданида аммония. К полученному раствору роданида железа добавьте 5 капель насыщенного раствора фторида натрия.		$FeCl_3 + NH_4CNS \rightarrow$  $(NH_4)_3[Fe(CNS)_6] + NaF \rightarrow$

#### Контрольные вопросы:

1. Что происходит при добавлении фторида натрия?

2. Отметьте цвета исходного и получившегося растворов комплексных соединений.

**Опыт 2. Комплексные соединения в реакциях обмена**

Ход опыта	Наблюдения и выводы	Уравнения реакций
Налейте в пробирку 10 капель раствора сульфата меди (II) и добавьте 10 капель раствора гексацианоферрата (II) калия.		$K_4[Fe(CN)_6] + CuSO_4 \rightarrow$

**Контрольные вопросы:**

1. Обмен чего происходит в результате этой реакции. Назовите комплексное соединение, которое образуется.
2. Отметьте цвета растворов комплексных соединений до и после реакции обмена.

**Опыт 3. Получение и разрушение аммиакатов**

Ход опыта	Наблюдения и выводы	Уравнения реакций
<p>Возьмите две пробирки. В первую пробирку налейте 10 капель раствора сульфата меди (II), во вторую – 10 капель раствора хлорида хрома (III). Затем в каждую пробирку добавьте по 1 капле концентрированного раствора аммиака. Наблюдайте выпадение осадков гидроксидов соответствующих солей. К полученным осадкам добавьте еще по 3 капли раствора аммиака. Встряхните пробирки. Растворы аммиакатов испытайте на взаимодействие с раствором сульфида натрия.</p>		$CuSO_4 + NH_4OH \rightarrow$ ...+ $\dots + NH_4OH \rightarrow \dots + Na_2S \rightarrow$  $CrCl_3 + NH_4OH \rightarrow$ ... + $\dots + NH_4OH \rightarrow \dots + Na_2S \rightarrow$

**Контрольные вопросы:**

1. Назовите комплексные соединения, которые образуются при взаимодействии соответствующих солей с избытком раствора аммиака? Укажите цвета растворов комплексных соединений.
2. Какое комплексное соединение разрушается при добавлении сульфида натрия? Почему?

**Опыт 4. Образование и разрушение гидроксокомплексов**

Ход опыта	Наблюдения и выводы	Уравнения реакций
<p>Возьмите две пробирки. В первую пробирку налейте 10 капель раствора сульфата цинка, во вторую – 10 капель раствора хлорида железа (III).  Добавьте в каждую пробирку по 1 капле раствора гидроксида натрия и наблюдайте выпадение осадков гидроксидов. К полученным осадкам добавьте еще по 3 капли раствора гидроксида натрия.  Встряхните пробирки.  Добавьте по каплям к растворам гидросокомплексов раствор сульфида натрия.</p>		$\text{ZnSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$ $+ \dots + \text{NaOH} \rightarrow \dots + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$ $\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \dots + \dots + \text{NaOH} \rightarrow \dots + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$

**Контрольные вопросы:**

1. Назовите комплексные соединения, которые образуются при взаимодействии соответствующих солей с избытком раствора гидроксида натрия? Укажите цвета растворов комплексных соединений.
2. Какое комплексное соединение разрушается при добавлении сульфида натрия? Отметьте цвет осадка.

**Опыт 5. Взаимодействие соли Мора и гексацианоферрата (II) калия с гидроксид-ионом**

Ход опыта	Наблюдения и выводы	Уравнения реакций
<p>Возьмите 2 пробирки. В одну налейте 10 капель раствора соли Мора, во вторую 10 капель раствора гексацианоферрата (II) калия. В обе пробирки добавьте по 2 капли раствора гидроксида натрия.</p>		$(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{NaOH} \rightarrow$

**Контрольные вопросы:**

1. Объясните различное поведение ионов железа в составе комплексной и двойной соли.
2. Отметьте цвета растворов и осадков после реакции.

<b>РАЗДЕЛ I. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ</b>	
<b>1.5.</b>	<b>РАСТВОРЫ</b>

### **Теоретическая часть**

Растворы имеют большое значение для живых организмов. Человек, животные и растения усваивают питательные вещества в виде растворов. Сложные физико-химические процессы в живых организмах протекают в растворах. Растворами являются физиологические жидкости – плазма крови, лимфа, желудочный сок и другие. Многие медицинские препараты являются растворами различных химических веществ в воде или в спирте. Природная вода является раствором. Минеральные воды, которые представляют собой растворы углекислого газа, сероводорода, соединений железа, брома, йода и других веществ, применяют при лечении различных заболеваний.

### **КОЛИЧЕСТВЕННЫЙ СОСТАВ РАСТВОРОВ**

Раствором называют гомогенную систему переменного состава, состоящую из двух или более веществ.

Вещества, образующие раствор, называют компонентами раствора. Растворы бывают газообразные, жидкие и твердые.

Если компоненты раствора при равномерном распределении образуют жидкую гомогенную систему, то это наиболее основной случай образования жидких растворов. Например, раствор NaCl в воде, раствор йода в спирте и так далее. Если же равномерное распределение компонентов раствора приводит к образованию твердой однофазной системы, то такую систему называют твердым раствором. Примерами твердых растворов являются в основном сплавы металлов. Гомогенные системы, состоящие из двух и более индивидуальных компонентов, находящихся в газообразном состоянии, называют газовыми растворами. Примерами газовых растворов служат воздух, природный газ и другие. Любой раствор состоит из растворенных веществ и растворителя. Свойства растворов определяются качественным и количественным составом раствора.

Концентрация раствора – относительное содержание данного компонента в системе. На практике наиболее распространенными способами выражения концентрации растворов являются следующих величин: массовая доля (W);

молярная концентрация вещества ( $C$ ); моляльная концентрация вещества ( $C_m$ ); молярная концентрация эквивалента вещества ( $C_H$ ).

1) Массовая доля растворенного вещества равна отношению массы растворенного вещества ( $m_{\text{вещества}}$ ) к общей массе раствора ( $m_{\text{раствора}}$ ):

$$W_{(\text{вещества})} = \frac{m_{\text{вещества}}}{m_{\text{раствора}}} \cdot 100\%.$$

Массовая доля растворенного вещества часто выражается в долях единицы или процентах (%).

2) Молярная концентрация вещества (молярность) равна отношению количества растворенного вещества ( $n$ ) к объему раствора ( $V_{\text{раствора}}$ ) или количеству молей растворенного вещества в 1 л раствора. Молярность выражается в моль/л, моль/мл, моль/см<sup>3</sup>.

$$C = \frac{n}{V_{\text{раствора}}}.$$

3) Моляльная концентрация вещества (моляльность) равна отношению количества растворенного вещества ( $n$ ) к массе растворителя ( $m_{\text{растворителя}}$ ) или количеству молей растворенного вещества в 1 кг растворителя.

$$C_m = \frac{n}{m_{\text{растворителя}}}.$$

Моляльность выражается в моль/кг.

4) Молярная концентрация эквивалента вещества (эквивалентная концентрация) равна отношению количества эквивалента растворенного вещества ( $n_{\text{Э}}$ ) к объему раствора ( $V_{\text{раствора}}$ ):

$$C_H = \frac{n_{\text{Э}}}{V_{\text{раствора}}}.$$

Эквивалентная концентрация выражается в моль•экв/л, моль•экв/мл.

---

**Пример 1.** К 250 г 10% раствора глюкозы прилили 150 мл воды. Какова массовая доля (%) глюкозы в полученном после разбавления растворе?

Дано:

$$m_1 \text{ раствора} = 250 \text{ г}$$

$$W_1 \text{ глюкозы} = 10\%$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 150 \text{ мл}$$

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл}$$

$$W_2 \text{ глюкозы} = ?$$

Решение:

1. Определим массу глюкозы в исходном растворе:

$$W_1 = \frac{m_{\text{глюкозы}}}{m_{\text{раствора}}} \cdot 100\% \Rightarrow m_{\text{глюкозы}} = \frac{m_{\text{раствора}} \cdot W_1}{100\%} = \frac{250 \cdot 10}{100}$$

$$m_{\text{глюкозы}} = 25 \text{ г}$$

2. Масса глюкозы при разбавлении не изменяется.

Определим массу раствора, полученного после разбавления:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O}) \cdot \rho(\text{H}_2\text{O}) = 150 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 150 \text{ г}$$

$$m_2 \text{ раствора} = m_1 \text{ раствора} + m(\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ г} + 150 \text{ г}$$

$$m_2 \text{ раствора} = 400 \text{ г}$$

3. Определим массовую долю глюкозы в полученном растворе:

$$W_2 = \frac{m_{\text{глюкозы}}}{m_2 \text{ раствора}} \cdot 100\% = \frac{25 \text{ г}}{400 \text{ г}} \cdot 100\%$$

$$W_2 = 6,25\% (0,625)$$

Ответ:  $W_2 = 6,25\% (0,625)$ .

**Пример 3.** Раствор массой 200г содержит гидроксид натрия массой 5г. Определите молярную концентрацию этого раствора.

Дано:

$$m_{\text{раств-ля}} = 200 \text{ г} = 0,2 \text{ кг}$$

$$m(\text{NaOH}) = 5 \text{ г}$$

$$M(\text{NaOH}) = 40$$

г/моль

$$C_m(\text{NaOH}) = ?$$

Решение:

1. Вычислим количество моль гидроксида натрия:

$$n(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = \frac{5 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}}$$

$$n(\text{NaOH}) = 0,125 \text{ моль}$$

2. Определим молярную концентрацию раствора:

$$C_m(\text{NaOH}) = \frac{n(\text{NaOH})}{m_{\text{растворит-ля}}} = \frac{0,125 \text{ моль}}{0,2 \text{ кг}}$$

$$C_m(\text{NaOH}) = 0,625 \text{ моль/кг.}$$

Ответ:  $C_m(\text{NaOH}) = 0,625 \text{ моль/кг.}$

**Пример 2.** Определите молярность и нормальность раствора, если в растворе объемом 200 мл содержится 28,28 г фосфата калия.

Дано:

$$V_{\text{р-ра}} = 200 \text{ мл} = 0,2 \text{ л}$$

$$m(\text{K}_3\text{PO}_4) = 28,28 \text{ г}$$

$$M(\text{K}_3\text{PO}_4) = 212$$

г/моль

$$C(\text{K}_3\text{PO}_4) = ?$$

$$C_N(\text{K}_3\text{PO}_4) = ?$$

Решение:

1. Вычислим количество моль фосфата калия:

$$n(\text{K}_3\text{PO}_4) = \frac{m(\text{K}_3\text{PO}_4)}{M(\text{K}_3\text{PO}_4)} = \frac{28,28 \text{ г}}{212 \text{ г/моль}}$$

$$n(\text{K}_3\text{PO}_4) = 0,13 \text{ моль}$$

2. Определим молярность раствора:

---

$$C(K_3PO_4) = \frac{n(K_3PO_4)}{V_{p-ра}} = \frac{0,13 \text{ моль}}{0,2 \text{ л}}$$

$$C(K_3PO_4) = 0,65 \text{ моль/л.}$$

3. Рассчитаем молярную массу эквивалента фосфата калия:

$$M_{\text{экв}}(K_3PO_4) = \frac{M(K_3PO_4)}{3} = \frac{212 \text{ г/моль}}{3}$$

$$M_{\text{экв}}(K_3PO_4) = 70,7 \text{ г/моль} \cdot \text{экв}$$

4. Вычислим количество молей эквивалент фосфата калия:

$$n_{\text{экв}}(K_3PO_4) = \frac{m(K_3PO_4)}{M_{\text{экв}}(K_3PO_4)} = \frac{28,28 \text{ г}}{70,7 \text{ г/моль} \cdot \text{экв}}$$

$$n_{\text{экв}}(K_3PO_4) = 0,4 \text{ моль} \cdot \text{экв}$$

5. Определим нормальную концентрацию раствора:

$$C_H(K_3PO_4) = \frac{n_{\text{экв}}(K_3PO_4)}{V_{p-ра}} = \frac{0,4 \text{ моль} \cdot \text{экв}}{0,2 \text{ л}}$$

$$C_H(K_3PO_4) = 2 \text{ моль} \cdot \text{экв/л.}$$

$$\text{Ответ: } C(K_3PO_4) = 0,65 \text{ моль/л.}$$

$$C_H(K_3PO_4) = 2 \text{ моль} \cdot \text{экв/л.}$$

---

## УПРАЖНЕНИЯ

1. В 250 г воды растворено 50 г кристаллогидрата сульфата железа (II) ( $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ). Вычислите массовую долю кристаллогидрата и безводного сульфата железа (II) в растворе.
2. Какой объем концентрированной серной кислоты ( $\rho = 1,84$  г/моль) необходим для приготовления 1 л раствора концентрацией 0,1 моль/л?
3. Приготовьте 50 мл раствора сульфата меди ( $\text{CuSO}_4$ ), молярная концентрация которого 0,2 моль/л.
4. Найдите массу воды и медного купороса ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ), необходимые для приготовления 1 л раствора, содержащего 8% безводной соли. Плотность 8% раствора сульфата меди (II) равна 1,084 г/мл.
5. Сколько серной кислоты требуется для приготовления 2,5 л 0,1 М раствора?
6. 30 г вещества растворены в 150 г растворителя. Вычислите массовую долю (в %) растворенного вещества.
7. Сколько растворенного вещества следует взять, чтобы приготовить 800 г раствора с массовой долей растворенного вещества, равной 0,05 (5%)?
8. Имеется 250 кг растворителя. Сколько надо прибавить к нему растворенного вещества, чтобы получить 20% раствор?
9. Сколько сульфата железа содержат 100 мл 12% раствора, плотность которого равна 1,12 г/моль?
10. Найдите моляльность, нормальность и молярность 15% раствора серной кислоты ( $\rho = 1,10$  г/мл).
11. 400 мл раствора, плотность которого 1,5 г/мл, содержит 300 г растворенного вещества. Вычислите массовую долю растворенного вещества.
12. 25 кг вещества растворены в 100 кг воды. Плотность полученного раствора 1,14 кг/л. Какова массовая доля растворенного вещества и объем раствора?
13. Сколько нужно взять медного купороса ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ), чтобы приготовить 5 л 8% сульфата меди ( $\text{CuSO}_4$ ) плотность 1,084 кг/л?
14. Найти моляльность растворенного вещества в 67% растворе сахарозы ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ).

### Лабораторная работа 3.

## ПРИГОТОВЛЕНИЯ РАСТВОРОВ ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ

#### Цель работы:

Ознакомления с различными методами приготовления растворов заданной концентрации.

#### Реактивы:

- 1) дистиллированная вода;
- 2) карбонат натрия –  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ;
- 3) хлорид натрия –  $\text{NaCl}$ ;

#### Оборудование:

- штатив с пробирками
- мерная колба на 100 мл
- мерные пробирки
- мерный цилиндр
- стеклянная палочка
- стакан на 100 мл.

#### **Опыт 1. Приготовление раствора соли с определенной массовой долей вещества**

Ход опыта	Наблюдения и выводы	Уравнения реакций
<p><b>1.1.</b> Приготовьте 100г водного раствора хлорида натрия с массовой долей соли 5%. Для приготовления этого раствора произведите расчеты: определите, какую массу соли и воды необходимо взять. Отвесьте соль на весах и поместите ее в стакан. Отмерьте мерным цилиндром необходимый объем воды и вылейте в стакан с навеской соли.</p> <p><b>1.2.</b> К 50г полученного в опыте 1.1. раствору хлорида натрия добавьте 100мл воды. Определите массовую долю хлорида натрия в полученном после разбавления растворе.</p>		

#### **Опыт 2. Приготовление раствора с заданной молярной концентрацией**

Ход опыта	Наблюдения и выводы	Уравнения реакций
-----------	---------------------	-------------------

<p>Приготовьте 100 мл водного раствора карбоната натрия, молярная концентрация которого 0,2 моль/л.</p> <p>Для приготовления этого раствора произведите расчеты: определите массу карбоната натрия в предложенном объеме раствора.</p> <p>В соответствии с расчетами возьмите навеску соли, поместите ее в мерную колбу на 250 мл и добавьте немного воды (примерно 10 мл). Помещайте пока соль не растворится, а затем прилейте воды до необходимого по условию задачи объема.</p>		
---	--	--

# РАЗДЕЛ I. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

## 1.6. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

### Теоретическая часть

По способности проводить электрический ток в водном растворе или расплаве все вещества делятся на электролиты и неэлектролиты.

Электролитами называются вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток. К электролитам относятся соли, кислоты, основания.

Неэлектролитами называются, растворы или расплавы, которых не проводят электрический ток. К неэлектролитам относятся, кислород, водород, многие органические вещества (сахар, спирт, бензол и другие) и так далее.

Процесс распада молекул электролитов на ионы в растворе или расплаве называется электролитической диссоциацией.

Для объяснения электропроводимости растворов и расплавов солей, кислот и оснований шведский ученый С. Аррениус в 1887 г. создал теорию электролитической диссоциации. Теория электролитической диссоциации состоит из следующих положений:

1. электролиты при растворении в воде распадаются (диссоциируют) на ионы – положительные и отрицательные.

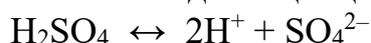
2. под действием электрического тока ионы приобретают направленное движение: положительно заряженные ионы движутся к катоду, отрицательно заряженные – к аноду. Поэтому первые называются катионами, вторые – анионами.

3. диссоциация – обратимый процесс: параллельно с распадом молекул на ионы (диссоциация) протекает процесс соединения ионов (ассоциация).

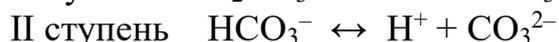
С помощью теории электролитической диссоциации дают определения и описывают свойства кислот, оснований и солей.

Кислоты – это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы водорода и анион кислотного остатка.

Например, электролитическая диссоциация сильных кислот:

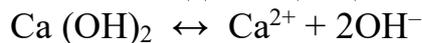


Слабые кислоты диссоциируют ступенчато. Число ступеней диссоциации зависит от основности слабой кислоты:

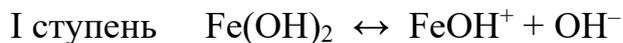


Основания – это электролиты, которые при диссоциации образуют катион металла и анионы гидроксид-ионов ( $\text{OH}^-$ ).

Например, электролитическая диссоциация сильных оснований:



Слабые основания диссоциируют ступенчато. Число ступеней диссоциации определяется кислотностью слабого основания:



Соли – это сильные электролиты, образующие при диссоциации катионы металла и анионы кислотного остатка.

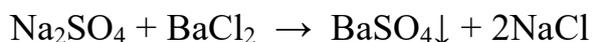
Например, электролитическая диссоциация хлорида железа (III):



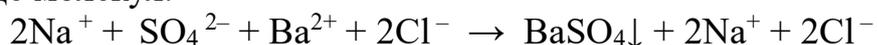
### Ионные реакции и уравнения

Согласно теории электролитической диссоциации все реакции в водных растворах электролитов являются реакциями между ионами. Они называются ионными реакциями. В ионных реакциях формулы веществ записывают в виде ионов или в виде молекул. В виде ионов записывают формулы: сильных кислот, сильных оснований, растворимых в воде солей. В виде молекул записывают формулы: воды, слабых кислот, слабых оснований, малорастворимых солей, нерастворимых в воде гидроксидов, газообразные вещества, оксиды металлов и неметаллов.

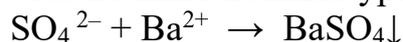
Например, реакция ионного обмена



Это уравнение является молекулярным уравнением, так как формулы всех веществ записаны в виде молекул.



Такое уравнение называется полным ионным уравнением.



Полученное уравнение называется сокращенным ионным уравнением. Оно показывает, что в ходе данной реакции происходит связывание ионов  $\text{SO}_4^{2-}$ , которые находятся в растворе  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , и ионов  $\text{Ba}^{2+}$ , которые находятся в растворе  $\text{BaCl}_2$ , и в результате образуется нерастворимая соль  $\text{BaSO}_4$ .

### Гидролиз солей

Водные растворы солей имеют разные значения pH и показывают различную реакцию среды – кислую, щелочную, нейтральную. Это объясняется тем, что в водных растворах соли подвергаются гидролизу. Слово «гидролиз» означает разложение водой («гидро» - вода, «лизис» - разложение).

Гидролизом соли – это процесс взаимодействия ионов соли с водой, приводящий к образованию слабых электролитов.

Если растворенная в воде соль содержит ионы слабых кислот или слабых оснований, то происходит процесс гидролиза соли – обменной реакции ионов соли с молекулами воды, приводящей к образованию молекул и ионов новых слабых электролитов. Количественными характеристиками гидролиза

являются степень и константа гидролиза. Степень гидролиза выражается отношением числа гидролизованных молекул к общему числу молекул соли в растворе. Степень гидролиза увеличивается с повышением температуры и разбавления.

Смешение растворов солей, гидролизующих по различным ионам (катиону и аниону) приводит взаимному усилению гидролиза за счет связывания ионов водорода и гидроксидов в молекулы воды (взаимный гидролиз). Любую соль можно представить как продукт взаимодействия кислоты с основанием.

В зависимости от силы исходной кислоты и исходного основания, соли можно разделить на четыре типа:

1. соли образованные сильным основанием и сильной кислотой.

Гидролиз не идет, потому что катионы и анионы этих солей не связываются с ионами воды ( $H^+$  и  $OH^-$ ), то есть не образуют с ними слабых электролитов. Среда растворов этих солей нейтральная ( $pH = 7$ ).

2. соли образованные слабым основанием и сильной кислотой.

Гидролиз идет по катиону. Среда растворов этих солей кислая ( $pH < 7$ ).

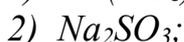
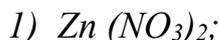
3. соли образованные сильным основанием и слабой кислотой.

Гидролиз идет по аниону. Среда растворов этих солей щелочная ( $pH > 7$ ).

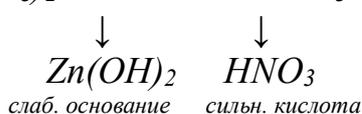
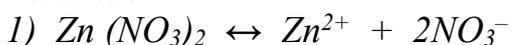
4. соли образованные слабым основанием и слабой кислотой.

Гидролиз идет сразу по катиону и аниону. Среда растворов этих солей нейтральная ( $pH = 7$ ).

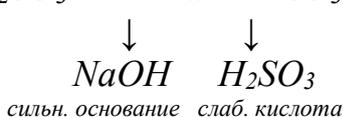
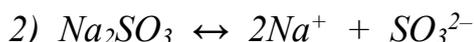
**Пример 1.** Составьте уравнения реакций гидролиза следующих солей:



Решение:

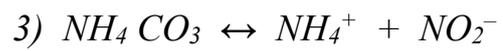


Гидролиз идет по катиону



Гидролиз идет по аниону





*Гидролиз идет по катиону и аниону*



## УПРАЖНЕНИЯ

1. Составьте уравнения электролитической диссоциации следующих электролитов и назовите:

- |                                     |   |                                       |
|-------------------------------------|---|---------------------------------------|
| 1) Ba(OH) <sub>2</sub> ;            | 9) H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> ;                  | 17) HMnO <sub>4</sub> ;               |
| 2) Ni SO <sub>4</sub> ;             | 10) Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> ; | 18) Ca (OH) <sub>2</sub> ;            |
| 3) Al (OH) <sub>3</sub> ;           | 11) Ni (NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ;              | 19) H <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub> ; |
| 4) H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ; | 12) Ca (HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ;             | 20) H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> ;  |
| 5) NaOH;                            | 13) H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ;                  | 21) Sn (OH) <sub>2</sub> ;            |
| 6) HBr;                             | 14) Co (OH) <sub>2</sub> ;                            | 22) HClO <sub>2</sub> ;               |
| 7) Mn (OH) <sub>2</sub> ;           | 15) KCN;  | 23) Na <sub>2</sub> S;                |
| 8) K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> ; | 16) FeOHCl;   | 24) NH <sub>4</sub> OH.               |

2. Напишите полные и сокращенные ионные уравнения следующих реакций:

- 1) Ca (NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> → CaCO<sub>3</sub> + KNO<sub>3</sub>;
- 2) HNO<sub>3</sub> + Ba (OH)<sub>2</sub> → Ba (NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O;
- 3) Ba (NO<sub>2</sub>)<sub>2</sub> + K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → BaSO<sub>4</sub> + KNO<sub>2</sub>;
- 4) K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> + HCl → KCl + H<sub>2</sub>O + CO<sub>2</sub>;
- 5) Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + H<sub>2</sub>O + CO<sub>2</sub>;
- 6) NaOH + Fe (NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → Fe (OH)<sub>2</sub> + NaNO<sub>3</sub>;
- 7) Na<sub>3</sub> PO<sub>4</sub> + MnCl<sub>2</sub> → Mn<sub>3</sub> (PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> + NaCl;
- 8) Pb (NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → PbSO<sub>4</sub> + KNO<sub>3</sub>;
- 9) Na<sub>2</sub> CO<sub>3</sub> + BaCl<sub>2</sub> → BaCO<sub>3</sub> + NaCl;
- 10) Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> + Ba (OH)<sub>2</sub> → BaSiO<sub>3</sub> + NaOH;
- 11) FeCl<sub>3</sub> + CsOH → Fe (OH)<sub>3</sub> + CsCl;
- 12) Fe (OH)<sub>2</sub> + HNO<sub>3</sub> → Fe (NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O.

3. Составьте уравнения реакций гидролиза следующих:

- |   |   |   |
|---|---|---|
| 1) KBr;                                 | 17) Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> ;                 | 33) K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ;                  |
| 2) Na <sub>2</sub> S;                   | 18) (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> ; | 34) NiCl <sub>2</sub> ;                               |
| 3) KNO <sub>3</sub> ;                   | 19) NiSO <sub>4</sub> ;                               | 35) Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> ;                 |
| 4) Cu (NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ; | 20) Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> ; | 36) Ba (NO <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> ;              |
| 5) AgNO <sub>3</sub> ;                  | 21) CaS;  | 37) (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> S;                |
| 6) K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> ;     | 22) Ca (CN) <sub>2</sub> ;                            | 38) MnI <sub>2</sub> ;                                |
| 7) KHCO <sub>3</sub> ;                  | 23) Mn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ;               | 39) Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> ; |
| 8) ZnSO <sub>4</sub> ;                  | 24) CsCl;   | 40) CuSO <sub>4</sub> .                               |
| 9) NaF;                                 | 25) Rb <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> ;                 | 41) Cu (NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ;              |
| 10) MgCl <sub>2</sub> ;                 | 26) CoI <sub>2</sub> ;                                | 42) Na <sub>3</sub> PO <sub>3</sub> ;                 |
| 11) Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> ;   | 27) BaBr <sub>2</sub> ;                               | 43) Cr <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> ; |
| 12) FeCl <sub>3</sub> ;                 | 28) Fe (NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> ;              | 44) CH <sub>3</sub> COONa;                            |
| 13) BaCl <sub>2</sub> ;                 | 29) AlBr <sub>3</sub> ;                               | 45) BaS;  |
| 14) CuCl <sub>2</sub> ;                 | 30) Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ;                 | 46) CuNO <sub>3</sub> ;                               |
| 15) KI;                                 | 31) Ag NO <sub>3</sub> ;                              | 47) NaCN;   |
| 16) CoCl <sub>2</sub> ;                 | 32) NiOH NO <sub>3</sub> ;                            | 48) CaCl <sub>2</sub> .                               |

## ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

### Цель работы:

С помощью универсальной индикаторной бумаги определить рН среды водных растворов солей.

### Реактивы:

- 15) гидроксид аммония –  $\text{NH}_4\text{OH}$ ;
- 16) гидроксид натрия –  $\text{NaOH}$ ;
- 17) дистиллированная вода;
- 18) карбонат аммония –  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ;
- 19) нитрат натрия –  $\text{NaNO}_3$ ;
- 20) нитрат цинка –  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ;
- 21) соляная кислота –  $\text{HCl}$ ;
- 22) сульфит натрия –  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ;
- 23) уксусная кислота –  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

### Оборудование:

- штатив с пробирками
- предметные стекла
- универсальная индикаторная бумага
- фильтровальная бумага
- пипетки или дозаторы

### **Опыт 1. Определение рН в кислых, щелочных и нейтральных средах**

Ход опыта	Наблюдения и выводы	Уравнения реакций
<p>На предметное стекло положите кусочки универсальной индикаторной бумаги и нанесите на них по капле дистиллированной воды, растворов гидроксида натрия, гидроксида аммония, соляной кислоты, уксусной кислоты. С помощью цветной шкалы определяем рН среду в каждой из проб</p>		

### **Контрольные вопросы:**

1. Какие из предложенных веществ имеют нейтральную, кислую и щелочную среды?

2. Отметьте цвета универсальной индикаторной бумаги в различных средах.

### Опыт 2. Определение реакции среды при гидролизе солей

Ход опыта	Наблюдения и выводы	Уравнения реакций
В отдельные пробирки насыпьте по несколько кристалликов следующих солей: нитрата натрия, сульфита натрия, нитрата цинка, нитрита аммония. Растворите соли в 1-2 мл дистиллированной воды. На предметное стекло положите кусочки универсальной индикаторной бумаги и определите pH растворов солей.		$\text{NaNO}_3 \leftrightarrow$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 \leftrightarrow$ $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \leftrightarrow$ $\text{NH}_4\text{NO}_2 \leftrightarrow$

#### Контрольные вопросы:

1. Какие реакции среды образуются при гидролизе этих солей?
2. Отметьте цвета универсальной индикаторной бумаги.
3. Напишите реакции гидролиза солей в ионном виде.

<b>РАЗДЕЛ I. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ</b>	
<b>1.7.</b>	<b>ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ</b>

### Теоретическая часть

К окислительно-восстановительным реакциям относятся реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

Степень окисления – это условный заряд атома в химическом соединении.

Степень окисления элементов принимают значения от  $-4$  до  $+8$ , которые находят по следующим правилам:

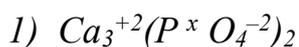
- 1) степень окисления элемента в простых веществах равна нулю ( $O_2^0$ ,  $K^0$ )
- 2) водород в большинстве соединений находится в степени окисления, равной  $+1$ , за исключением соединений со щелочными и щелочноземельными металлами, где он проявляет степень окисления равную  $-1$  (например,  $Ba^{2+}H_2^-$ ).
- 3) кислород в основном проявляет степень окисления, равную  $-2$ , за исключением пероксидов, где он проявляет степень окисления, равную  $-1$  (например,  $H_2^+O_2^-$ ) и соединений с фтором, в которых кислород проявляет положительную степень окисления, равную  $+2$  (например,  $O^{2+}F_2^-$ ).
- 4) фтор во всех соединениях проявляет степень окисления, равную  $-1$ .
- 5) элементы I группы главной подгруппы (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) в соединениях всегда проявляют степень окисления, равную  $+1$ .
- 6) элементы II группы (Be, Mg, Ca, Zn, Sr, Cd, Ba, Hg, Ra) в соединениях проявляют всегда степень окисления, равную  $+2$ .
- 7) бор и алюминий в соединениях проявляют степень окисления  $+3$ .
- 8) степень окисления других элементов могут иметь переменные значения и рассчитываются, исходя из того, что сумма степеней окисления элементов в молекуле равна 0, а в ионе – его заряду.

---

**Пример 1.** *Рассчитайте степень окисления фосфора в ортофосфате кальция ( $Ca_3(PO_4)_2$ ) и в фосфористой кислоте ( $H_3PO_3$ )*

*Решение:*

*Обозначим искомую степень окисления фосфора через  $x$ . Учитывая число атомов каждого элемента и значения степеней их окисления, составим уравнение:*



$$3 \cdot (+2) + 2x + 8 \cdot (-2) = 0,$$

$$6 + 2x - 16 = 0, \text{ откуда } x = +5.$$

*Степень окисления фосфора в ортофосфате кальция, равна +5.*



$$3 \cdot (+1) + x + 3 \cdot (-2) = 0,$$

$$3 + x - 6 = 0, \text{ откуда } x = +3.$$

*Степень окисления фосфора в фосфористой кислоте, равна +3.*

В ходе любой окислительно-восстановительной реакции одновременно протекают два процесса – окисление и восстановление.

Окисление – это процесс, отдачи электронов, при котором степень окисления атома возрастает, а восстановлением – это процесс, присоединения электронов, в результате которого степень окисления атомов уменьшается.

Частицы, которые в ходе реакции отдают электроны, называются восстановителями. Частицы, которые в ходе реакции присоединяют электроны, называются окислителями. Таким образом, в ходе окислительно-восстановительной реакции восстановитель, отдавая электроны, окисляется, а окислитель, принимая электроны, восстанавливается. При этом число электронов, отданных восстановителем, всегда равно числу электронов, принятых окислителем.

Окислительно-восстановительные свойства веществ можно определить, исходя из значений степеней окисления элементов, входящих в их состав:

1) если в состав вещества входят атомы элементов в минимальной степени окисления, то вещество может проявлять только восстановительные свойства.

Например, свойства аммиака ( $\text{NH}_3$ ) определяются степенью окисления азота (для водорода в основном степень окисления +1). Азот в аммиаке имеет низшую степень окисления –3, поэтому аммиак может быть только восстановителем.

2) если в состав вещества входят атомы элемента в максимальной степени окисления, то вещество может проявлять только окислительные свойства.

Например, свойства перманганата калия ( $\text{KMnO}_4$ ) определяются степенью окисления марганца (калий и кислород – элементы с постоянной степенью окисления). Марганец в перманганате калия имеет высшую степень окисления +7, поэтому перманганат калия может быть только окислителем.

3) если в состав вещества входят атомы элемента в промежуточной степени окисления, то вещество может проявлять окислительно-восстановительные свойства.

Например, свойства сульфита натрия ( $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ) определяются степенью окисления серы, которая имеет промежуточную степень окисления +4. Поэтому сульфит натрия проявляет и восстановительные, и окислительные свойства.

**Составления уравнений окислительно-восстановительных реакций**

Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций используют метод электронного баланса и метод полуреакций (ионно-электронный метод).

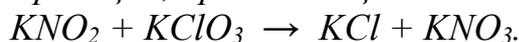
Метод электронного баланса основан на сравнении степеней окисления атомов в исходных и конечных веществах. Им рекомендуется пользоваться в тех случаях, когда реакции протекают не в растворах (разложение, горение).

Для составления уравнения окислительно-восстановительной реакции методом электронного баланса используют следующие правила:

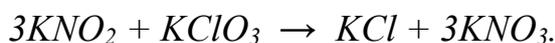
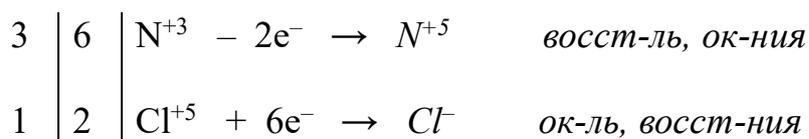
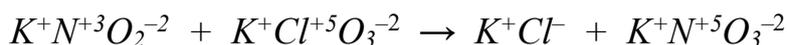
- 1) определяют степени окисления всех элементов в молекулах исходных веществ и продуктов реакции;
- 2) выделяют элементы, которые изменяют степени окисления в ходе реакции;
- 3) составляют уравнения процессов восстановления и окисления;
- 4) находят множители для уравнений процессов восстановления и окисления, при умножении на которые числа отданных и присоединенных электронов будут равны;
- 5) найденные множители записывают как коэффициенты перед формулами веществ, которые содержат элементы, участвующие в процессах восстановления и окисления;
- 6) уравнивают число атомов элементов, которые не изменяют степени окисления.

---

**Пример 2.** Методом электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении реакции, протекающей по схеме:



Решение:



---

Метод полуреакций основан на составлении ионных уравнений для процессов окисления и восстановления с учетом среды, в которой происходит реакция. Для составления уравнения окислительно-восстановительной реакции методом полуреакций используют следующие правила:

- 1) определяют степени окисления всех элементов в молекулах исходных веществ и продуктов реакции;
- 2) определяют реакцию среды;
- 3) выделяют вещества, в составе которых элементы изменяют степени окисления в ходе реакции;

4) составляют уравнения процессов восстановления и окисления, для этого используют продукты диссоциации веществ;

5) уравнивают количество атомов кислорода в левой и правой части, в зависимости от среды;

Атом кислорода	рН среда			
	рН < 7	рН > 7	рН = 7	
			в левой части	в правой части
Добавление	H <sub>2</sub> O	ОН <sup>-</sup>	H <sub>2</sub> O	ОН <sup>-</sup>
Уравнивание	H <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> O	H <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> O

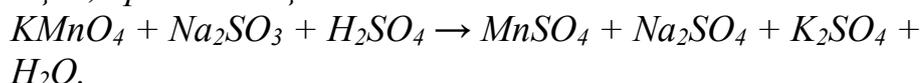
6) находят множители для уравнений процессов восстановления и окисления, при умножении на которые числа отданных и присоединенных электронов будут равны;

7) найденные множители записывают как коэффициенты перед полученными ионами и молекулами;

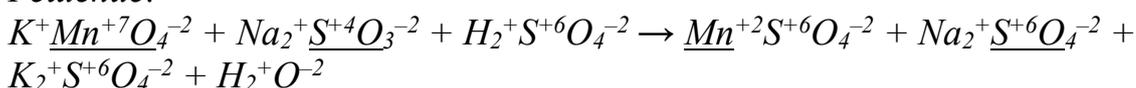
8) сокращают одинаковые молекулы и ионы в левой и правой части;

9) расставить полученные коэффициенты в уравнении реакции.

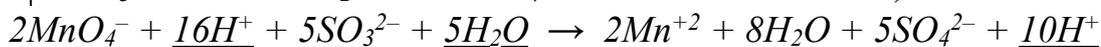
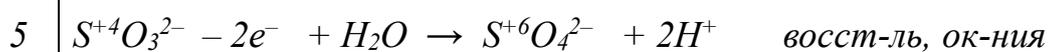
**Пример 3.** Методом полуреакций расставьте коэффициенты в уравнении реакции, протекающей по схеме:



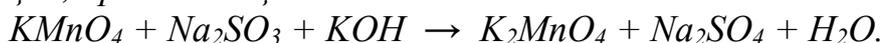
Решение:



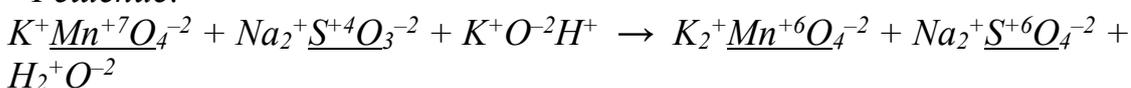
рН < 7



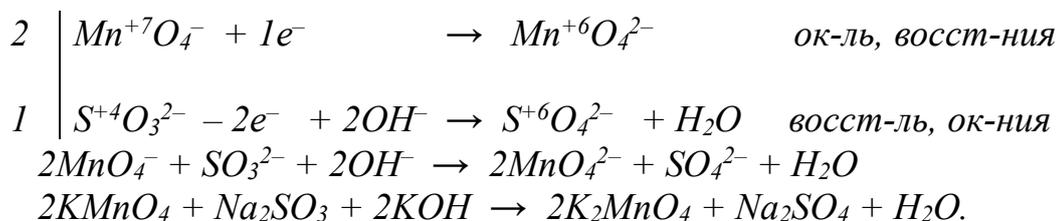
**Пример 4.** Методом полуреакций расставьте коэффициенты в уравнении реакции, протекающей по схеме:



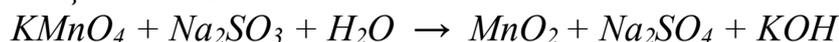
Решение:



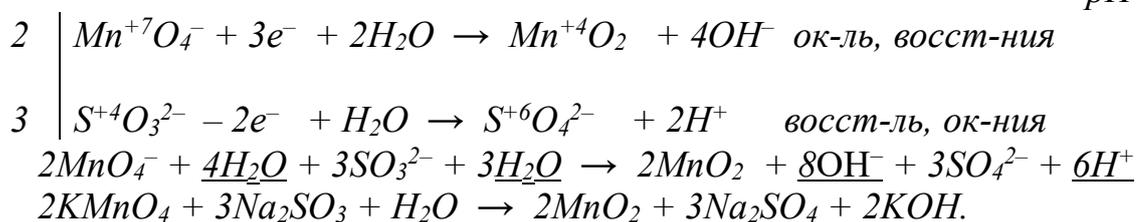
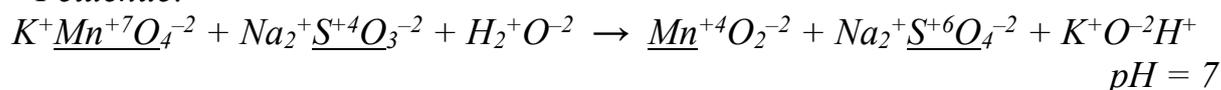
рН > 7



**Пример 5.** Методом полуреакций расставьте коэффициенты в уравнении реакции, протекающей по схеме:



*Решение:*



## УПРАЖНЕНИЯ

1. Определите степени окисления:

- 1) серы в:  $\text{SO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{SO}_3$ .
- 2) хрома в:  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ .
- 3) фосфора в:  $\text{PH}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{AlPO}_2$ .
- 4) марганца в:  $\text{MnO}$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{MnCl}_2$ ,  $\text{H}_2\text{MnO}_4$ .
- 5) хлора в:  $\text{HClO}$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ .
- 6) азота в:  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .

2. Закончите уравнения следующих процессов:

- |                                   |                                       |
|-----------------------------------|---------------------------------------|
| 1) $\text{Al}^0 - 3\bar{e} =$     | 11) $\text{Na}^+ = \text{Na}^0$       |
| 2) $\text{S}^{6+} + 8\bar{e} =$   | 12) $\text{S}^{6+} = \text{S}^{2-}$   |
| 3) $\text{N}^{3-} - 5\bar{e} =$   | 13) $\text{I}^- = \text{I}_2^0$       |
| 4) $\text{Fe}^{3+} + 1\bar{e} =$  | 14) $\text{Mn}^{7+} = \text{Mn}^{6+}$ |
| 5) $\text{Br}_2^0 + 2\bar{e} =$   | 15) $\text{S}^{4+} = \text{S}^0$      |
| 6) $\text{Mn}^{2+} - 5\bar{e} =$  | 16) $\text{Fe}^{3+} = \text{Fe}^{2+}$ |
| 7) $\text{S}^0 - 6\bar{e} =$      | 17) $\text{V}^{2+} = \text{V}^{5+}$   |
| 8) $\text{N}^{5+} + 3\bar{e} =$   | 18) $\text{Cl}^- = \text{Cl}^{5+}$    |
| 9) $\text{Cr}^{3+} - 3\bar{e} =$  | 19) $\text{Sn}^0 = \text{Sn}^{4+}$    |
| 10) $\text{Cl}^{7+} + 8\bar{e} =$ | 20) $\text{P}^{3+} = \text{P}^{5+}$   |

Какие из этих процессов являются процессами восстановления, а какие – окисления?

3. Какие из указанных ниже веществ и за счет, каких элементов могут проявлять только окислительные свойства; только восстановительные; как окислительные, так и восстановительные свойства:

- |                    |                             |                                       |
|--------------------|-----------------------------|---------------------------------------|
| 1) $\text{KMnO}_4$ | 6) $\text{H}_2\text{S}$     | 11) $\text{Zn}$                       |
| 2) $\text{KI}$     | 7) $\text{HNO}_3$           | 12) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ |
| 3) $\text{MnO}_2$  | 8) $\text{K}_2\text{SO}_3$  | 13) $\text{HCl}$                      |
| 4) $\text{HN}_3$   | 9) $\text{K}_2\text{CrO}_4$ | 14) $\text{Fe}$                       |
| 5) $\text{KNO}_2$  | 10) $\text{HClO}$           | 15) $\text{HClO}_4$                   |

4. Подберите коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса:

- $\text{P} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PH}_3 + \text{KH}_2\text{PO}_2$ ;
- $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$ ;
- $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_4$ ;
- $\text{Cu}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{SO}_2$ ;
- $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ ;
- $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ ;
- $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ ;
- $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$ ;
- $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$ ;
- $\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$ .
- $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ ;
- $\text{C} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- $\text{P} + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 + \text{KCl}$ ;
- $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ ;
- $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{NO}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{HMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{C} + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3 + \text{P} + \text{CO}$ ;
- $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ ;
- $\text{HCl} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ ;
- $\text{MnO}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{MnO} + \text{H}_2\text{O}$ ;
- $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$ .

5. Подберите коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:

- 1)  $\text{KI} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{J}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 2)  $\text{MnSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$
- 3)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 4)  $\text{KJ} + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{J}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{N}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 5)  $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 6)  $\text{K}_3\text{AsO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{AsO}_3 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 7)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 8)  $\text{KMnO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
- 9)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 10)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 11)  $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{I}_2 + \text{KOH}$
- 12)  $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{KOH}$
- 13)  $\text{KMnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 14)  $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 15)  $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$
- 16)  $\text{NaNO}_2 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO} + \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 17)  $\text{KMnO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
- 18)  $\text{KCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$
- 19)  $\text{Zn} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 20)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
- 21)  $\text{HMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- 22)  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- 23)  $\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{SnCl}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 24)  $\text{Br}_2 + \text{SnSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6] + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{NaBr}$
- 25)  $\text{Br}_2 + \text{SnSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SnO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$
- 26)  $\text{KMnO}_4 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{SnCl}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 27)  $\text{SnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SnO}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

- 28)  $\text{SnCl}_2 + \text{NaBiO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{Bi} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$   
 29)  $\text{Sb} + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KSbO}_3 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$   
 30)  $\text{NaClO} + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl} + \text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 31)  $\text{NaClO}_3 + \text{MnO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ .

6. Закончите окислительно-восстановительные реакции и подберите коэффициенты методом полуреакций:

- 1)  $\text{KI} + \text{KBrO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{I}_2^0 + \text{Br}^- + \dots + \dots;$   
 2)  $\text{NaNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{Cr}(\text{OH})_3 + \dots;$   
 3)  $\text{AgNO}_3 + \text{PN}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ag}^0 + \text{PO}_4^{3-} + \dots;$   
 4)  $\text{Zn} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{MnO}_2 + \dots;$   
 5)  $\text{P} + \text{KIO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{PO}_4^{3-} + \text{I}^- + \dots;$   
 6)  $\text{Na}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{S}^0 + \text{MnO}_2 + \dots + \dots;$   
 7)  $\text{PbO}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Pb}^{2+} + \text{MnO}_4^- + \dots;$   
 8)  $\text{NaNO}_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{CrO}_2^- + \dots;$   
 9)  $\text{NaI} + \text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2^0 + \dots + \dots;$   
 10)  $\text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{S}^0 + \dots;$   
 11)  $\text{NaNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{Cr}^{3+} + \dots + \dots;$   
 12)  $\text{Zn} + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{ZnO}_2^{2-} + \text{MnO}_4^{2-} + \dots;$   
 13)  $\text{PH}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PO}_4^{3-} + \text{Cr}(\text{OH})_3;$   
 14)  $\text{NaClO} + \text{KCrO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{CrO}_4^{2-} + \dots$

## ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цель работы:

Исследования окислительно-восстановительных свойств, различных соединений, а также влияние среды раствора на состав продуктов взаимодействия.

Реактивы:

- 1) гидроксид натрия – NaOH;
- 2) дистиллированная вода;
- 3) иодид калия – KI;
- 4) перманганат калия – KMnO<sub>4</sub>;
- 5) раствор крахмала – (C<sub>6</sub>H<sub>10</sub>O<sub>5</sub>)<sub>n</sub>;
- 6) серная кислота – H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>;
- 7) сульфат калия – K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>;
- 8) сульфит натрия – Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>;
- 9) хлорид железа (II) – FeCl<sub>2</sub>;
- 10) хлорид железа (III) – FeCl<sub>3</sub>;
- 11) хлорид марганца – MnCl<sub>2</sub>.

Оборудование:

- штатив с пробирками
- пипетки или дозаторы
- стеклянная палочка
- фильтровальная бумага.

**Опыт 1. Проба на окислитель**

Ход опыта	Наблюдения и выводы	Уравнения реакций
<p>Возьмите четыре пробирки, в каждую пробирку поместите по 5 капель раствора иодида калия. Прилейте по 10 капель:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– в первую перманганата калия,</li> <li>– во вторую хлорида железа (III),</li> <li>– в третью хлорида железа (II),</li> <li>– в четвертую хлорида марганца (II).</li> </ul> <p>Все пробирки встряхните. Затем во все четыре пробирки добавьте по 2 капли раствора крахмала.</p>		$\text{KMnO}_4 + \text{KI} \rightarrow$ $\text{FeCl}_3 + \text{KI} \rightarrow$ $\text{FeCl}_2 + \text{KI} \rightarrow$ $\text{MnCl}_2 + \text{KI} \rightarrow$

**Контрольные вопросы:**

1. Какие из исследуемых веществ, способны проявлять окислительные свойства при взаимодействии с иодидом калия.

2. Подберите коэффициенты возможных окислительно-восстановительных реакций, методом электронно-ионного баланса.

### Опыт 2. Проба на восстановитель

Ход опыта	Наблюдения и выводы	Уравнения реакций
<p>Возьмите три пробирки, в каждую пробирку поместите по 5 капель раствора перманганата калия и 2 капли раствора серной кислоты.</p> <p>Затем прилейте по 10 капель:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- в первую сульфата калия,</li> <li>- во вторую хлорида железа (III),</li> <li>- в третью хлорида железа (II),</li> </ul> <p>Все пробирки встряхните.</p>		$\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{FeCl}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{FeCl}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

### Контрольные вопросы:

1. Отметьте среди исследуемых веществ, способные проявлять свойства восстановителя при взаимодействии с перманганатом калия
2. Подберите коэффициенты в реакциях методом электронно-ионного баланса.

### Опыт 3. Влияние среды на степень окисления перманганата калия

Ход опыта	Наблюдения и выводы	Уравнения реакций
<p>Налейте в три пробирки, по 10 капель раствора перманганата калия. Добавьте по 5 капель:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- в первую серной кислоты,</li> <li>- во вторую гидроксида натрия,</li> <li>- в третью воды.</li> </ul> <p>Затем во все пробирки прилейте по несколько кристаллов сульфита натрия. Все пробирки встряхните.</p>		$\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

### Контрольные вопросы:

1. Укажите, как рН среда раствора влияет на степень окисления перманганата калия
2. Подберите коэффициенты в реакциях методом полуреакций.

## РАЗДЕЛ II.

### ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

#### 2.1. ГАЛОГЕНЫ

#### Теоретическая часть

К подгруппе галогенов относятся фтор, хлор, бром, йод и астат. Первые четыре элемента встречаются в природе, последний получен искусственно и поэтому изучен значительно меньше остальных галогенов. Слово галоген означает солеобразующий. Это название элементы подгруппы получили благодаря легкости, с которой они реагируют со многими металлами, образуя соли. Все галогены имеют структуру внешней электронной оболочки  $s^2 p^5$ . Поэтому они легко принимают электрон, образуя устойчивую благородногазовую электронную оболочку. Наименьший радиус атома в подгруппе - у фтора, у остальных он увеличивается в ряду  $F < Cl < Br < I < At$  и составляет соответственно 133, 181, 196, 220 и 270 пм. В таком же порядке уменьшается сродство атомов элементов к электрону.

Галогены - очень активные элементы. Они могут отнимать, электроны не только у атомов, которые их легко отдают, но и у ионов и даже вытеснять другие галогены, менее активные, из их соединений. Например, фтор вытесняет хлор из хлоридов, хлор-бром из бромидов, а бром-йод из йодидов. Но йод вытесняет бром и хлор из кислородсодержащих кислот и их солей, в которых галогены заряжены положительно. Из всех галогенов только фтор, находящийся во II периоде, не имеет незаполненного d-уровня. По этой причине он не может иметь больше одного неспаренного электрона и проявляет валентность только  $-1$ . В атомах других галогенов d-уровень не заполнен, что дает им возможность иметь различное количество неспаренных электронов и проявлять валентность  $-1, +1, +3, +5$  и  $+7$ , наблюдающуюся в кислородных соединениях хлора, брома и йода. При обычных условиях  $F_2$  и  $Cl_2$  - газы,  $Br_2$  - жидкость,  $I_2$  и  $At_2$  - твердые вещества. С увеличением атомной массы окраска галогенов становится более интенсивной - от бледно-желтой у фтора до темнокрасной у брома и темно-фиолетовой у йода. В твердом состоянии галогены образуют молекулярные кристаллы. Жидкие галогены -

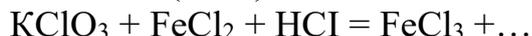
диэлектрики. Все галогены, кроме фтора, растворимы в воде; йод растворим хуже, чем хлор и бром;  $F_2$  окисляет воду до  $O_2$ ,  $O_3$  и фторидов кислорода. В водных растворах  $Cl_2$  и  $Br_2$  образуют гидраты.  $Br_2$  и  $I_2$  хорошо растворимы в  $CHCl_3$ ,  $CS_2$ , этаноле и других органических растворителях. С металлами и неметаллами галогены образуют галогениды, друг с другом – межгалогенные соединения. С кислородом  $Cl_2$ ,  $Br_2$  и  $I_2$  дают оксиды, полученные косвенным путем,  $F_2$ -фториды кислорода. Все галогены (кроме фтора) образуют неустойчивые кислородсодержащие кислоты  $HXO$ ,  $HXO_2$ ,  $HXO_3$  и  $HXO_4$ ; их кислотные свойства в указанном ряду усиливаются, а окислительная активность убывает.

### УПРАЖНЕНИЯ

1. Написать уравнения реакций взаимодействия галогенов с водой и растворами щелочей (холодными и горячими).
2. Как идет разложение хлорноватистой кислоты под действием света, при нагревании, в присутствии водоотнимающего вещества?
3. Какие реакции используются обычно для получения хлоратов и перхлоратов?
4. Действием каких галогенов можно выделить свободный бром из растворов:  
а) бромида калия; б) бромата калия? Обосновать данными о стандартных электродных потенциалах и проиллюстрировать реакциями.
5. Как изменяются сила кислот и окислительные свойства в рядах:  $HClO - HClO_2 - HClO_3 - HClO_4$  и  $HClO - HBrO - HIO$ ? Почему?
6. Что такое хлорная известь, жавелевая вода? Проиллюстрировать реакциями их свойства.
7. Сравнить гидролизруемость солей в рядах:  
а)  $KClO - KClO_2 - KClO_3 - KClO_4$ ;  
б)  $KClO - KBrO - KIO$ .
8. Обосновать невозможность получения оксидов галогенов их прямым взаимодействием с кислородом.
9. Сколько миллилитров 30 %-ного раствора соляной кислоты нужно для получения из нее действием  $MnO_2$  11,2 л  $Cl_2$  (при н.у.).
10. К раствору  $NaCl$  был прилит избыток раствор  $AgNO_3$ . В результате реакции выпал осадок массой 10 г. Сколько граммов  $NaCl$  было в растворе?

11. Сколько литров  $\text{Cl}_2$  (при н.у.) образуется при взаимодействии 100 мл 36 %-ной (пл. 1,18) соляной кислоты с 50 г  $\text{KMnO}_4$ ?

12. Закончить уравнения и подобрать коэффициенты:



13. Сколько граммов  $\text{KClO}_3$  можно получить при пропускании хлора через 150 мл 40%-ного раствора  $\text{KOH}$ ?

## РАЗДЕЛ II.

### ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

#### 2.2. ХАЛЬКОГЕНЫ

#### Теоретическая часть

Группа VIA составляют O, S, Se, Te и Po. На внешнем энергетическом уровне атомов этих элементов находится шесть электронов  $s^2p^4$ . Из них непарных только два p-электрона, что и объясняет их окислительное число  $-2$  в нормальном состоянии. Все элементы этой подгруппы являются неметаллами. Соединения серы, селена и теллура с кислородом образованы ковалентными связями. Кислород и сера образуют соединения, в которых атомы кислорода или серы связаны между собой, это пероксиды  $-\text{O}-\text{O}-$  с окислительным числом кислорода  $-1$ , надпероксиды  $\text{O}_2$  – с окислительным числом кислорода  $-1/2$ , озониды  $\text{O}_3$  – с окислительным числом  $-1/3$ . С кислородом сера, селен и теллур образуют два ряда соединений типа  $\text{ЭO}_2$  с окислительным числом  $+4$  и  $\text{ЭO}_3$  с окислительным числом  $+6$ .  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SeO}_2$ ,  $\text{TeO}_2$  проявляют кислотные свойства. Соответствующие им кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и  $\text{H}_2\text{SeO}_3$  непрочны, кислота же  $\text{H}_2\text{TeO}_3$  не выделена и известна только в виде своих солей. Кроме  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , сера образует несколько кислот, из которых неустойчивая тиосерная  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$  и сильные окислители – двусерную  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$  и пероксодвухсерную (надсерную)  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ . Характерные степени окисления серы  $-2$  ( $\text{H}_2\text{S}$  и сульфиды, тиосульфат натрия в этом соединении один атом серы имеет степень окисления  $-2$ , а другой  $+6$ );  $+4$  ( $\text{SO}_2$ , соли  $\text{H}_2\text{SO}_3$  –

сульфиты, особенно  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ); +6 (серная кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и сульфаты, двусерная кислота, пероксодвусерная, пероксодисульфаты).

## УПРАЖНЕНИЯ

1. Назовите аллотропные модификации серы. Чем отличается аллотропия серы?
2. Чем объясняются диэлектрические свойства серы?
3. Назовите важнейшие области применения серы.
4. Какие соединения называются тиосоединениями?
5. Дайте характеристику сульфидов элементов.
6. Дайте характеристику свойств тиосерной, двусерной и пероксодвусерной (надсерной) кислот.
7. При действии на 0,1 М раствор тиосульфата натрия ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ) избытком серной кислоты было получено 4,8 г серы. Какой объем раствора тиосульфата натрия был взят для реакции?
8. Допишите уравнения реакций, протекающих между концентрированной серной кислотой и следующими веществами:  
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe} =$   
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg} =$   
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ag} =$   
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{P} =$   
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HI} =$
9. Какую массу серы надо сжечь и окислить продукт до оксида серы (VI), чтобы растворив весь полученный оксид в 400 мл 20 %-ного раствора серной кислоты (пл. 1,14), получить 60 %-ный раствор?

## РАЗДЕЛ II.

## ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

### 2.1. ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ V ГРУППЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ

#### Теоретическая часть

Азот и фосфор являются элементами VA группы периодической системы. На внешнем энергетическом уровне атомов этих элементов находится пять электронов –  $s^2p^3$ , из них три неспаренных p-электрона. Поэтому в нормальном состоянии они проявляют валентность, равную трем. Атомы азота при переходе в возбужденное состояние могут увеличивать число неспаренных электронов до четырех. В этом случае за счет потери одного электрона образуется электронная конфигурация –  $s^1p^3$ . При возбуждении атомов фосфора увеличение числа неспаренных электронов происходит за счет использования d-подуровня с образованием электронной конфигурации  $s^1p^3d^1$ , поэтому фосфор, в отличие от азота, может проявлять валентность, равную пяти.

Характерные степени окисления азота: –3 (аммиак  $\text{NH}_3$  и соли аммония, амид натрия  $\text{NaNH}_2$ ); –2 (гидразин  $\text{N}_2\text{H}_4$ , гидразин-гидрат); +1 (оксид азота (I)); +2 (оксид азота (II)); +3 (соли азотистой кислоты, особенно  $\text{NaNO}_2$ ); +4 (оксид азота (IV) диоксид); +5 (азотная кислота и ее соли, особенно  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ).

Характерные степени окисления фосфора: –3 (фосфин  $\text{PH}_3$ ), +1 (гипофосфит натрия  $\text{NaH}_2\text{PO}_2$ ); +3 (трихлорид фосфора  $\text{PCl}_3$ , фосфористая кислота); +5 (оксид фосфора (V) или фосфорный ангидрид, фосфорная кислота и ее соли, особенно  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{CaHPO}_4$ , соли пиродифосфорных кислот – полифосфаты, пентахлорид фосфора, оксохлорид фосфора или хлороокись фосфора).

Размеры атомов азота и фосфора меньше, а энергия ионизации этих элементов больше, чем углерода и кремния. В связи с этим азот и фосфор не теряет электроны при химических реакциях и не превращается в элементарные катионы. Таким образом, азот и фосфор являются неметаллами, причем неметаллические свойства у них выражены сильнее, чем у углерода и кремния. С водородом азот и фосфор образуют летучие соединения с общей формулой  $\text{ЭН}_3$ :  $\text{NH}_3$  – аммиак,  $\text{PH}_3$  – фосфин.

Азот и фосфор образуют с металлами химические соединения, в которых они играют роль электроотрицательных элементов. Эти соединения получили названия нитридов и фосфидов. По типу химической связи между металлами

и азотом или фосфором нитриды и фосфи́ды могут быть разделены на три группы: а) солеподобные или ионные; б) ковалентные; в) металлоподобные.

К ионным нитридам и фосфи́дам относятся соединения азота или фосфора с металлами IB и IIB групп периодической системы, например: нитриды –  $\text{Li}_3\text{N}$ ,  $\text{Na}_3\text{N}$ ,  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ ,  $\text{Cu}_3\text{N}$ ,  $\text{Zn}_3\text{N}_2$ ; фосфи́ды –  $\text{Li}_3\text{P}$ ,  $\text{Cu}_3\text{P}$ ,  $\text{Mg}_3\text{P}_2$ ,  $\text{Zn}_3\text{P}_2$ ,  $\text{Cd}_3\text{P}_2$ . К ковалентным нитридам и фосфи́дам относятся соединения азота или фосфора с элементами IIIA и IVA групп периодической системы, например: нитриды –  $\text{BN}$ ,  $\text{AlN}$ ,  $\text{Si}_3\text{N}_4$ ; фосфи́ды –  $\text{BP}$ ,  $\text{AlP}$ ,  $\text{GaP}$ ,  $\text{ZnP}$ . К металлоподобным нитридам и фосфи́дам относятся соединения азота и фосфора с металлами. IIIB – VIIIB групп периодической системы, лантаноидами, актиноидами, то есть с металлами, атомы которых имеют недостроенные внутренние d- и f-подуровни, например: нитриды –  $\text{TiN}$ ,  $\text{Cr}_2\text{N}$ ,  $\text{CrN}$ ,  $\text{Mn}_3\text{N}_2$ ,  $\text{ZnN}$ ; фосфи́ды –  $\text{Ti}_3\text{P}$ ,  $\text{TiP}$ ,  $\text{Cr}_3\text{P}$ ,  $\text{CrP}$ . Металлоподобные нитриды и фосфи́ды тугоплавки, обладают высокой твердостью, жаростойкостью, химической стойкостью и металлической электропроводностью.

С кислородом азот образует ряд оксидов:  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_4$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ . Все оксиды азота химически активны. Из них оксид азота (II) обладает ярко выраженными восстановительными свойствами. Все же остальные оксиды азота проявляют преимущественно свойства окислителей.

Фосфор образует с кислородом несколько оксидов, но наиболее важное значение имеют два –  $\text{P}_2\text{O}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ .

Высшие оксиды азота, начиная с  $\text{N}_2\text{O}_3$ , являются кислотными и, соединяясь с водой, образуют кислоты –  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ .

Оксиды фосфора  $\text{P}_2\text{O}_3$  и  $\text{P}_2\text{O}_5$  также проявляют кислотные свойства. Они соединяются с водой и образуют кислоты  $\text{H}_3\text{PO}_3$  (фосфористая кислота),  $\text{HPO}_3$  (фосфорная мета́кислота),  $\text{H}_3\text{PO}_4$  (фосфорная орто́кислота) и  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$  (пирофосфорная кислота).

## УПРАЖНЕНИЯ

1. Чем объясняется небольшая химическая активность азота в свободном состоянии?
2. Укажите сходные и отличительные черты в химии азота и фосфора.
3. Что такое нитриды? Какие типы нитридов вам известны? Каково значение нитридов в технике?
4. Дайте характеристику азотной, фосфорной, азотистой кислот по силе и окислительно-восстановительной способности.
5. Составьте формулы соединений фосфора с алюминием, с серой.

6. Какие вещества можно использовать для осушки газообразного аммиака: фосфорный ангидрид, концентрированную серную кислоту, каустическую соду, твердый КОН? Ответ мотивируйте.
7. Составьте уравнения реакций термического разложения нитрата, нитрита, фосфата, хлорида и дихромата аммония. Как доказать, что перечисленные соли являются солями аммония?
8. Изобразите структуру оксидов азота и напишите уравнения реакций их взаимодействия с водой и раствором щелочи.
9. Относятся ли реакции взаимодействия диоксида азота с водой и с раствором щелочи к окислительно-восстановительным? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
10. Составьте уравнения реакций, в которых азотистая кислота является:
- восстановителем;
  - окислителем.
11. Дописать уравнения реакций, составить электронно-ионные уравнения:
- $$\text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HNO}_3 = \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \dots + \dots$$
- $$\text{NO} + \text{NO}_2 + \text{NaOH} =$$
- $$\text{Al} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_3\text{AlO}_3 + \text{NH}_3 + \dots$$
12. Сколько миллилитров 96%-ного раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (1,84 г/мл) потребуется для взаимодействия с 10 г  $\text{NaNO}_3$  при несильном нагревании? Сколько граммов азотной кислоты при этом получится, если 4 % ее разлагается во время реакции?
13. Осуществить превращение:
- $$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2.$$
14. Написать уравнения гидролиза бромид фосфора (V), йодида фосфора (III).
15. Сколько граммов нитрита натрия потребуется для восстановления в кислой среде перманганата калия, содержащегося в 250 мл 0,1 м раствора?

## РАЗДЕЛ II.

### ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

#### 2.4. ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ IV ГРУППЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ

##### Теоретическая часть

Углерод и кремний – элементы IVA группы периодической системы. На внешнем энергетическом уровне у них находится по четыре электрона ( $s^2p^2$ ), из которых только 2р-электроны непарные. При возбуждении один из s-электронов перемещается на р-подуровень и электронная конфигурация наружного энергетического уровня становится  $s^1p^3$ . В этом состоянии все электроны непарные. Поэтому углерод и кремний образуют соединения, в которых им свойственны степени окисления как +4, так и –4. Сродство к электрону у этих элементов небольшое. Поэтому у углерода и кремния слабо выражены как способность к потере, так и к присоединению электронов. Многочисленные соединения углерода и кремния образованы при помощи ковалентных связей. Таким образом, углерод и кремний являются неметаллами. В обычных условиях углерод и кремний весьма инертны, но при высоких температурах они становятся химически активными по отношению ко многим металлам и неметаллам. Углерод непосредственно соединяется со многими металлами, образуя карбиды. Кремний также дает соединения с металлами – силиды, из которых солеподобны только силиды щелочных и щелочноземельных металлов. В соединениях с кислородом углерод и кремний образуют соединения, в которых их окислительное число +2 и +4: CO, SiO, CO<sub>2</sub>, SiO<sub>2</sub>. Более устойчивы из них CO<sub>2</sub> и SiO<sub>2</sub>. Оксиды CO и SiO относятся к несолеобразующим, CO<sub>2</sub> и SiO<sub>2</sub> обладают кислотными свойствами. Им соответствуют кислоты угольная и кремниевая, причем кислотные свойства кремниевой кислоты выражены слабее, чем угольной. Вместе с углеродом и кремнием в IVA группу входят германий, олово, свинец. На наружном слое у этих элементов находится четыре электрона  $s^2p^2$ . Этим элементам свойственны обычно окислительные числа +2 и +4, число +4 возникает вследствие перехода одного из s-электронов на уровень р вследствие химических реакций. Ввиду роста радиусов атомов и уменьшения энергии ионизации в группе IVB сверху вниз наблюдается усиление металлических свойств. Германий по электрическим свойствам является полупроводником. В своих соединениях германий характеризуется ковалентным характером связей. Олово, свинец – металлы менее активные и типичные, чем металлы IA, IIA, IIIA. Оксиды германия, олова и свинца (GeO, PbO, SnO) представляют собой

типичные амфотерные оксиды. В свободном состоянии все элементы этой подгруппы довольно инертны. Под действием кислорода воздуха германий и олово не изменяются. Свинец же кислородом воздуха окисляется и покрывается слоем оксидов. При повышении температуры элементы этой подгруппы легко соединяются с кислородом, образуя  $\text{GeO}_2$ ,  $\text{SnO}_2$ , а свинец окисляется до оксида  $\text{PbO}$ . Элементы этой подгруппы в свободном состоянии являются восстановителями. Разбавленная серная и соляная кислота не действует на германий. Олово и свинец хотя и медленно, но реагируют с разбавленными кислотами. При этом свинец очень быстро покрывается пленкой  $\text{PbSO}_4$ , предохраняющей металл от дальнейшего разрушения. С концентрированной  $\text{HCl}$  олово реагирует при нагревании, вытесняя водород. В азотной кислоте олово и свинец растворяются значительно скорее. Разбавленные щелочи медленно действуют на олово и свинец, реакция протекает скорее в концентрированных растворах щелочей, особенно при высокой температуре.

### УПРАЖНЕНИЯ

1. Сопоставьте сходные и отличительные черты углерода и кремния. Дайте характеристику прочности связей C-C, C-H, Si-H. Какого вида химические связи характерны для углерода и кремния?
2. Охарактеризуйте кратко химические свойства германия, олова, свинца и укажите их сходные и отличительные черты.
3. Опишите свойства угольной кислоты и ее солей – карбонатов.
4. Какие кремниевые кислоты вам известны? Что такое силиды?
5. На каких свойствах основано применение свинца и олова в технике?
6. Назовите распространенные сплавы свинца и олова и укажите их применение.
7. Как изменяются свойства оксидов и гидроксидов в группе германий, олово, свинец?
8. В 1300 г воды растворено 180 г кристаллической соды. Определить процентную, молярную и нормальную концентрации раствора в расчете на безводную соль, если плотность раствора 1,16 г/мл.
9. Газообразное соединение содержит 42,86% углерода и 57,14% кислорода. Относительная плотность этого газа по хлору 0,396. Определить формулу вещества и его относительную плотность по воздуху.
10. Какой объем воздуха, измеренного при  $p = 98,64$  кПа и температуре  $20^\circ\text{C}$ , потребуется для сжигания  $200\text{ см}^3$  силана?
11. Сколько нужно взять  $\text{Na}_2\text{SiO}_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$  для приготовления 350 г 20 %-ного раствора силиката натрия?

## РАЗДЕЛ II.

### ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

#### 2.5. ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ III ГРУППЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ

#### Теоретическая часть

По электронному строению все элементы III группы – металлы, однако перечисленные выше особенности бора заставляют исключить его из рассмотрения. У атомов элементов этой подгруппы во внешней оболочке появился один электрон на p-орбитали. Энергетические характеристики трех внешних электронов семейства сближены и характерная валентность их равна трем.

По сравнению с членами подгруппы магния аналоги алюминия более слабые восстановители. Радиусы атомов средние между элементами главной и побочной подгрупп соседней группы. Следовательно, восстановительные способности выше, чем у подгруппы цинка, но ниже, чем у щелочноземельных металлов. Металлические свойства у них выражены слабее.

В подгруппе наблюдаются последствия лантаноидного сжатия. Обычно связь валентных электронов убывает при переходе к нижним членам одной и той же группы. Здесь же таллий удерживает свои электроны прочнее. Их электроотрицательность и ионизационный потенциал выше (это приводит к тому, что бор, имеющий предвнешний слой всего из двух электронов, является неметаллом). Склонность к образованию ковалентных связей с электроотрицательными элементами больше.

Оксиды малорастворимы. Основные свойства гидроксидов усиливаются от Al к Tl. В действительности  $Al(OH)_3$  – амфотерное основание, а  $TlOH$  – основание сильное.

Все члены этой подгруппы – серебристо-белые металлы, но тип кристаллической решетки у них разный (у алюминия – кубическая гранецентрированная, у галлия – ромбическая, у индия – тетрагональная, у таллия – гексагональная), и это влияет на их прочность. Галлий и индий имеют тип решетки, несвойственный металлам, к тому же у галлия в узлах ее находятся двухатомные молекулы, поэтому температура его плавления ниже, чем у алюминия и таллия, причем в расплавленном состоянии еще сохраняются молекулы  $Ga_2$ .

Гидроксиды  $Al(OH)_3$  и  $Ga(OH)_3$  амфотерны;  $In(OH)$  – слабое, слегка амфотерное основание;  $Tl(OH)$  – основание средней силы, а  $TlOH$  – сильное основание. Гидроксид таллия (III) в щелочах почти не растворяется, однако он

неустойчив и уже в растворе отщепляет воду, превращаясь в коричневый оксид таллия  $Tl_2O_3$ .

## УПРАЖНЕНИЯ

1. Чем можно объяснить, что алюминий в обычных условиях совершенно не взаимодействует с чистой водой, хотя его электродный потенциал значительно меньше 0, но бурно вытесняет водород из водных растворов щелочей?
2. Как и почему изменяются восстановительные свойства металлов в ряду Al – Tl? Сравните характер их взаимодействия с водой, растворами кислот, щелочей и солей. Чем можно объяснить способность таллия реагировать с водой при комнатной температуре?
3. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов Al, Ga, In и Tl. Сравните их отношение к растворам кислот и щелочей. Присуща ли амфотерность соединениям таллия?
4. Какие процессы протекают при постепенном добавлении избытка раствора едкого натра к раствору нитрата алюминия? Напишите уравнения соответствующих реакций, назовите продукты.
5. Как и почему изменяется степень гидролиза солей в ряду  $Al(NO_3)_3$  –  $Ga(NO_3)_3$  –  $In(NO_3)_3$  –  $Tl(NO_3)_3$  в растворах с их одинаковой концентрацией? Какая из солей  $TlNO_3$  или  $Tl(NO_3)_3$  гидролизуете сильнее? Почему?
6. Какие процессы протекают при опускании алюминия, взятого в избытке, в водный раствор хлорида алюминия? Напишите уравнения реакций, назовите продукты.
7. Можно ли получить сульфид алюминия смешиванием водных растворов сульфата алюминия и сульфида калия? Почему? Какие соли алюминия принципиально невозможно синтезировать в водных растворах? Напишите уравнения соответствующих реакций.
8. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
  - а)  $Al \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(NO_3)_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow NaAlO_2$ ;
  - б)  $Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow K[Al(OH)_4] \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3$ ;
  - в)  $Al \rightarrow Al_4C_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(NO_3)_3$ .

9. Некоторую массу алюминия поместили в концентрированную азотную кислоту и нагрели до кипения. При этом было собрано 8,96 л газа с резким запахом. Какая масса алюминия вступила в реакцию? Какой объем 80 %-ного раствора азотной кислоты ( $\rho = 1,46$  г/мл) при этом израсходовался?
10. Смесь опилок алюминия с магнием обработали раствором щелочи и получили 1,12 л газа (н.у.). При обработке такого же количества исходной смеси опилок соляной кислотой было собрано 5,6 л газа (н.у.). Какова массовая доля магния в смеси?

## РАЗДЕЛ II.

### ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

#### 2.6. ХИМИЯ S-ЭЛЕМЕНТОВ I И II ГРУППЫ

#### Теоретическая часть

В группу щелочных металлов входит следующий ряд элементов: литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs, франций Fr. Они находятся в главной подгруппе I группы периодической системы. Все эти металлы сходны в том отношении, что на их внешнем электронном слое имеется один электрон. Щелочные металлы относятся к числу s-элементов. Электрон внешнего электронного слоя атома щелочного металла по сравнению с другими элементами того же периода удален от ядра, то есть радиус атома щелочного металла наибольший по сравнению с радиусом атомов элементов того же периода. В связи с этим валентный электрон внешнего слоя атомов щелочных металлов легко отрывается, превращая их в положительно однозарядные ионы. Этим обусловлено то, что соединения щелочных металлов с другими элементами построены по типу ионной связи. В окислительно-восстановительных реакциях щелочные металлы ведут себя как сильные восстановители, и эта способность возрастает от металла к металлу с увеличением заряда ядра атома. Среди металлов щелочные металлы проявляют наиболее высокую химическую активность. В ряду напряжений все щелочные металлы располагаются в начале ряда. Электрон внешнего электронного уровня является единственным валентным электроном, поэтому щелочные металлы в любых соединениях одновалентны. Степень окисления щелочных металлов обычно +1. Щелочные металлы легко окисляются на воздухе, в воде и кислотах. Чтобы предотвратить окисление, их хранят в закрытых (вакуумированных) сосудах или под слоем эфира, керосина и т.п.

Окисление щелочных металлов в атмосфере кислорода протекает очень энергично, причем образуется при этом пероксид металла типа  $R_2O_2$ . Оксиды могут быть получены только при соблюдении особых условий. Оксиды щелочных металлов  $R_2O$  обладают ярко выраженными основными свойствами, активно реагируют с водой, кислотами и кислотными оксидами. При взаимодействии щелочных металлов или их оксидов с водой образуются гидроксиды щелочных металлов – щелочи  $ROH$ , это сильные основания, основные свойства которых возрастают с увеличением атомного номера элемента. Восстановительные свойства щелочных металлов выражены настолько сильно, что при нагревании их в атмосфере водорода образуются гидриды, в которых степень окисления водорода равна. Водородные соединения щелочных металлов отвечают формуле  $RH$ . Это белые кристаллические вещества. Главную подгруппу II группы периодической системы элементов составляют бериллий  $Be$ , магний  $Mg$ , кальций  $Ca$ , стронций  $Sr$ , барий  $Ba$  и радий  $Ra$ . Атомы этих элементов имеют на внешнем электронном уровне два  $s$ -электрона:  $ns^2$ . В химических реакциях атомы элементов подгруппы легко отдают оба электрона внешнего энергетического уровня и образуют соединения, в которых степень окисления элемента равна +2. Все элементы этой подгруппы относятся к металлам. Кальций, стронций, барий и радий называются щелочноземельными металлами. Бериллий, магний, кальций, барий и радий – металлы серебристо-белого цвета. Стронций имеет золотистый цвет. Эти металлы легкие, особенно низкие плотности имеют кальций, магний, бериллий. Радий является радиоактивным химическим элементом. Бериллий, магний и особенно щелочноземельные элементы – химически активные металлы. Они являются сильными восстановителями. Из металлов этой подгруппы несколько менее активен бериллий, что обусловлено образованием на поверхности этого металла защитной оксидной пленки.

### УПРАЖНЕНИЯ

1. Исходя из положения  $Be$  и  $Mg$  в электрохимическом ряду напряжений металлов, охарактеризуйте их способность к взаимодействию с водой.
2. Обоснуйте возможность получения щелочных металлов химическим путем. Напишите соответствующие уравнения реакций.
3. Рассмотрите химические свойства гидридов  $s$ -элементов. Каковы особенности строения гидрида бериллия? Напишите уравнения реакций взаимодействия  $LiH$  и  $BaH_2$  с водой и разбавленной  $HCl$ .
4. Какие процессы протекают при электролизе расплава  $NaCl$ ; при электролизе раствора  $NaCl$ ?
5. Какие вещества получаются в осадке при добавлении соды к раствору, содержащему соли: хлорид магния, хлорид кальция, нитрат бария, хлорид аммония?
6. Сколько потребуется смешать по объему 40 %-ного раствора гидроксида натрия и воды для приготовления 100 л 12 %-ного раствора  $NaOH$ ?
7. При взаимодействии 1 г амальгамы натрия с водой был получен раствор щелочи, для нейтрализации которого израсходовалось 50 мл 0,1н. раствора

- НСІ. Определить содержание натрия в амальгаме
8. Чем объяснить, что растворы гидроксидов натрия и калия разъедают стекло, особенно при длительном кипячении? Написать уравнения реакций, обуславливающих разъедание стекла.

## РАЗДЕЛ II.

### ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

2.7.

#### ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ I И II ГРУППЫ ПОБОЧНЫХ ПОДГРУПП

#### Теоретическая часть

Атомы элементов II группы побочной подгруппы имеют следующую электронную оболочку:  $(n-1)s^2p^6d^{10} ns^1$ .

В противоположность щелочным металлам медь, серебро и золото очень инертны. Они обладают незначительным сродством к кислороду, их оксиды очень легко восстанавливать и металлы встречаются в природе в элементарной форме (золото чаще всего). Благородный характер металлов усиливается от меди к серебру, а от него – к золоту.

Для остальных побочных групп периодической системы также существует правило, что с увеличением порядкового номера элемента убывает его активность. Разбавленными кислотами металлы побочной подгруппы I группы не разрушаются. Но медь и серебро растворяются в сильной азотной кислоте, а золото – в царской водке (смесь одной объемной части азотной и трех частей соляной кислоты).

Общими свойствами щелочных металлов и металлов подгруппы меди являются их одновалентность во многих соединениях, а также отличная электропроводность. Правда, иногда медь и серебро могут быть двухвалентными, а золото может образовывать даже трехвалентные соединения.

Атомы элементов II группы побочной подгруппы имеют следующую электронную оболочку:  $(n-1)s^2p^6d^{10} ns^2$ . У них полностью завершена электронная оболочка внутренних электронных слоев, а на s-подуровне внешнего электронного слоя находятся два электрона, поэтому цинк и кадмий проявляет в соединениях только одну степень окисления: +2.

В подгруппе цинка амфотерность оксидов уменьшается от цинка к ртути: гидроксид цинка хорошо растворяется в щелочах, гидроксид кадмия — значительно хуже, а гидроксид ртути в щелочах нерастворим.

Активность элементов в этой подгруппе уменьшается с увеличением их

атомной массы. Так, цинк вытесняет кадмий и ртуть из растворов их солей, а кадмий вытесняет ртуть. Химическая активность уменьшается с увеличением атомной массы (в главной подгруппе – наоборот).

Элементы данной подгруппы являются хорошими комплексообразователями (в отличие от элементов главной подгруппы).

## УПРАЖНЕНИЯ

1. Охарактеризуйте отношение меди, серебра и золота к разбавленным и концентрированным растворам кислот, к растворам щелочей и солей. Напишите уравнения соответствующих реакций, укажите условия их осуществления.
2. Какова среда водных растворов  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{K}[\text{Au}(\text{OH})_4]$ ? Напишите уравнения соответствующих реакций.
3. Сравните константы нестойкости комплексных ионов  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  и  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^+$  и оцените комплексообразующую способность катионов  $\text{Ag}^+$  и  $\text{Cu}^{2+}$ .
4. Рассмотрите термическую устойчивость оксидов, гидроксидов и кислородсодержащих солей меди, серебра и золота. Напишите уравнения реакций термического разложения  $\text{Ag}_2\text{O}$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Au}(\text{OH})_3$ ,  $\text{AuCl}_3$ .
5. Какие реакции протекают при растворении золота в «царской водке», в концентрированной соляной кислоте, насыщенной хлором, в селеновой кислоте?
6. Как изменяются восстановительные (металлические) свойства простых веществ в ряду  $\text{Zn} - \text{Hg}$ ? Каковы общие химические свойства этих металлов и в чем их различие? Охарактеризуйте отношение металлов к воде, растворам кислот, щелочей и солей, напишите уравнения соответствующих реакций.
7. Почему так сильно отличаются значения стандартных электродных потенциалов меди и цинка, хотя в таблице периодической системы элементы  $\text{Cu}$  и  $\text{Zn}$  расположены рядом?
8. Как изменяются кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов и гидроксидов в ряду  $\text{Zn} - \text{Hg}$ ? Напишите уравнения

реакций, характеризующих амфотерные свойства оксида и гидроксида цинка.

9. Как и почему изменяется степень гидролиза нитратов цинка, кадмия и ртути (II) в растворах с их одинаковыми концентрациями? Почему при приготовлении раствора  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  рекомендуется вносить соль в заранее подкисленную воду? Напишите уравнения соответствующих реакций гидролиза.
10. Сколько литров 92 % (пл. 1,67 г/мл) раствора серной кислоты потребуется для получения 20 кг медного купороса ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) при действии серной кислоты на медь?
11. Вычислить, сколько мл 2н. раствора азотной кислоты потребуется для растворения 20 г гидроксида меди?

## РАЗДЕЛ II.

### ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

#### 2.8. ПОБОЧНАЯ ПОДГРУППА VI И VII ГРУПП

#### Теоретическая часть

Металлы побочных подгрупп, так называемые переходные элементы, относятся к d-элементам, поскольку в их атомах заполняются электронами d-орбитали. У переходных металлов валентные электроны находятся на d-орбитали предвнешнего уровня и s-орбитали внешнего электронного уровня. Металличность переходных элементов объясняется наличием одного или двух электронов во внешнем электронном слое.

Незавершенный d-подуровень предвнешнего электронного слоя обуславливает многообразие валентных состояний металлов побочных подгрупп, что в свою очередь объясняет существование большого количества их соединений. В химических реакциях электроны d-орбитали участвуют после того, как оказываются использованными s-электроны внешней орбитали. В образовании химических соединений могут участвовать все или часть электронов d-орбиталей предпоследнего электронного уровня. При этом образуются соединения, соответствующие различным валентным состояниям.

Переменная валентность переходных металлов является их характерным свойством (исключение составляют металлы II и III побочных подгрупп). Металлы побочных подгрупп IV, V, VI, VII групп могут входить в состав соединений как в высшем валентном состоянии (которое соответствует номеру группы), так и в более низких валентных состояниях.

Так, например, для титана характерны 2-, 3-, 4-валентные состояния, а для марганца – 2-, 3-, 4-, 6- и 7-валентные состояния. Оксиды и гидроксиды переходных металлов, в котором последние находятся в низшем валентном состоянии, проявляют обычно основные свойства, например FeO и Fe(OH)<sub>2</sub>.

Высшие оксиды и гидроксиды характеризуются амфотерными свойствами, например TiO<sub>2</sub>, Ti(OH)<sub>4</sub>, или кислотными, например Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub> и HMnO<sub>4</sub>. Окислительно-восстановительные свойства соединений рассматриваемых металлов также связаны с валентным состоянием металла.

Соединения с низшей степенью окисления обычно проявляют восстановительные свойства, а с высшей степенью окисления – окислительные.

Например, для оксидов и гидроксидов марганца окислительно-восстановительные свойства изменяются следующим образом:

### УПРАЖНЕНИЯ

1. В каких формах находится Cr в водных растворах при различных pH? Приведите и назовите возможные комплексные соединения Cr, которые могут при этом образовываться.
2. Напишите уравнения гидролиза Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> по первой и второй ступеням. Какие условия необходимо соблюдать при приготовлении растворов солей Cr, чтобы уменьшить гидролизуемость катиона? Можно ли получить в водных растворах Cr<sub>2</sub>S<sub>3</sub>?
3. Почему водные растворы дихромата щелочного металла имеют кислую среду? Как изменится окраска такого раствора при добавлении щелочи? Проиллюстрируйте соответствующими уравнениями реакции состояние равновесия:  
$$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 2 \text{CrO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$$
4. Почему при взаимодействии солей бария с растворами хромата и дихромата калия выпадают осадки одинакового состава? Рассмотрите окислительные свойства K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> при различных pH растворов.
5. Дайте характеристику окислительно-восстановительных свойств различных соединений хрома.
6. Объясните устойчивость хрома на воздухе и в воде. Как изменяется характер оксидов марганца? Чем это обусловлено?
7. Есть ли сходство в химии марганца и хрома? В чем оно выражается?
8. Написать уравнение гидролиза хлорида меди, нитрата хрома (II).

9. Какой объем 0,1 М раствора  $K_2Cr_2O_7$  потребуется для окисления 10 г KI в кислой среде?
10. Какое количество  $KMnO_4$  потребуется для взаимодействия с концентрированной соляной кислотой для получения 15 л хлора при 18 °С и давлении 100 кПа?

## РАЗДЕЛ II.

### ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

2.9.

#### СВОЙСТВА ЭЛЕМЕНТОВ ПОБОЧНОЙ ПОДГРУППЫ VIII ГРУППЫ

#### Теоретическая часть

Первую триаду VIIIВ группы периодической системы, состоящую из Fe, Co, Ni, очень часто называют семейством железа. На внешнем энергетическом уровне этих элементов находится по 2 s-электрона. На подуровне d предпоследнего энергетического уровня у железа находится 6 электронов, у кобальта – 7, у никеля – 8. При возбуждении атомов этих элементов за счет перемещения одного из 4 s-электронов в p-подуровень число неспаренных электронов увеличивается у атомов железа до 6, у кобальта до 5, у никеля до 4.

Таким образом, максимально возможные окислительные числа этих элементов: железа +6, кобальта +5, никеля +4. Но такие окислительные числа в соединениях кобальта и никеля не встречаются, а у железа окислительное число 6 встречается только в ферратах. Всем этим элементам свойственны окислительные числа +2 и +3 и по своим свойствам они очень похожи друг на друга. Но при этом между ними существуют различия: железо по своим магнитным свойствам ярко выделяется в триаде, его восстановительная способность значительно больше, чем у кобальта и никеля, которые по значению своих электродных потенциалов находятся значительно ближе к олову, чем к железу. Железо образует два ряда солей: соли Fe(II):  $FeSO_4$ ,  $FeCl_2$  и т. д. и соли Fe(III):  $FeCl_3$ ,  $Fe_2(SO_4)_3$  и т.д. Ввиду того, что ионы  $Fe^{2+}$  легко окисляются и даже кислородом воздуха, через некоторое время в растворах солей Fe (II) можно обнаружить не только ионы  $Fe^{2+}$ , но и ионы  $Fe^{3+}$ .

Подобный процесс происходит с гидроокисью железа:



Окисление ионов  $Co^{2+}$  и особенно  $Ni^{2+}$  происходит намного труднее. При

высоких температурах железо соединяется с кислородом, образуя по мере повышения температуры оксиды  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ,  $\text{FeO}$ . Кобальт и никель соединяются при более высокой температуре, образуя при этом оксиды  $\text{CoO}$ ,  $\text{NiO}$ . Свое максимальное окислительное число +6 железо проявляет только в солях железной кислоты – ферратах.

Сама железная кислота и соответствующий ей оксид  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  в свободном состоянии не получены. Растворы солей железа (II) почти бесцветны, растворы солей железа (III) окрашены в коричневый цвет, солей кобальта  $\text{CoCl}_2$ ,  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$  – в розовый, никеля – в зеленый. Для элементов семейства железа характерна способность к образованию комплексных соединений. Устойчивыми комплексными соединениями железа являются: желтая кровяная соль  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , красная кровяная соль  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

### УПРАЖНЕНИЯ

1. Укажите отличительные и сходные черты железа, кобальта, никеля. Почему Д.И. Менделеев поместил в периодической системе элементов кобальт между железом и никелем несмотря на значение его атомной массы.
2. Напишите формулы комплексных соединений железа, кобальта, никеля. Чем объясняется хорошая комплексообразующая способность этих элементов?
3. Дайте характеристику окислительно-восстановительной способности соединений железа, кобальта, никеля.
4. На каких свойствах кобальта, железа, никеля основано их применение в технике.
5. Составьте уравнение реакций:
  - а)  $\text{Ni}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ ;
  - б)  $\text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ;
  - в)  $\text{CoS} \rightarrow \text{CoO} \rightarrow \text{Co}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{K}_2\text{Co}(\text{SCN})_4$ .
6. Чем объяснить, что в воде, содержащей ионы  $\text{Fe}^{3+}$ , коррозия многих металлов ускоряется?
7. Как можно обнаружить в растворе ионы  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ? Составьте соответствующие уравнения реакций.

# ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1.

## ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

	I		II		III	IV	V	VI	VII	VIII		
	A	B	A	B	B	A	B	A	B	A	B	A
1	1 <b>H</b> 1,01 Водород											2 <b>He</b> 4,01 Гелий
2	3 <b>Li</b> 6,94 Литий	4 <b>Be</b> 9,01 Бериллий	5 <b>B</b> 10,81 Бор	6 <b>C</b> 12,01 Углерод	7 <b>N</b> 14,01 Азот	8 <b>O</b> 15,999 Кислород	9 <b>F</b> 18,998 Фтор					10 <b>Ne</b> 20,18 Неон
3	11 <b>Na</b> 22,98 Натрий	12 <b>Mg</b> 24,31 Магний	13 <b>Al</b> 26,98 Алюминий	14 <b>Si</b> 28,09 Кремний	15 <b>P</b> 30,97 Фосфор	16 <b>S</b> 32,06 Сера	17 <b>Cl</b> 35,45 Хлор					18 <b>Ar</b> 39,95 Аргон
4	19 <b>K</b> 39,10 Калий	20 <b>Ca</b> 40,08 Кальций	21 <b>Sc</b> 44,96 Скандий	22 <b>Ti</b> 47,90 Титан	23 <b>V</b> 50,94 Ванадий	24 <b>Cr</b> 51,99 Хром	25 <b>Mn</b> 54,94 Марганец	26 <b>Fe</b> 55,85 Железо	27 <b>Co</b> 58,93 Кобальт	28 <b>Ni</b> 58,71 Никель		
	29 <b>Cu</b> 63,55 Медь	30 <b>Zn</b> 65,37 Цинк	31 <b>Ga</b> 69,72 Галлий	32 <b>Ge</b> 72,59 Германий	33 <b>As</b> 74,92 Мышьяк	34 <b>Se</b> 78,96 Селен	35 <b>Br</b> 79,90 Бром					36 <b>Kr</b> 83,80 Криптон
5	37 <b>Rb</b> 85,47 Рубидий	38 <b>Sr</b> 87,62 Стронций	39 <b>Y</b> 88,91 Иттрий	40 <b>Zr</b> 91,22 Цирконий	41 <b>Nb</b> 92,91 Ниобий	42 <b>Mo</b> 95,94 Молибден	43 <b>Tc</b> [99] Технеций	44 <b>Ru</b> 101,07 Рутений	45 <b>Rh</b> 102,91 Родий	46 <b>Pd</b> 106,4 Палладий		
	47 <b>Ag</b> 107,87 Серебро	48 <b>Cd</b> 112,40 Кадмий	49 <b>In</b> 114,82 Индий	50 <b>Sn</b> 118,69 Олово	51 <b>Sb</b> 121,75 Сурьма	52 <b>Te</b> 127,60 Теллур	53 <b>I</b> 126,90 Иод					54 <b>Xe</b> 131,30 Ксенон
6	55 <b>Cs</b> 132,91 Цезий	56 <b>Ba</b> 137,34 Барий	57 <b>La*</b> 138,81 Лантан	72 <b>Hf</b> 178,49 Гафний	73 <b>Ta</b> 180,95 Тантал	74 <b>W</b> 183,85 Вольфрам	75 <b>Re</b> 186,2 Рений	76 <b>Os</b> 190,2 Осмий	77 <b>Ir</b> 192,2 Иридий	78 <b>Pt</b> 195,09 Платина		
	79 <b>Au</b> 196,97 Золото	80 <b>Hg</b> 200,59 Ртуть	81 <b>Tl</b> 204,37 Таллий	82 <b>Pb</b> 207,19 Свинец	83 <b>Bi</b> 208,98 Висмут	84 <b>Po</b> [210] Полоний	85 <b>At</b> [210] Астат					86 <b>Rn</b> [222] Радон
7	87 <b>Fr</b> [223] Франций	88 <b>Ra</b> [226] Радий	89 <b>Ac**</b> [227] Актиний	104 <b>Rf</b> [261] Резерфордий	105 <b>Db</b> [262] Дубний	106 <b>Sg</b> [263] Сиборгий	107 <b>Bh</b> [262] Борий	108 <b>Hs</b> [265] Хассий	109 <b>Mt</b> [266] Мейтнерий	110 <b>Ds</b> [271] Дармштадтий		

\*Лантоноиды

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

<b>Ce</b> 140,1 Церий	<b>Pr</b> 140,9 Празеодим	<b>Nd</b> 144,2 Неодим	<b>Pm</b> [147] Промей	<b>Sm</b> 150,4 Самарий	<b>Eu</b> 152,0 Европий	<b>Gd</b> 157,3 Гадолиний	<b>Tb</b> 158,9 Тербий	<b>Dy</b> 162,5 Диспрозий	<b>Ho</b> 164,9 Гольмий	<b>Er</b> 167,3 Эрбий	<b>Tm</b> 168,9 Тулий	<b>Yb</b> 173,0 Иттербий	<b>Lu</b> 175,0 Лютеций
-----------------------------	---------------------------------	------------------------------	------------------------------	-------------------------------	-------------------------------	---------------------------------	------------------------------	---------------------------------	-------------------------------	-----------------------------	-----------------------------	--------------------------------	-------------------------------

\*\*АКТИНОИДЫ

90 <b>Th</b> 232, 0 Торий	91 <b>Pa</b> [231] Практиний	92 <b>U</b> 238, 0 Уран	93 <b>Np</b> [237] Нептуний	94 <b>Pu</b> [244] Плутоний	95 <b>Am</b> [243] Америций	96 <b>Cm</b> [247] Кюрий	97 <b>Bk</b> [247] Берклий	98 <b>Cf</b> [251] Калифорний	99 <b>Es</b> [254] Эйнштейний	100 <b>Fm</b> [257] Фермий	101 <b>Md</b> [257] Менделеев	102 <b>No</b> [255] Нобелий	103 <b>Lr</b> [256] Лоуренсий
---------------------------------------	---------------------------------------	-------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	--	--	-------------------------------------	--	--------------------------------------	--

Таблица 2.

### Электроотрицательность химических элементов

Периоды	Ряды	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
<b>1</b>	1	<b>H</b> 2.1							
<b>2</b>	2	<b>Li</b> 0.97	<b>Be</b> 1.47	<b>B</b> 2.01	<b>C</b> 2.50	<b>N</b> 3.07	<b>O</b> 3.50	<b>F</b> 4.0	
<b>3</b>	3	<b>Na</b> 0.93	<b>Mg</b> 1.23	<b>Al</b> 1.47	<b>Si</b> 1.74	<b>P</b> 2.10	<b>S</b> 2.60	<b>Cl</b> 3.0	
<b>4</b>	4	<b>K</b> 0.91	<b>Ca</b> 1.04	<b>Ga</b> 1.8	<b>Ge</b> 1.8	<b>As</b> 2.20	<b>Cr</b> 1.56	<b>Mn</b> 1.60	<b>Fe</b> 1.64
	5	<b>Cu</b> 1.75	<b>Zn</b> 1.66				<b>Se</b> 2.48	<b>Br</b> 2.75	
<b>5</b>	6	<b>Rb</b> 0.89	<b>Sr</b> 0.99	<b>In</b> 1.5	<b>Sn</b> 1.72	<b>Sb</b> 1.82			
	7	<b>Ag</b> 1.42	<b>Cd</b> 1.46				<b>Te</b> 2.10	<b>I</b> 2.21	
<b>6</b>	8	<b>Cs</b> 0.86	<b>Ba</b> 0.97		<b>Pb</b> 1.55	<b>Bi</b> 1.67			
	9	<b>Au</b> 1.42	<b>Hg</b> 1.44				<b>Po</b> 1.67	<b>At</b> 1.90	

Таблица 3.

### Электрохимический ряд напряжений металлов

<b>ЭЛЕКТРОД</b>	Окисленная форма	Усиление окислительных свойств ионов →																					
		Li <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Be <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Cr <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Cd <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	2H <sup>+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>
	Восстановительная форма	Li	K	Ba	Ca	Na	Mg	Be	Al	Mn	Cr	Zn	Cr	Fe	Cd	Ni	Sn	Pb	Fe	H <sub>2</sub>	Cu	Ag	Hg
		← Усиление восстановительных свойств атомов																					

<b>E<sup>0</sup>, В</b>	-3,04	-2,92	-2,91	-2,87	-2,71	-2,37	-1,85	-1,66	-1,18	-0,85	-0,76	-0,74	-0,45	-0,40	-0,26	-0,14	-0,13	-0,04	-0,00	0,34	0,80	0,85	1,50
Катодные процессы в водных растворах солей	$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}$								$\text{Me}^{n+} + \text{ne}^- = \text{Me}^0$ $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}$											$\text{Me}^{n+} + \text{ne}^- = \text{Me}^0$			

Таблица 4.

**Растворимость солей, кислот и оснований в воде**

Ионы	OH <sup>-</sup>	F <sup>-</sup>	Cl <sup>-</sup>	Br <sup>-</sup>	I <sup>-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	S <sup>2-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>
H <sup>+</sup>		P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	-	P	P
Na <sup>+</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
K <sup>+</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Mg <sup>2+</sup>	M	H	P	P	P	P	P	H	P	H	H	H	P
Ca <sup>2+</sup>	P	P	P	P	P	P	M	H	M	H	H	H	P
Ba <sup>2+</sup>	P	M	P	P	P	P	H	H	P	H	H	H	P
Al <sup>3+</sup>	H	M	P	P	P	P	P	-	-	-	H	H	M
Sn <sup>2+</sup>	H	P	P	P	P	-	P	-	H	-	-	H	P
Pb <sup>2+</sup>	H	H	M	M	H	P	H	H	H	H	H	H	P
Cu <sup>2+</sup>	H	H	P	P	P	P	P	H	H	H	H	H	P
Ag <sup>+</sup>	-	P	H	H	H	P	M	H	H	H	H	H	P
Zn <sup>2+</sup>	H	M	P	P	P	P	P	H	H	H	H	H	P
Cd <sup>2+</sup>	H	P	P	P	P	P	P	H	H	H	H	H	P
Hg <sup>2+</sup>	-	-	P	M	H	P	P	H	H	H	-	H	P
Cr <sup>3+</sup>	H	H	P	P	P	P	P	-	-	-	H	H	P
Mn <sup>2+</sup>	H	M	P	P	P	P	P	H	H	H	H	H	P
Fe <sup>2+</sup>	H	H	P	P	P	P	P	H	H	H	H	H	P
Fe <sup>3+</sup>	H	H	P	P	P	P	P	-	-	H	H	H	P
Co <sup>2+</sup>	H	P	P	P	P	P	P	H	H	H	H	H	P
Ni <sup>2+</sup>	H	P	P	P	P	P	P	H	H	H	H	H	P

Таблица 5.

## Условные обозначения, названия и единицы физических величин

Условное обозначение	Названия физической величины	Размерность
pH	водородный показатель	—
$\tau$	время	С
$\eta$	выход продукта (массовая доля выхода)	—
p	давление	Па
$l$	длина	м
q	заряд (электрический)	Кл
$\Delta H$	изменение энтальпии	Дж
$\Delta S$	изменение энтропии	Дж
$\Delta G$	изменение энергии Гиббса	Дж
n	количество вещества	моль
k	константа скорости реакции	—
m	масса	кг, г
w	массовая доля	—
C	молярная концентрация	моль/л
M	молярная масса	г/моль
$V_m$	молярный объем газа	л/моль
V	объем	л, м <sup>3</sup>
$A_r$	относительная атомная масса	—
$M_r$	относительная молекулярная масса	—
$D_{H_2}$	относительная плотность по водороду	—
$D_v$	относительная плотность по воздуху	—
$\rho$	плотность	г/мл, кг/л
$N_A$	постоянная Авогадро	моль <sup>-1</sup>
v	скорость реакции	моль/(л·с)
E	сродство к электрону	эВ
$E^0$	стандартный электродный потенциал	В
T	температура по шкале Кельвина	К
t	температура по шкале Цельсия	°С
$\gamma$	температурный коэффициент скорости реакции	—
N	число структурных единиц	—
$\mu$	электрический момент диполя	Кл·м

Таблица 6.

## Названия важнейших кислот и их солей

№	Название кислоты	Формула кислоты	Формула кислотного остатка и его заряд	Название соли
1.	Метаборная	$\text{HBO}_2$	$\text{BO}_2^-$	Метаборат
2.	Борная	$\text{H}_3\text{BO}_3$	$\text{BO}_3^{3-}$	Борат
3.	Четырехборная	$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	$\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$	Тетраборат
4.	Угольная	$\text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{CO}_3^{2-}$	Карбонат
5.	Азотистая	$\text{HNO}_2$	$\text{NO}_2^-$	Нитрит
6.	Азотная	$\text{HNO}_3$	$\text{NO}_3^-$	Нитрат
7.	Фтороводородная	$\text{HF}$	$\text{F}^-$	Фторид
8.	Метаалюминиевая	$\text{HAlO}_2$	$\text{AlO}_2^-$	Метаалюминат
9.	Кремниевая	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	$\text{SiO}_3^{2-}$	Силикат
10.	Метафосфорная	$\text{HPO}_3$	$\text{PO}_3^-$	Метафосфат
11.	Ортофосфорная	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{PO}_4^{3-}$	Ортофосфат
12.	Пирофосфорная (двухфосфорная)	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$	Пирофосфат
13.	Фосфористая	$\text{H}_3\text{PO}_3$	$\text{PO}_3^{3-}$	Фосфит
14.	Фосфорноватистая	$\text{H}_3\text{PO}_2$	$\text{PO}_2^{3-}$	Гипофосфит
15.	Сероводородная	$\text{H}_2\text{S}$	$\text{S}^{2-}$	Сульфид
16.	Сернистая	$\text{H}_2\text{SO}_3$	$\text{SO}_3^{2-}$	Сульфит
17.	Серная	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{SO}_4^{2-}$	Сульфат
18.	Тиосерная	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	Тиосульфат
19.	Пиросерная (двусерная)	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$	$\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$	Пиросульфат
20.	Пероксодвусерная (надсерная)	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	Пероксодисульфат
21.	Хлороводородная (соляная)	$\text{HCl}$	$\text{Cl}^-$	Хлорид
22.	Хлорноватистая	$\text{HClO}$	$\text{ClO}^-$	Гипохлорит
23.	Хлористая	$\text{HClO}_2$	$\text{ClO}_2^-$	Хлорит
24.	Хлорноватая	$\text{HClO}_3$	$\text{ClO}_3^-$	Хлорат
25.	Хлорная	$\text{HClO}_4$	$\text{ClO}_4^-$	Перхлорат
26.	Ванадиевая	$\text{HVO}_3$	$\text{VO}_3^-$	Ванадат
27.	Метахромистая	$\text{HCrO}_2$	$\text{CrO}_2^-$	Метахромит
28.	Хромовая	$\text{H}_2\text{CrO}_4$	$\text{CrO}_4^{2-}$	Хромат
29.	Двуххромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Дихромат
30.	Марганцовая	$\text{HMnO}_4$	$\text{MnO}_4^-$	Перманганат
31.	Марганцовистая	$\text{H}_2\text{MnO}_4$	$\text{MnO}_4^{2-}$	Манганат
32.	Метамышьяковая	$\text{HAsO}_3$	$\text{AsO}_3^-$	Метаарсенат
33.	Ортомышьяковая	$\text{H}_3\text{AsO}_4$	$\text{AsO}_4^{3-}$	Ортоарсенат
34.	Метамышьяковистая	$\text{HAsO}_2$	$\text{AsO}_2^-$	Метаарсенит

35.	Ортомышьяковистая	$\text{H}_3\text{AsO}_3$	$\text{AsO}_3^{3-}$	Ортоарсенит
36.	Селеноводородная	$\text{H}_2\text{Se}$	$\text{Se}^{2-}$	Селенид
37.	Селенистая	$\text{H}_2\text{SeO}_3$	$\text{SeO}_3^{2-}$	Селенит
38.	Селеновая	$\text{H}_2\text{SeO}_4$	$\text{SeO}_4^{2-}$	Селенат
39.	Бромоводородная	$\text{HBr}$	$\text{Br}^-$	Бромид
40.	Бромноватистая	$\text{HBrO}$	$\text{BrO}^-$	Гипобромит
41.	Бромистая	$\text{HBrO}_2$	$\text{BrO}_2^-$	Бромит
42.	Бромноватая	$\text{HBrO}_3$	$\text{BrO}_3^-$	Бромат
43.	Бромная	$\text{HBrO}_4$	$\text{BrO}_4^-$	Пербромат
44.	Молибденовая	$\text{H}_2\text{MoO}_4$	$\text{MoO}_4^{2-}$	Молибдат
45.	Иодоводородная	$\text{HI}$	$\text{I}^-$	Иодид
46.	Иодноватистая	$\text{HIO}$	$\text{IO}^-$	Гипоиодит
47.	Иодистая	$\text{HIO}_2$	$\text{IO}_2^-$	Иодит
48.	Иодноватая	$\text{HIO}_3$	$\text{IO}_3^-$	Иодат
49.	Иодная	$\text{HIO}_4$	$\text{IO}_4^-$	Периодат
50.	Вольфрамовая	$\text{H}_2\text{WO}_4$	$\text{WO}_4^{2-}$	
51.	Родановодородная	$\text{HCNS}$	$\text{CNS}^-$	Роданид
52.	Циановодородная (синильная)	$\text{HCN}$	$\text{CN}^-$	Цианид
53.	Муравьиная	$\text{HCOOH}$	$\text{HCOO}^-$	Формиат
54.	Уксусная	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$\text{CH}_3\text{COO}^-$	Ацетат
55.	Олеиновая	$\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$	$\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COO}^-$	Олеат
56.	Стеариновая	$\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$	$\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COO}^-$	Стеарат
57.	Щавелевая	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	Оксалат

Таблица 7.

Стандартные энтальпии образования ( $\Delta H^0_{298}$ ), энтропии ( $\Delta S^0_{298}$ ) и энергии Гиббса ( $\Delta G^0_{298}$ ) некоторых веществ при 298 К (25 °С)

Вещество	$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	$\Delta S^0_{298}$ , кДж/моль·К	$\Delta G^0_{298}$ , кДж/моль
$Al_2O_3$ (к)	- 1676,0	50,9	- 1582,0
$Al_2(SO_4)_3$ (к)	- 3442,0		
$Br_2$ (г)	31	245	3,1
$C$ (графит)	0	5,7	0
$CCl_4$ (ж)	- 135,4	214,4	- 64,6
$CH_4$ (г)	- 74,9	186,2	- 50,8
$C_2H_2$ (г)	226,8	200,8	209,2
$C_2H_4$ (г)	52,3	219,4	68,1
$C_2H_6$ (г)	- 89,7	229,5	- 32,9
$C_6H_6$ (ж)	82,9	269,2	129,7
$C_2H_5OH$ (ж)	- 277,6	160,7	- 174,8
$C_6H_{12}O_6$ (к) глюкоза	- 1273,0	-	- 919,5
$CO$ (г)	- 110,5	197,5	- 137,1
$CO_2$ (г)	- 393,5	213,7	- 394,4
$CaCO_3$ (к)	- 1207,0	88,7	- 1127,7
$CaO$ (к)	- 635,5	39,7	- 604,2
$Ca(OH)_2$ (к)	- 986,6	76,1	- 896,8
$Cl_2$ (г)	0	222,9	0
$Cl_2O$ (г)	76,6	266,2	94,2
$ClO_2$ (г)	105,0	257,0	122,3
$Cl_2O_7$ (ж)	251,0	-	-
$Cr_2O_3$ (к)	- 1440,6	81,2	- 1050,0
$CS_2$ (г)	115,3	65,1	237,8
$Cu$ (к)	0		
$CuO$ (к)	- 162,0	42,6	- 129,9
$CuS$ (к)	- 53		
$Fe$ (к)	0	27,15	0
$Fe_2O_3$ (к)	- 822,2	87,4	- 740,3
$FeO$ (к)	- 264,8	60,8	- 244,3
$Fe_3O_4$ (к)	- 1117,1	146,2	- 1014,2
$FeS$ (к)	- 101		
$H_2$ (г)	0	130,5	0
$HBr$ (г)	- 36,3	198,6	- 53,3
$HCN$ (г)	135,0	113,1	125,5
$HCl$ (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
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> (ж)	- 187,36	105,86	- 117,57
H <sub>2</sub> S (г)	- 21,0	205,7	- 33,8
KCl (к)	- 435,9	82,6	- 408,0
KClO <sub>3</sub> (к)	- 641,1	89,9	- 591,6
KNO <sub>3</sub> (к)	- 429,71	132,93	- 393,13
KNO <sub>2</sub> (к)	- 370,28	117,15	- 281,58
K <sub>2</sub> O (к)	- 361,5	87,0	- 193,3
MgCl <sub>2</sub> (к)	- 641,1	89,9	- 591,6
MgO (к)	- 601,8	26,9	- 569,6
N <sub>2</sub> (г)	0	181,5	0
NH <sub>3</sub> (г)	- 46,2	192,6	- 16,7
NH <sub>4</sub> Cl (к)	- 315,39	94,56	- 343,64
NH <sub>4</sub> NO <sub>2</sub> (к)	- 256	-	-
NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> (к)	- 365,4	151	- 183,8
N <sub>2</sub> O (г)	82,0	219,9	104,1
NO (г)	90,3	210,6	86,6
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (г)	83,3	307,0	140,5
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
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (к)	- 42,7	178	114,1
Na (к)	0	51	0
NaCl (к)	- 411,1	72	- 384
Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (к)	- 1130,9	136	- 1048
NaOH (к)	- 426,6	64,18	- 377,0
Na <sub>2</sub> O (к)	- 430,6	71,1	- 376,0
Na <sub>2</sub> S (к)	- 372,0		
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (к)	- 1388,0	149	- 1267
NiO (к)	- 239,7	38,0	- 211,6
O <sub>2</sub> (г)	0	205,0	0
O <sub>3</sub> (г)	143		
PCl <sub>3</sub> (г)	- 277,0	311,7	- 286,27
PCl <sub>5</sub> (г)	- 369,45	362,9	- 324,55
P <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	- 820	173,5	-
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (к)	- 1492	114,5	- 1348,8
PbO (к)	- 219,3	66,1	- 189,1
PbO <sub>2</sub> (к)	-276,6	74,9	- 218,3
S (к)	0	32	0
SO <sub>2</sub> (г)	- 296,9	248,1	- 300,2
SO <sub>3</sub> (г)	- 395,8	256,7	- 371,2
Zn (к)	0		
ZnO (к)	- 350,6	43,6	- 320,7