



## ТЕМЫ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

### Классы неорганических соединений. Законы стехиометрии

**Цель:** Расширение и углубление базовых знаний студентов по основным положениям атомно-молекулярного учения и законам стехиометрии.

**Задачи:** • Закрепить основные понятия и законы химии.

- Рассмотреть эквивалент и закон эквивалентных отношений.
- Усвоить свойства основных классов неорганических соединений, знать их особенности.
- Приобрести навыки решения задач.

### Методика выполнения блочно-модульных заданий

**Задание 1.** На теоретические вопросы ответы подготовить по учебным пособиям и лекциям.

**Задание 2.** Химические свойства оснований.

Ответ.

Химические свойства оснований:

1.  $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ .
2.  $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ .
3.  $\text{FeCl}_3 + 3\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NH}_4\text{Cl}$
4.  $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$ .
5.  $\text{BeO} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaBeO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
6.  $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{KOH} \rightarrow \text{K}_3\text{AlO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

**Задание 3.** Написать уравнения диссоциации следующих соединений:

гидроксида калия:  $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$

ортофосфорной кислоты:  $\text{H}_3\text{PO}_4 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$   
 $\text{H}_2\text{PO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$   
 $\text{HPO}_4^{2-} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$

сульфата хрома (III):  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \leftrightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$

гидросульфида натрия:  $\text{NaHS} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{HS}^-$

$\text{HS}^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$

гидроксонитрата магния:  $\text{MgOHNO}_3 \rightarrow \text{MgOH}^+ + \text{NO}_3^-$

$\text{MgOH}^+ \leftrightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{OH}^-$

**Задание 4.** Закончить уравнения реакций и назвать продукты:

а)  $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$       в)  $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

сульфат аммония

нитрат кальция

б)  $\text{AlCl}_3 + 3\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{AgCl}$ ;

нитрат алюминия    хлорид серебра

г)  $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCrO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

метахромит    натрия вода

**Задание 5.** Найти массу, объем, число молекул, которые содержатся в 5 моль  $\text{N}_2$ .

Решение:

$M(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль}$ ;  $V = V_m \cdot n = 22,4 \cdot 5 = 112 \text{ л}$ ;  $m = M \cdot n = 28 \cdot 5 = 140 \text{ г}$ ;

$N_{\text{мол}} = N_A \cdot n = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 5 = 3,1 \cdot 10^{24}$  молекул.



**Задание 6.** Рассчитать молярные массы эквивалентов:

а) в соединениях:  $\text{CrO}_3$ :  $M_{\text{экв}(\text{CrO}_3)} = 52 \cdot 1/6 + 16 \cdot 1/2 = 16,7 \text{ г/моль}$ ;

$\text{Mn}(\text{OH})_4$ :  $M_{\text{экв}(1/4\text{Mn}(\text{OH})_4)} = 123 \cdot 1/4 = 30,7 \text{ г/моль}$ ;

$\text{HNO}_2$ :  $M_{\text{экв}(\text{HNO}_2)} = 1 \cdot 47 = 47 \text{ г/моль}$ ;

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ :  $M_{\text{экв}(1/6\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)} = 310 \cdot 1/6 = 51,7 \text{ г/моль}$ .

б) по реакции:  $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

$M_{\text{экв}(1/2\text{N}_2\text{O}_5)} = 108 \cdot 1/2 = 54 \text{ г/моль}$

**Задание 7.** Получить и назвать соли, которые образуются при взаимодействии  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  и  $\text{HNO}_2$ .

Ответ:  $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{FeOHNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

гидроксонитрит железа(II);

$\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_2)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

нитрит железа(II).

**Задание 8.** Задача. Неизвестный металл растворили в избытке соляной кислоты, в результате чего образовалась соль массой 27,2 г и выделился газ, объем которого при температуре  $19^\circ\text{C}$  и давлении 104 кПа составил 4,65 л. Определить металл и вычислить значение его массы.

Решение.

С соляной кислотой с выделением газа  $\text{H}_2$  реагируют металлы, которые в электрохимическом ряду напряжений находятся до водорода.

Найдём объём выделившегося газа при нормальных условиях по формуле объединенного газового закона Бойля-Мариотта и Гей-Люссака:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0},$$

где  $P_0$ ,  $V_0$ ,  $T_0$  - давление, объём газа и температура при нормальных условиях ( $P_0 = 101,3$  кПа,  $T_0 = 273\text{K}$ ).

$104 \cdot 4,65 / (273 + 19) = 101,3 \cdot V_0 / 273$ ;  $V_0 = 4,46 \text{ л}$ .

По закону эквивалентов: отношения масс веществ вступивших в реакцию прямо пропорционально отношению молярных масс (или объёмов) их эквивалентов:

$$m_1/m_2 = M_{\text{экв}1} / M_{\text{экв}2}.$$

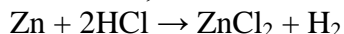
Эквивалентный объём водорода равен 11,2 л/моль. Молярная масса эквивалента хлорида металла равна  $35,5 + M_{\text{экв Me}}$

$27,2 / 4,46 = (35,5 + M_{\text{экв Me}}) / 11,2$ ;  $M_{\text{экв Me}} = 32,5 \text{ г/моль}$

Найдём молярную массу металла.

Если валентность металла равна 1, то  $M = 1 \cdot 32,5 = 32,5 \text{ г/моль}$  такого металла нет.

Если валентность металла равна 2, то  $M = 2 \cdot 32,5 = 65 \text{ г/моль}$  это цинк.

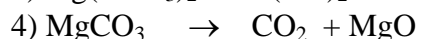
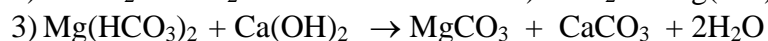
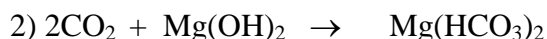
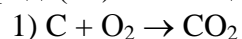


Найдём массу растворённого металла  $4,46 \cdot 65 / 22,4 = 12,94 \text{ г}$ .

Ответ: металл цинк,  $M(\text{Zn}) = 65 \text{ г/моль}$ .

**Задание 9.** Осуществить превращения:

углерод  $\rightarrow$  оксид углерода(IV)  $\rightarrow$  гидрокарбонат магния  $\rightarrow$  карбонат магния  $\rightarrow$  оксид углерода(IV)  $\rightarrow$  оксид углерода(II)







## Тема самостоятельной работы Химическая кинетика

**Цель:** Обеспечение студентов системой теоретических знаний и понятий в области химической кинетики.

**Задачи:** • Охарактеризовать сущность и особенности протекания во времени химических гомо- и гетерогенных процессов.

- Объяснить обратимые процессы и принцип Ле-Шателье для химического равновесия.
- Научиться на основе законов кинетики прогнозировать направление протекания химических процессов.

### *Методика выполнения модульных заданий*

**Задание 1.** На теоретические вопросы ответы подготовить по лекциям и учебным пособиям.

**Задание 2.** Записать кинетическое уравнение по закону действующих масс для реакции:  $2(\text{H}_2) + (\text{O}_2) \rightarrow 2(\text{H}_2\text{O})$ . Как изменится скорость реакции, если увеличить давление в 3 раза?

Ответ.

По закону действующих масс для данной реакции скорость равна  $v = k[\text{H}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]$ .

Пусть до изменения условий концентрация  $[\text{H}_2]$  равна  $a$ , концентрация  $[\text{O}_2]$  –  $b$  моль/л, тогда  $v_1 = k \cdot a^2 \cdot b$ .

После увеличения давления в 3 раза концентрация реагирующих веществ также увеличивается в 3 раза и составляет  $[\text{H}_2] = 3a$ ;  $[\text{O}_2] = 3b$ .

Тогда  $v_2 = k \cdot (3a)^2 \cdot 3b$ ;  $v_2 = 27k \cdot a^2 \cdot b$ .

$$\text{Сравним } \frac{v_2}{v_1} = \frac{27k \cdot a^2 \cdot b}{k \cdot a^2 \cdot b} = 27.$$

Находим, что скорость реакции увеличится в 27 раз.

**Задание 3.** Записать выражение константы равновесия для реакции  $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO} + 3\text{H}_2$

В каком направлении будет смещаться равновесие реакции при уменьшении объема?

Ответ. По закону действующих масс для данной реакции скорость равна  $v = k[\text{CH}_4] \cdot [\text{H}_2\text{O}]$ .

Выражение константы равновесия для реакции  $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO} + 3\text{H}_2$

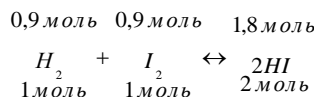
$$K = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2]^3}{([\text{CH}_4] \cdot [\text{H}_2\text{O}])}$$

Реакция идет с увеличением объема ( $4 > 2$ ), поэтому уменьшение объема будет смещать равновесие влево.

**Задание 4.** Равновесие реакции  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$  установилось при следующих концентрациях  $[\text{H}_2] = 0,5$  моль/л,  $[\text{I}_2] = 0,1$  моль/л,  $[\text{HI}] = 1,8$  моль/л. Определить исходные концентрации йода и водорода и константу химического равновесия.

Ответ.

Из уравнения реакции следует, что к моменту равновесия израсходовано 0,9 моль/л  $\text{H}_2$  и 0,9 моль/л  $\text{I}_2$ :



Следовательно, исходная концентрация составляет:

$$[\text{H}_2] = 0,5 + 0,9 = 1,4 \text{ моль/л}; [\text{I}_2] = 0,1 + 0,9 = 1 \text{ моль/л}.$$

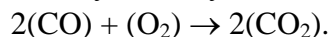
Константа химического равновесия равна

$$K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{1,8^2}{0,5 \cdot 0,1} = 64,8.$$



### Вариант 1

1. Классификация химических реакций. Гомогенные и гетерогенные химические реакции.
2. Записать кинетическое уравнение по закону действующих масс для реакции:



Как изменится скорость данной реакции, если давление в системе увеличить в 3 раза?

3. Записать выражение константы равновесия для реакции  $(\text{N}_2) + 3(\text{H}_2) \leftrightarrow 2(\text{NH}_3)$ ,  $\Delta H < 0$ . Определить смещение равновесия при увеличении концентрации  $\text{H}_2$ .
4. Исходные концентрации  $[\text{NO}]_{\text{исх}}$  и  $[\text{Cl}_2]_{\text{исх}}$  в системе  $2(\text{NO}) + (\text{Cl}_2) \leftrightarrow 2(\text{NOCl})$  составляют соответственно 0,5 и 0,2 моль/л. Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20%  $\text{NO}$ .

### Вариант 2

1. Скорость химической реакции и основные факторы, влияющие на нее (природа реагирующих веществ, их концентрация, температура, катализаторы).
2. Записать кинетическое уравнение по закону действующих масс для реакции:  
 $\{\text{Na}_2\text{CO}_3\} + 2\{\text{HCl}\} \rightarrow 2\{\text{NaCl}\} + \{\text{H}_2\text{O}\} + (\text{CO}_2)$ . Как изменится скорость реакции, если температуру увеличить на  $50^\circ\text{C}$  ( $\gamma=2$ ).
3. Записать выражение константы равновесия для реакции  $2(\text{SO}_2) + (\text{O}_2) \leftrightarrow 2(\text{SO}_3)$ ,  $\Delta H < 0$  и определить смещение равновесия при повышении температуры.
4. В системе  $(\text{CO}) + (\text{Cl}_2) \leftrightarrow (\text{COCl}_2)$  равновесные концентрации реагирующих веществ (моль/л):  $[\text{CO}] = 0,2$ ;  $[\text{Cl}_2] = 0,3$ ;  $[\text{COCl}_2] = 1,2$ . Вычислите константу равновесия системы и исходные концентрации  $\text{Cl}_2$  и  $\text{CO}$ .

### Вариант 3

1. Закон действующих масс. Константа скорости химической реакции.
2. Записать кинетическое уравнение по закону действующих масс для реакции:  
 $(\text{N}_2) + 3(\text{H}_2) \leftrightarrow 2(\text{NH}_3)$   
Как изменится скорость реакции, если температуру понизить на  $40^\circ\text{C}$ , ( $\gamma=2$ )?  
Записать выражение константы равновесия для реакции  $(\text{N}_2) + (\text{O}_2) \rightleftharpoons 2(\text{NO})$ ,  $\Delta H > 0$  и определить смещение равновесия при повышении давления.
3. При некоторой температуре равновесие гомогенной системы  $2(\text{NO}) + (\text{O}_2) \rightleftharpoons 2(\text{NO}_2)$  установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ (моль/л):  $[\text{NO}]_{\text{р}} = 0,05$ ;  $[\text{O}_2]_{\text{р}} = 0,02$ ;  $[\text{NO}_2]_{\text{р}} = 0,04$  моль. Вычислите константу равновесия и исходную концентрацию  $\text{NO}$  и  $\text{O}_2$ .

### Вариант 4

1. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа.
2. Записать кинетическое уравнение по закону действующих масс для реакции:  
 $(\text{CH}_4) + (\text{H}_2\text{O}) \rightarrow (\text{CO}) + 3(\text{H}_2)$ . Как изменится скорость данной реакции, если увеличить давление в 3 раза?
3. Записать выражение константы равновесия для реакции  $(\text{CO}) + (\text{H}_2\text{O}) \leftrightarrow (\text{CO}_2) + (\text{H}_2)$ ,  $\Delta H < 0$  и определить смещение равновесия при понижении давления.
4. Исходные концентрации  $[\text{NO}]_{\text{исх}}$  и  $[\text{Cl}_2]_{\text{исх}}$  в системе  $2(\text{NO}) + (\text{Cl}_2) \rightleftharpoons 2(\text{NOCl})$  составляют соответственно 0,8 и 0,5 моль/л. Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 40%  $\text{NO}$ .



## Тема самостоятельной работы Комплексные соединения

**Цель:** овладение студентами знаниями о процессе комплексообразования и составе комплексных соединений; особенностях химической связи и устойчивости этих веществ.

**Задачи:** • иметь представление об основных понятиях: комплексообразователь, лиганды и координационное число.

- получить информацию о природе химической связи в комплексных соединениях в рамках метода вс и теории кристаллического поля.

- знать условия образования, разрушения и трансформации комплексных соединений.

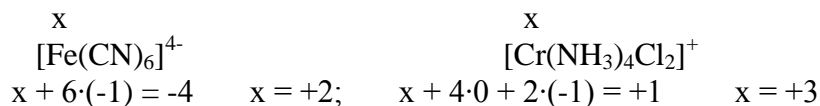
### Методика выполнения блочно-модульных заданий

**Задание 1.** На теоретические вопросы ответы подготовить по лекциям и учебным пособиям.

**Задание 2.** Определить степень окисления комплексообразователя:



Ответ.



Степень окисления комплексообразователя:  $[\text{Fe}^{+2}(\text{CN})_6]^{4+}; \quad [\text{Cr}^{+3}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^+$ .

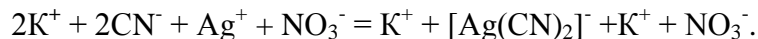
**Задание 3.** Получить и охарактеризовать координационное (комплексное) соединение: название, структура, первичная и вторичная диссоциация, выражение константы нестойкости:  $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$

Ответ.

1. Получение. Смешиванием растворов  $\text{KCN}$  и  $\text{AgNO}_3$ :

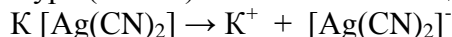


или в ионной форме:



2. Название - дицианоаргентат(I) калия.

3. Первичная диссоциация и структура (состав) комплексного соединения.



внешняя внутренняя  
сфера сфера

$\text{Ag}^+$  - комплексообразователь;  $\text{CN}^-$  - монодентатный лиганд.

Один лиганд  $\text{CN}^-$  связывается с комплексообразователем ( $\text{Ag}^+$ ) только одной связью, поэтому дентатность этого лиганда равна I. Количество координационных связей, которыми комплексообразователь связан со всеми лигандами, равно 2, следовательно, координационное число серебра в данном комплексном соединении равно 2.

4. Вторичная диссоциация комплексного иона.  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \leftrightarrow 2\text{CN}^- + \text{Ag}^+$ .

5. Выражение константы нестойкости комплексного иона:

$$K_{\text{нест.}} = \frac{[\text{Ag}^+][\text{CN}^-]^2}{\{[\text{Ag}(\text{CN})_2]^{-}\}}$$

**Задание 4.** Указать тип гибридизации АО комплексообразователя в ионе  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$  и определить его геометрию, магнитные свойства, спиновость и окраску раствора.

Ответ.

Электронная формула атома  $\text{Ag} \dots 4d^{10}5s^1$ , а иона  $\text{Ag}^+ \dots 4d^{10}5s^0$ . Координационное число равно 2, поэтому донорно-акцепторные связи образуют  $sp$ -гибридные орбитали и комплексный ион имеет линейное строение  $[\text{CN}^- \rightarrow \text{Ag}^+ \leftarrow \text{CN}^-]$ . Внутренние атомные орбитали имеют все спаренные электроны, и комплексный ион диамагнитный.

У иона  $\text{Ag}^+$  d-подуровень заполнен полностью, поэтому комплекс неокрашен.



### Вариант 1

1. Определение комплексных соединений, основные положения координационной теории Вернера.
2. Определить степень окисления комплексообразователя:  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ ;  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ .
3. Получить и назвать комплексное соединение  $\text{Na}_2[\text{NiF}_4]$ . Характеристика комплексного соединения (структура, первичная диссоциация, ступенчатая вторичная диссоциация, выражение константы нестойкости суммарной диссоциации комплексного иона)
4. Указать тип гибридизации АО комплексообразователя в ионе  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$  и определить его геометрию, магнитные свойства, спиновость и окраску раствора.

### Вариант 2

1. Состав комплексных соединений. Внешняя и внутренняя координационные сферы. Комплексообразователь, лиганды, координационное число.
2. Определить степень окисления комплексообразователя:  $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$ ;  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{2+}$ .
3. Получить и назвать комплексное соединение  $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ . Характеристика комплексного соединения (структура, первичная диссоциация, ступенчатая вторичная диссоциация, выражение константы нестойкости суммарной диссоциации комплексного иона)
4. Указать тип гибридизации АО комплексообразователя в ионе  $[\text{SiF}_6]^{2-}$  и определить его геометрию, магнитные свойства, спиновость и окраску раствора.

### Вариант 3

1. Классификация комплексных соединений. Катионные, анионные и нейтральные комплексы. Номенклатура комплексных соединений.
2. Определить степень окисления комплексообразователя:  $[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$ ;  $[\text{Cu}(\text{SCN})_3\text{Cl}]^{2-}$ .
3. Получить и назвать комплексное соединение  $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ . Характеристика комплексного соединения (структура, первичная диссоциация, ступенчатая вторичная диссоциация, выражение константы нестойкости суммарной диссоциации комплексного иона)
4. Указать тип гибридизации АО комплексообразователя в ионе  $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$  и определить его геометрию, магнитные свойства, спиновость и окраску раствора.

### Вариант 4

1. Типичные комплексообразователи. Факторы, определяющие способность атомов и ионов выступать в роли комплексообразователей. Координационное число комплексообразователя и факторы, определяющие его.
2. Определить степень окисления комплексообразователя:  $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ ;  $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ .
3. Получить и назвать комплексное соединение  $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ . Характеристика комплексного соединения (структура, первичная диссоциация, ступенчатая вторичная диссоциация, выражение константы нестойкости суммарной диссоциации комплексного иона)
4. Указать тип гибридизации АО комплексообразователя в ионе  $[\text{CoF}_6]^{3-}$  и определить его геометрию, магнитные свойства, спиновость и окраску раствора.

### Вариант 5

1. Типичные лиганды. Молекулы и ионы в качестве лигандов. Факторы, определяющие их способность выступать в роли лигандов. Моно- и полидентатные лиганды.
2. Определить степень окисления комплексообразователя:  $[\text{NiCl}_4]^{2-}$ ;  $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ .
3. Получить и назвать комплексное соединение  $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{NO}_2)_6]$ . Характеристика комплексного соединения (структура, первичная диссоциация, ступенчатая вторичная диссоциация, выражение константы нестойкости суммарной диссоциации комплексного иона)
4. Указать тип гибридизации АО комплексообразователя в ионе  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$  и определить его геометрию, магнитные свойства, спиновость и окраску раствора.



## Тема самостоятельной работы Растворы. Гидролиз солей

**Цель:** Получение студентами знаний о механизме процессов растворения, свойствах и способах выражения состава растворов, об особенностях растворов сильных и слабых электролитов, а также о гидролизе солей.

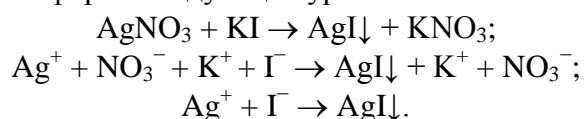
**Задачи:** • Усвоить основные понятия и свойства растворов.

- Иметь представление об электрохимической диссоциации, силе электролита, ионном произведении воды и pH растворов.
- Понять процесс гидролиза разных типов солей.

### Методика выполнения модульных заданий

**Задание 1.** На теоретические вопросы ответы подготовить по лекциям и учебным пособиям.

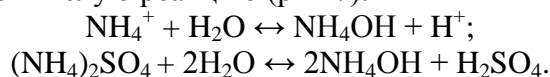
**Задание 2.** Напишите в ионной форме следующие уравнения:



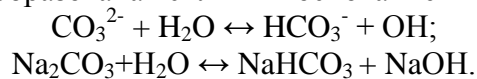
**Задание 3.** Написать уравнения гидролиза солей в молекулярном и ионном виде: сульфата аммония, карбоната натрия, ацетата аммония.

Ответ.

Соль сульфат аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  образована слабым основанием и сильной кислотой. Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, сводится к гидролизу катиона слабого основания. В результате этого концентрация ионов  $\text{H}^+$  в растворе становится больше концентрации ионов  $\text{OH}^-$  и раствор приобретает кислую реакцию ( $\text{pH} < 7$ ):

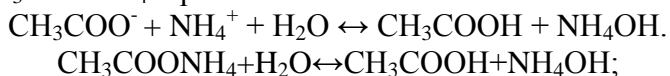


Соль карбоната натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  образована сильным основанием и слабой кислотой:



Гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой, сводится к гидролизу аниона слабой кислоты. Поэтому в растворе соли  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  концентрация ионов  $\text{OH}^-$  становится больше концентрации ионов  $\text{H}^+$ , и реакция этого раствора – щелочная ( $\text{pH} > 7$ );

Соль ацетата аммония  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  образована слабой кислотой и слабым основанием:



Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием, сводится к гидролизу как катиона слабого основания, так и аниона слабой кислоты. Реакция раствора зависит от степени диссоциации (силы электролита) образовавшихся кислоты и основания. Для данной соли она будет близкой к нейтральной ( $\text{pH} \approx 7$ ), так как степени диссоциации обоих слабых электролитов приблизительно равны.

**Задание 4.** Вычислить pH, если концентрация  $\text{H}^+$  равна  $10^{-4}$  моль/л.

Ответ.

Находим величину pH:  $\text{pH} = -\lg C(\text{H}^+)$ ;  $\text{pH} = -\lg(10^{-4})$ ;  $\text{pH} = 4$

Ответ:  $\text{pH} = 4$ .

**Задание 5.** Коэффициенты растворимости  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  при 60 и 10 °C соответственно равны 90 г и 46 г на 100 г воды. Какую массу чистого нитрата свинца можно получить при охлаждении его



насыщенного раствора от 60 до 10 °С, если на приготовление насыщенного раствора было затрачено 400 мл воды?

Ответ.

Найдем массу соли, которая растворится при 60 °С в 400 мл воды.

$$m(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 90 \cdot 400 / 100 = 360 \text{ г}$$

Найдем массу соли, которая останется при 10 °С в 400 мл воды.

$$m(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 46 \cdot 400 / 100 = 184 \text{ г}$$

Найдем массу чистого нитрата свинца, которую можно получить при охлаждении его насыщенного раствора от 60 до 10 °С

$$m(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 360 - 184 = 176 \text{ г}$$

Ответ: 176 г  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

### Вариант 1

1. Истинные растворы. Растворение как физико-химический процесс. Понятия "растворитель" и "растворенное вещество". Тепловые эффекты при растворении.
2. Закончить и написать в ионной форме следующее уравнение:  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{CaI}_2 \rightarrow$
3. Написать уравнение гидролиза солей: карбоната натрия, хлорида магния, карбоната алюминия. Найти концентрацию ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ , если  $\text{pOH} = 4$ .
4. Какую массу медного купороса и какой объём воды нужно взять, чтобы приготовить 200 г насыщенного при 20 °С раствора  $\text{CuSO}_4$  ( $s = 12,33 \text{ г CuSO}_4 / 100 \text{ г воды}$ )?

### Вариант 2

1. Электролиты и неэлектролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации. Механизм диссоциации.
2. Закончить и написать в ионной форме следующее уравнение:  $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow$
3. Написать уравнение гидролиза солей: нитрата магния, сульфида калия, ацетата свинца (II).
4. Найти pH раствора, концентрацию ионов  $\text{OH}^-$ , если концентрация  $\text{H}^+$  равна  $10^{-5}$  моль/л.
5. Найдите массу  $\text{KClO}_3$  выделившегося из раствора массой 200 г с массовой долей соли 32 % при охлаждении его до 0 °С, если коэффициент растворимости соли при 0 °С равен 3,3 г.

### Вариант 3

1. Степень электролитической диссоциации электролитов. Факторы, определяющие величину степени диссоциации (природа растворителя и растворенного вещества, температура, концентрация раствора). Сильные и слабые электролиты.
2. Закончить и написать в ионной форме следующее уравнение:  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 \rightarrow$
3. Написать уравнения гидролиза солей: нитрата аммония, силиката натрия, сульфида алюминия.
4. Найти pH раствора, концентрацию ионов  $\text{OH}^-$ , если концентрация  $\text{H}^+$  равна  $10^{-11}$  моль/л.
5. Найдите массу  $\text{H}_3\text{BO}_3$  выделившейся из раствора массой 400 г с массовой долей соли 23,26 % при охлаждении его до 0 °С, если коэффициент растворимости кислоты при 0 °С равен 4,87 г.

### Вариант 4

1. Реакции гидролиза солей. Типы гидролиза. Степень гидролиза.
2. Закончить и написать в ионной форме следующее уравнение:  $\text{H}_2\text{S} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$
3. Написать уравнения гидролиза солей: нитрита аммония, сульфида натрия, ацетата магния.
4. Найти концентрацию ионов  $\text{OH}^-$  и  $\text{H}^+$ , если  $\text{pOH} = 2$ .
5. Какую массу медного купороса и какой объём воды нужно взять, чтобы приготовить 100 г насыщенного при 20 °С раствора  $\text{CuSO}_4$  ( $s = 12,33 \text{ г CuSO}_4 / 100 \text{ г воды}$ )?



## Тема самостоятельной работы Окислительно-восстановительные реакции

**Цель:** формирование у студентов знаний об окислительно-восстановительных процессах, электродных потенциалах и ЭДС окислительно-восстановительных реакций.

**Задачи:** • изучить методы составления и направление протекания ОВР.

- иметь понятия об электродных потенциалах и гальванических элементах.
- знать условия самопроизвольного и равновесного протекания окислительно-восстановительных реакций.

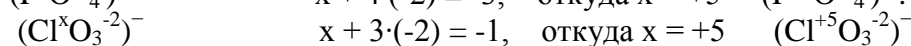
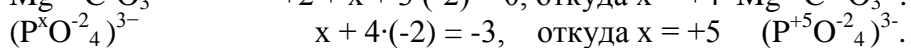
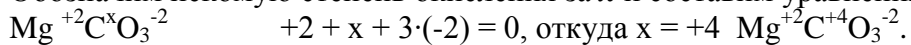
**Задание 1.** На теоретические вопросы ответы подготовить по лекциям и учебным пособиям.

**Задание 2.** Определить степени окисления элементов в соединениях  $MgCO_3$ ,  $PO_3^{3-}$ ,  $ClO_3^-$ ,  $(Cl^+, Cl^{+3}, Cl^{+7})$ . Для элемента последней частицы определить окислительно-восстановительные свойства.

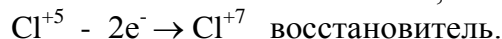
Ответ.

Степень окисления – это условный заряд атома, рассчитанный исходя из того, что молекула состоит из ионов. В молекуле сумма степеней окисления всех элементов равна нулю, а в ионе – заряду иона.

Обозначим искомую степень окисления за  $x$  и составим уравнения.



Окислительно-восстановительные свойства для элемента последней частицы  $Cl^{+5}$ :

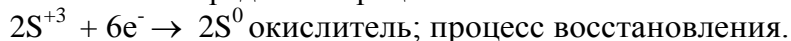


**Задание 3.** Определить характер окислительно-восстановительного процесса в переходах: а)  $S_2O_3^{2-} \rightarrow S$ ; б)  $NO_2^- \rightarrow NO_3^-$

Ответ.

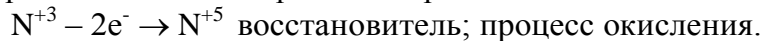
а) Рассчитать степени окисления элементов  $S_2O_3^{2-} \rightarrow S^0$

Составить электронный баланс и определить процесс

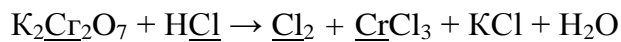


б) Рассчитать степени окисления элементов  $N^{+3}O_2^- \rightarrow N^{+5}O_3^-$

Составить электронный баланс и определить процесс



**Задание 4.** Методом электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции протекающей по схеме:



Ответ.

При составлении ОВР в настоящее время используются два метода подбора коэффициентов: метод электронного баланса и электронно-ионный метод или метод полуреакций. В обоих случаях исходят из того, что общее число электронов, отдаваемых восстановителем, равно общему числу электронов, принимаемых окислителем. Для подбора коэффициентов **методом электронного баланса** составляют схему реакции, определяют элементы, изменившие степень окисления, и составляют отдельные

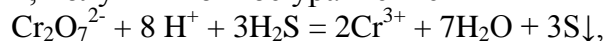




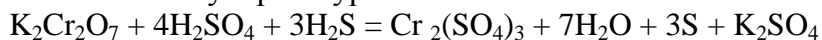
Общее число электронов, отдаваемых восстановителем, должно быть равно числу электронов, присоединяемых окислителем.

Суммируем электронно-ионные уравнения, предварительно умноженные на коэффициенты.  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 3\text{H}_2\text{S} = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O} + 3\text{S}\downarrow + 2\text{H}^+$

Сократив подобные члены, получим ионное уравнение



по которому составляют молекулярное уравнение



### Вариант 1

1. Сущность окислительно-восстановительных реакций. Процессы окисления и восстановления.
2. Определить степени окисления элементов в соединениях:  $\text{PH}_4^+$ ,  $\text{CaClO}_2$ ,  $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{H}_4\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$  ( $\text{O}^{-2}$ ,  $\text{O}^0$ ,  $\text{O}^{+2}$ ). Для элемента последней частицы определить окислительно-восстановительные свойства.
3. Определить характер окислительно-восстановительного процесса в переходах:  
а)  $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{N}_2\text{O}$  б)  $\text{MnO}_4^{2-} \rightarrow \text{Mn}^{2+}$
4. Методом электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции протекающей по схеме:  $\text{Ca} + \text{HNO}_3_{\text{разб.}} \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
5. Расставить коэффициенты электронно-ионным методом в уравнении реакции протекающей по схеме:  
 $\text{KNCS} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{CO}_2 + \text{SO}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
Определить факторы эквивалентности окислителя и восстановителя.

### Вариант 2

1. Изменение степеней окисления атомов реагирующих веществ как результат переноса электронов или переноса атомов. Окислители. Восстановители.
2. Определить степени окисления элементов в соединениях:  $\text{N}_2\text{H}_4$ ,  $\text{CaC}_2$ ,  $\text{ClO}_3^-$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{MnO}_4^{2-}$  ( $\text{Mn}^{+2}$ ,  $\text{Mn}^{+4}$ ,  $\text{Mn}^{+6}$ ,  $\text{Mn}^{+7}$ ). Для элемента последней частицы определить окислительно-восстановительные свойства.
3. Определить характер окислительно-восстановительного процесса в переходах:  
а)  $\text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$  б)  $\text{MnO} \rightarrow \text{MnO}_2$
4. Методом электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции протекающей по схеме:  $\text{Ca} + \text{HNO}_3_{\text{разб.}} \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
5. Расставить коэффициенты электронно-ионным методом в уравнении реакции протекающей по схеме:  
 $\text{C}_4\text{H}_8 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{COOH} + \text{HCOOH} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
Определить факторы эквивалентности окислителя и восстановителя.

### Вариант 3

1. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Подбор коэффициентов: методы электронного баланса и ионно-электронный.
2. Определить степени окисления элементов в соединениях:  $\text{N}_2\text{O}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ,  $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{ClO}_3^-$ , ( $\text{Cl}^+$ ,  $\text{Cl}^{+3}$ ,  $\text{Cl}^{+5}$ ,  $\text{Cl}^{+7}$ ). Для элемента последней частицы определить окислительно-восстановительные свойства.
3. Определить характер окислительно-восстановительного процесса в переходах:  
а)  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow \text{S}$  б)  $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_4^+$
4. Методом электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции протекающей по схеме:  $\text{Cu} + \text{HNO}_3_{\text{к.}} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5. Расставить коэффициенты электронно-ионным методом в уравнении реакции протекающей по схеме:  
 $\text{C}_6\text{H}_{12} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{COOH} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
Определить факторы эквивалентности окислителя и восстановителя.



## Тема самостоятельной работы

### Химия элементов

**Цель:** Дать студентам представление о специфичности роли каждого органогена и его соединений в живых системах.

**Задачи:** • Охарактеризовать распространенность химических элементов в природе.

- Знать понятия: макроэлемент, микроэлемент, органоген, металлы жизни, биогенные элементы, токсиканты.
- Определять закономерности распределения биогенных элементов по s-, p-, d- блокам.
- Владеть информацией о специфической роли каждого органогена и его соединений в живых системах.

#### Вариант 1

1. Элементы III-A группы. Общая характеристика. Строение атомов. Изменение атомных радиусов и энергии ионизации по группе. Валентность и степени окисления. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию.

2. Оксиды и гидроксиды ванадия (II, III, IV, V). Оксиды и гидроксиды ниобия и тантала (V). Кислотно-основные свойства гидроксидов.

3. Получить и назвать комплексное соединение  $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$ . Характеристика комплексного соединения (структура, первичная диссоциация, геометрия, ступенчатая вторичная диссоциация, выражение константы нестойкости суммарной диссоциации комплексного иона)

4. Написать уравнения гидролиза солей: а) сульфата алюминия, б) нитрита калия, в) ацетата аммония.

5. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения: а)  $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2$  (назвать соединения).

6. Расставить коэффициенты электронно-ионным методом в уравнении реакции протекающей по схеме:  $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{NaOH} + \text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{NH}_3$

Определить факторы эквивалентности окислителя и восстановителя.

#### Вариант 2

1. Кислородсодержащие кислоты фосфора и их соли. Фосфорноватистая кислота и гипофосфиты. Фосфористая кислота и фосфиты. Мета-, ди(пиро), - полифосфорные кислоты и их соли. Ортофосфорная кислота. Фосфаты средние и кислые. Фосфорные удобрения. Простой суперфосфат. Двойной суперфосфат. Преципитат. Фосфоритная мука. Смешанные удобрения. Аммофос. Азофоска. Значение азота и фосфора как биогенных элементов; их круговорот в природе.

2. Химические соединения. Фториды ксенона и криптона. Гидролиз фторидов. Клатратные соединения аргона и его аналогов. Гидраты аргона, криптона, ксенона.

3. Получить и назвать комплексное соединение  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Характеристика комплексного соединения (структура, первичная диссоциация, геометрия, ступенчатая вторичная диссоциация, выражение константы нестойкости суммарной диссоциации комплексного иона)

4. Написать уравнения гидролиза солей: а) сульфита натрия, б) хлорида железа (II), в) карбоната аммония.

5. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения: а)  $\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4$  (назвать соединения).

6. Расставить коэффициенты электронно-ионным методом в уравнении реакции протекающей по схеме:  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Определить факторы эквивалентности окислителя и восстановителя.

#### Вариант 3

1. Оксиды углерода. Оксид углерода (II). Химическая связь в молекуле с позиций теорий ВС и МО. Восстановительные свойства. Оксид углерода (IV). Строение молекулы. Отношение к воде, ще-



лочам. Получение и применение оксидов. Токсичность оксида углерода (II). Угольная кислота и ее соли. Гидролиз. Термическая устойчивость карбонатов.

2. d-элементы VII -B группы. Строение атомов. Валентность и степени окисления атомов. Изменение устойчивости соединений в высшей степени окисления атомов. Химическая активность в ряду марганец - рений. Отношение к кислороду, воде, кислотам, щелочам. Применение марганца.

3. Получить и назвать комплексное соединение  $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ . Характеристика комплексного соединения (структура, первичная диссоциация, геометрия, ступенчатая вторичная диссоциация, выражение константы нестойкости суммарной диссоциации комплексного иона)

4. Написать уравнения гидролиза солей: а) хлорида магния; б) сульфида калия; в) карбоната хрома (III).

5. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



6. Расставить коэффициенты электронно-ионным методом в уравнении реакции протекающей по схеме:



Определить факторы эквивалентности окислителя и восстановителя.

#### Вариант 4

1. Оксиды кремния. Оксиды кремния (II, IV). Их устойчивость. Диоксид кремния. Его полимерное строение. Аморфная и кристаллическая формы. Кварц. Кварцевое стекло. Отношение диоксида кремния к воде, кислотам, щелочам. Кремниевые кислоты и их соли. Поликремниевые кислоты. Золи и гели кремниевых кислот. Силикагель как адсорбент.

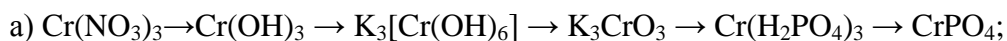
2. Оксиды марганца (II, III, IV, VII). Устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Гидроксиды технеция и рения. Соли марганца (II). Окислительно-восстановительные свойства. Соли марганца (VII). Перманганаты. Окислительные свойства перманганатов в кислой, щелочной и нейтральной средах. Токсикология элементов и их соединений.

3. Получить и назвать комплексное соединение  $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ . Характеристика комплексного соединения (структура, первичная диссоциация, ступенчатая вторичная диссоциация, выражение константы нестойкости суммарной диссоциации комплексного иона)

4. Написать уравнения гидролиза солей: а) сульфата цинка;

б) нитрита натрия; в) цианида аммония.

5. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



6. Расставить коэффициенты электронно-ионным методом в уравнении реакции протекающей по схеме:  $\text{C}_4\text{H}_8 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{COOH} + \text{HCOOH} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Определить факторы эквивалентности окислителя и восстановителя.



## Тема самостоятельной работы Количественный химический анализ

**Цель:** Изучение основных методов и приобретение навыков проведения количественного анализа.

**Задачи:** • Изучить основные элементы количественного химического анализа.

- Научиться готовить растворы заданной концентрации.
- Освоить способы проведения гравиметрического и титриметрического анализов.
- Проводить статистическую и графическую обработку результатов анализа.
- Владеть общей характеристикой физико-химических методов анализа и основными приемами определения и расчета концентраций в физико-химических методах.
- Ознакомиться с применением химических и физико-химических методов анализа при агро-экологических и биохимических исследованиях, а также в исследованиях по контролю окружающей среды.

### Гравиметрический анализ

**Задание 1.** На теоретические вопросы ответы подготовить по учебным пособиям и лекциям.

В чем заключается сущность гравиметрического анализа?

Гравиметрический анализ основан на определении массы вещества.

В ходе гравиметрического анализа определяемое вещество или отгоняется в виде какого-либо летучего соединения (метод отгонки), или осаждается из раствора в виде малорастворимого соединения (метод осаждения). Методом отгонки определяют, например, содержание кристаллизационной воды в кристаллогидратах, если вещество при нагревании не претерпевает других химических изменений, кроме выделения воды:  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} (\text{к}) = \text{BaCl}_2 (\text{к}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{г})$

Для определения содержания  $\text{SiO}_2$  часто используют реакцию с фтороводородной (плавиковой) кислотой, в результате которой образуется летучий  $\text{SiF}_4$ :  $\text{SiO}_2 + 4\text{HF} = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

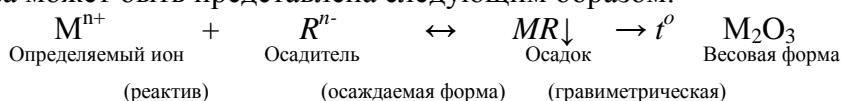
Метод отгонки применяют также при анализе карбонатов, некоторых нитратов и других соединений, образующих летучие продукты реакции. Содержание анализируемого компонента определяют по изменению массы вещества в результате термической обработки (обычно, уменьшению) или по увеличению массы поглотителя газообразных продуктов реакции.

Методы осаждения применяются более широко и их практическое значение намного больше, чем методов отгонки.

Гравиметрический анализ по методу осаждения основан на том, что к раствору определяемого вещества прибавляют раствор осадителя и выделяют определяемый компонент в виде труднорастворимого (практически нерастворимого) соединения - осадка. Массу осадка после высушивания или прокаливания взвешивают на аналитических весах. По результатам взвешивания конечного продукта вычисляют содержание определяемого компонента.

При прокаливании осадок может превращаться в соединение другого состава. Например, ион железа  $\text{Fe}^{3+}$  осаждают раствором аммиака и получают осадок гидроксида железа  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . При прокаливании осадок превращается в оксид железа (III)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , который взвешивают.

В гравиметрическом анализе различают осадок (осаждаемая форма) и весовую (гравиметрическую) форму, которые по химическому составу не всегда совпадают между собой. Общая схема гравиметрического анализа может быть представлена следующим образом:



**Задание 2.** Какую навеску соли  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$  нужно взять для гравиметрического определения в ней меди? Какой объем раствора  $\text{NaOH}$  с массовой долей 25% ( $\rho \approx 1,274 \text{ г/см}^3$ ) следует взять для осаждения меди с учетом избытка осадителя? Вычислите фактор пересчета для определения количе-



ства меди по массе  $\text{CuO}$ . Какова массовая доля меди в исследуемом веществе, если из навески 0,6000 г получено 0,1971 г весовой формы  $\text{CuO}$ ?  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  – осаждаемая форма аморфная.

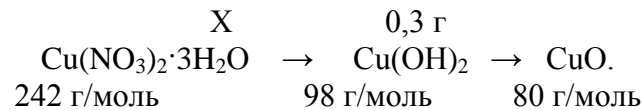
Решение.

1. Составим аналитическую цепочку:

Аналитическая навеска  $\rightarrow$  осаждаемая форма  $\rightarrow$  весовая форма.



Гравиметрически определяется медь, поэтому его количество в каждой из аналитических форм должно быть одинаковым. Для этого необходимо удвоить аналитическую навеску и осаждаемую форму:



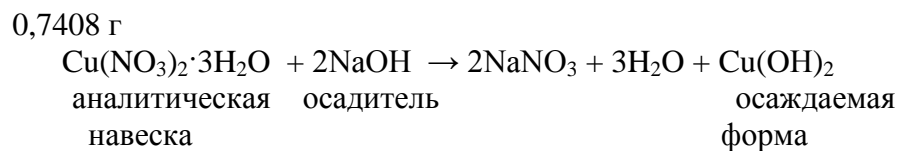
Далее определяется соотношение между аналитической навеской и осаждаемой формой:

1 моль анал. навески – 1 моль осаждаемой формы.

Составим пропорцию: для этого переведем моль в граммы, а массу осаждаемой формы примем равной 0,3 г (условие выбора навески в методе осаждения):

$$\begin{array}{l} 242 \text{ г анал. навески} - 98 \text{ осаждаемой формы} \\ X \text{ г анал. навески} - 0,3 \text{ г осаждаемой формы} \\ X = 0,7408 \text{ г}. \end{array}$$

2. Объем раствора осадителя рассчитывается по реакции химического взаимодействия между ним и раствором аналитической навески:



Далее определяется соотношение между аналитической навеской и раствором осадителя:

1 моль анал. навески – 2 моль осадителя.

Составим пропорцию:

$$\begin{array}{l} 242 \text{ г анал. навески} - 2 \cdot 40 \text{ г раствора осадителя} \\ 0,7408 \text{ г анал. навески} - m \text{ осадителя} \\ m \text{ (осадителя)} = 0,2449 \text{ г}. \end{array}$$

Зная массовую долю (25%) и плотность ( $\rho \approx 1,274 \text{ г/см}^3$ ) раствора, определим его объем, необходимый для осаждения магния:

$$\begin{array}{l} W \text{ (вещества)} = m \text{ (вещества)} \cdot 100\% / m \text{ (раствора)}, \\ m \text{ (раствора)} = m \text{ (вещества)} \cdot 100\% / W \text{ (вещества)}, \\ m \text{ (раствора)} = 0,2449 \text{ г} \cdot 100\% / 25\% = 0,9796 \text{ г}, \\ V \text{ (раствора)} = m \text{ (раствора)} / \rho \text{ (раствора)}, \\ V \text{ (раствора)} = 0,9796 \text{ г} / 1,274 \text{ г/см}^3 = 0,77 \text{ см}^3. \end{array}$$

Для достижения полноты осаждения раствор осадителя берётся в полуторном избытке:

$$V \text{ (фактич.)} = V \text{ (расчетный)} \cdot 1,5 = 0,77 \cdot 1,5 = 1,2 \text{ см}^3.$$

3. Фактор пересчета для определения количества меди по массе  $\text{CuO}$  – это коэффициент, который определяется следующим образом:  $\Phi \text{ Cu/CuO} = A_r \text{ (Cu)} / M \text{ (CuO)}$ ,

$$\Phi \text{ Cu/CuO} = 64 / 80 = 0,8.$$

4. Массовая доля магния в исследуемом веществе определяется с помощью фактора пересчета:

$$\begin{array}{l} m \text{ (Cu)} = \Phi \text{ Cu/CuO} \cdot m \text{ (весовой формы)}, \\ m \text{ (Mg)} = 0,8 \cdot 0,1971 = 0,15768 \text{ г}, \\ W \text{ (Cu)} = m \text{ (Cu)} \cdot 100\% / m \text{ (навески)}, \end{array}$$

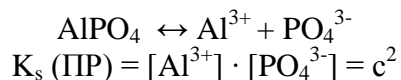


$$W(\text{Cu}) = 0,15768 \text{ г} \cdot 100\% / 0,6000 \text{ г} = 26,28 \%$$

**Задание 3.** На сколько граммов уменьшится масса осадка  $\text{AlPO}_4$ , если его промыть 300 мл дистиллированной воды ( $\text{PP} = K_s(\text{AlPO}_4) = 5,8 \cdot 10^{-19}$ )?

#### Решение.

1. Запишем уравнение диссоциации осадка и выражение константы растворимости  $K_s$  (произведения растворимости) для  $\text{AlPO}_4$



2. Найдем растворимость соли ( $c$ ).

$$c = \sqrt{K_s(\text{PP})} = \sqrt{5,8 \cdot 10^{-19}} = 7,6 \cdot 10^{-10} \text{ моль/л}$$

3. Найдем массу потерь осадка.

$$m(\text{AlPO}_4) = c \cdot M \cdot V_{\text{л}} = 7,6 \cdot 10^{-10} \cdot 122 \cdot 0,3 = 2,78 \cdot 10^{-8} \text{ г}$$

#### Вариант 1.

1. Какие процессы происходят с кристаллическими осадками при их старении? Почему старение осадка выгодно для гравиметрического анализа?

2. Какую навеску соли  $\text{MnCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$  нужно взять для гравиметрического определения в ней хлора?

Какой объем раствора  $\text{AgNO}_3$  с массовой долей 5% ( $\rho \approx 1,05 \text{ г/см}^3$ ) следует взять для осаждения хлорид-иона с учетом избытка осадителя? Вычислите фактор пересчета для определения количества хлорид-иона по массе  $\text{AgCl}$ . Какова массовая доля хлора в исследуемом веществе, если из навески 0,1380 г получено 0,2000 г весовой формы  $\text{AgCl}$ ?

$\text{AgCl}$  – осаждаемая форма аморфная.

3. На сколько граммов уменьшится масса осадка  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , если его промыть 400 мл дистиллированной воды ( $\text{PP} = K_s(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 5,0 \cdot 10^{-20}$ )?

#### Вариант 2.

1. В каких условиях ведут осаждение аморфных осадков?

2. Какую навеску соли  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  нужно взять для гравиметрического определения в ней сульфат-иона?

Какой объем раствора  $\text{BaCl}_2$  с массовой долей 4% ( $\rho \approx 1,05 \text{ г/см}^3$ ) следует взять для осаждения сульфат-иона с учетом избытка осадителя? Вычислите фактор пересчета для определения количества сульфат-иона по массе  $\text{BaSO}_4$ . Какова массовая доля сульфат-иона в исследуемом веществе, если из навески 0,5100 г получено 0,4827 г весовой формы  $\text{BaSO}_4$ ?  $\text{BaSO}_4$  – осаждаемая форма кристаллическая.

3. На сколько граммов уменьшится масса осадка  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$ , если его промыть 100 мл дистиллированной воды ( $\text{PP} = K_s(\text{Ag}_2\text{CO}_3) = 8,2 \cdot 10^{-12}$ )?

#### Вариант 3

1. В каких условиях ведут осаждение кристаллических осадков?

2. Какую навеску соли  $\text{K}_2\text{HPO}_4$  нужно взять для гравиметрического определения в ней  $\text{P}_2\text{O}_5$ ?

Какой объем раствора  $\text{MgCl}_2$  с массовой долей 6% ( $\rho \approx 1,06 \text{ г/см}^3$ ) следует взять для осаждения фосфат-иона с учетом избытка осадителя? Вычислите фактор пересчета для определения количества  $\text{P}_2\text{O}_5$  по массе  $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$ . Какова массовая доля  $\text{P}_2\text{O}_5$  в исследуемом веществе, если из навески 0,7540 г получено 0,4802 г весовой формы  $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$ ?

$\text{MgNH}_4\text{PO}_4$  – осаждаемая форма кристаллическая.

3. На сколько граммов уменьшится масса осадка  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , если его промыть 300 мл дистиллированной воды ( $\text{PP} = K_s(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1 \cdot 10^{-32}$ )?



## Титриметрический анализ

**Задание 1.** На теоретические вопросы ответы подготовить по учебным пособиям и лекциям.

Как классифицируются титриметрические методы анализа по способу титрования?

Ответ. Различают несколько способов (приёмов) выполнения титриметрического анализа: прямое титрование, обратное титрование и титрование заместителя.

Прямое титрование состоит в непосредственном прибавлении рабочего раствора к пробе с определяемым веществом. Например, пусть требуется определить концентрацию гидроксид-ионов в растворе. Возьмем рабочий раствор хлороводородной кислоты и будем прибавлять его к исследуемой пробе. При этом происходит реакция нейтрализации  $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ . Точку эквивалентности можно установить с помощью любого кислотного-основного индикатора, например лакмуса. Первая избыточная капля раствора хлороводородной кислоты вызовет изменение окраски индикатора от синей к красной. Измерив, объем прибавленного реагента и зная его концентрацию, легко можно вычислить содержание ионов  $\text{OH}^-$  в пробе.

Обратное титрование основано на использовании двух рабочих растворов. Сначала к анализируемой пробе приливают точно измеренное количество первого рабочего раствора, в котором содержится реагент, взаимодействующий с определяемым веществом. Непрореагировавший избыток этого реагента оттитровывают с помощью второго рабочего раствора. Метод обратного титрования применяют в тех случаях, когда исследуемое вещество обладает повышенной летучестью.

В некоторых вариантах титриметрического анализа сначала проводят реакцию определяемого вещества с каким-либо реагентом, а затем титруют один из продуктов этой реакции. Такой способ называется титрованием заместителя (косвенное титрование). Например, при йодометрическом определении меди к анализируемому раствору добавляют избыток  $\text{KI}$ . Происходит реакция  $2\text{Cu}^{2+} + 4\text{I}^- \rightarrow 2\text{CuI} + \text{I}_2$ .

Выделившийся йод оттитровывают тиосульфатом натрия.

**Задание 2. а)** Какой объем 50%-ного раствора  $\text{KOH}$  плотностью  $1,538 \text{ г/см}^3$  потребуется для приготовления 3 л 6%-ного раствора плотностью  $1,048 \text{ г/см}^3$ ?

Решение

1. Найдём массу 6% раствора.

$$m = \rho \cdot V = 1,048 \cdot 3000 = 3144 \text{ г}$$

2. Найдём массу  $\text{KOH}$ .

$$m_{(\text{KOH})} = m(\text{р-ра}) \cdot \omega = 3144 \cdot 0,06 = 188,64 \text{ г.}$$

3. Найдём массу 50% раствора.

$$m_{(50\% \text{ р-ра})} = 188,64 / 0,5 = 377,28 \text{ г.}$$

4. Найдём объем 50% раствора:  $V = m / \rho = 377,28 / 1,538 = 245,3 \text{ мл.}$

Ответ:  $V = 245,3 \text{ мл.}$

**б)** Какое количество нитрата натрия нужно взять для приготовления 300 мл 0,2 М раствора?

Решение:

Расчёт ведём по молярной концентрации.  $C = m / (M \cdot V)$ .

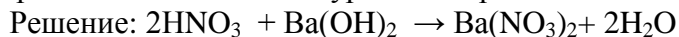
$$\text{Найдём массу соли: } m = C \cdot M \cdot V = 0,2 \cdot 85 \cdot 0,3 = 5,1 \text{ г}$$

И химическое количество  $n = m / M = 5,1 / 85 = 0,06 \text{ моль.}$

Ответ: Чтобы приготовить 300 мл 0,2 М раствора нитрата натрия нужно взять 5,1 г  $\text{NaNO}_3$



**Задание 3. а)** На титрование 15 мл раствора гидроксида бария  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  израсходовали 18,54 мл 0,1158 моль/л. раствора азотной кислоты. Чему равна молярная концентрация эквивалента и титр раствора щелочи? Напишите уравнение реакции.



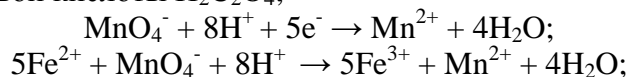
По закону эквивалентов  $C_{\text{ЭКВ1}} \cdot V_1 = C_{\text{ЭКВ2}} \cdot V_2$ ;

$$C_{\text{ЭКВ}}(1/2\text{Ba}(\text{OH})_2) = 18,54 \cdot 0,1158 / 15 = 0,1431 \text{ моль/л}$$

$$\text{Найдём титр. } T(\text{Ba}(\text{OH})_2) = M_{\text{ЭКВ}} \cdot C_{\text{ЭКВ}} / 1000 = 0,1431 \cdot 85,5 / 1000 = 0,01223 \text{ г/мл.}$$

**б)** В 20,00 мл раствора  $\text{FeCl}_3$  железо восстановили до  $\text{Fe}^{2+}$  и оттитровали 19,20 мл раствора  $\text{KMnO}_4$  с молярной концентрацией эквивалента 0,1045 моль/л. Какая масса Fe содержалась в 200,00 мл этого раствора?

Решение. Основным титрантом служит раствор  $\text{KMnO}_4$ ; в паре с ним обычно используются растворы железа (II) или щавелевой кислоты  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ;



Здесь происходит окисление  $\text{Fe}^{2+}$  в  $\text{Fe}^{3+}$ . Молярная масса эквивалента железа (II) равна 55,85 г/моль.

Расчёт в данном методе анализа основан на законе эквивалентов: массы реагирующих веществ прямопропорциональны молярным массам их эквивалентов.

$$C_{\text{ЭКВ1}} \cdot V_1 = C_{\text{ЭКВ2}} \cdot V_2; \quad (C_{\text{ЭКВ}} = C(1/z(x)))$$

Найдём молярную концентрацию эквивалента соли железа.

$$19,20 \cdot 0,1045 = 20 \cdot C; \quad C_{\text{ЭКВ}} = 0,1 \text{ моль/л}$$

Зная молярную концентрацию эквивалента соли железа, можно рассчитать массу железа в выданном растворе  $m(\text{Fe}) = M_{\text{ЭКВ}} \cdot C_{\text{ЭКВ}} \cdot V \text{ л} = 0,1 \cdot 55,85 \cdot 0,2 = 1,12 \text{ г}$

Ответ:  $m(\text{Fe}) = 1,12 \text{ г}$

**Задание 4. а)** Раствор серной кислоты с массовой долей 40% имеет плотность, равную 1,303 г/см<sup>3</sup>. Определите молярную, молярную концентрацию эквивалента и титр раствора.

Решение.

1. Найдём массу взятого 1л 40%-ного раствора.

$$m = \rho \cdot V = 1,303 \cdot 1000 = 1303 \text{ г}$$

2. Найдём массу и число моль кислоты.

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{р-ра}) \cdot \omega = 1303 \cdot 0,4 = 521,2 \text{ г};$$

$$n = m/M = 521,2/98 = 5,32 \text{ моль}$$

3. Найдём молярную концентрацию

$$C(x) = n(x)/V(\text{р-ра}). C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 5,32/1 \text{ л} = 5,32 \text{ моль/л}$$

4. Найдём молярную концентрацию эквивалента

$$C(1/z(x)) = n(1/z(x))/V(\text{р-ра}).$$

$$C(1/2\text{H}_2\text{SO}_4) = 5,32/2 = 2,66 \text{ моль/л}$$

5. Найдём титр раствора.  $T = m/V = 521,2/1000 = 0,5212 \text{ г/мл}$

**б)** Раствор серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 1,8 моль/л имеет плотность, равную 1,055 г/см<sup>3</sup>. Определите молярную концентрацию, титр раствора и массовую долю.

Решение.

1. Найдём массу взятого 1л раствора.

$$m = \rho \cdot V = 1,055 \cdot 1000 = 1055 \text{ г}$$

2. Найдём массу кислоты.

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = c \cdot V \cdot M = 1,8 \cdot 1 \text{ л} \cdot 98 = 176,4 \text{ г};$$

3. Найдём молярную концентрацию

$$C(x) = n(x)/V(\text{р-ра}). C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 176,4/(98 \cdot 1 \text{ л}) = 1,8 \text{ моль/л}$$



4. Найдём титр  $T = m/V = 88,2/1000 = 0,0882$  г/мл

5. Найдём массовую долю  $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = m / m(\text{p-ра}) = 88,2/1055 = 0,0836$  или 8,36%

*Ответ:*  $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 8,36\%$

**Задание 5.а)** Водный раствор аммиака массой 2,12 г разбавлен в мерной колбе вместимостью 250 мл. На титрование 10,0 мл разбавленного раствора затрачено титранта с концентрацией  $c(\text{HCl}) = 0,107$  моль/л объемом 8,4 мл. Рассчитайте массовую долю аммиака в исходном растворе.

Решение

1. Запишем уравнение протекающей реакции  $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$

2. Расчет ведем по закону эквивалентов  $C_{\text{эkv1}} \cdot V_1 = C_{\text{эkv2}} \cdot V_2$ ;

3. Найдём молярную концентрацию аммиака

$$C_{\text{эkv}}(\text{NH}_3) = 0,107 \cdot 8,4 / 10 = 0,08988 \text{ моль/л}$$

3. Рассчитаем содержание  $\text{NH}_3$  в мерной колбе емкостью 250 мл:

$$m(\text{NH}_3) = C_{\text{эkv}}(\text{NH}_3) \cdot M_{\text{эkv}}(\text{NH}_3) \cdot V = 0,08988 \cdot 17 \cdot 0,25 = 0,382 \text{ г.}$$

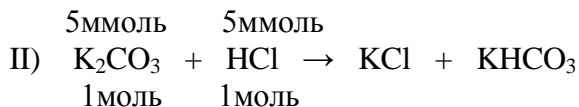
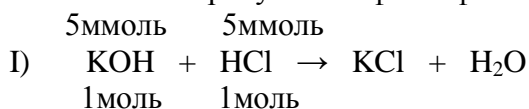
4. Массовая доля аммиака в исходном растворе равна:

$$\omega(\text{NH}_3) = 0,382 \cdot 100\% / 2,12 = 18\%$$

*Ответ:*  $\omega(\text{NH}_3) = 18\%$

**б)** В растворе содержится по 5 ммоль гидроксида калия и карбоната калия. Вычислите, какой объем соляной кислоты с молярной концентрацией хлороводорода, равной 0,105 моль/л пойдет на титрование этого раствора в присутствии фенолфталеина?

Решение 1. В присутствии фенолфталеина идут реакции



2. Такие же количества соляной кислоты вступают в реакции.  $n(\text{HCl}) = 5 + 5 = 10$  ммоль =  $10^{-2}$  моль

3. Найдём объем соляной кислоты с молярной концентрацией хлороводорода, равной 0,105 моль/л, который пойдет на титрование этого раствора в присутствии фенолфталеина.

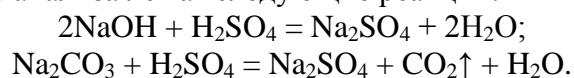
$$c = n/V; V = n/c = 10^{-2} / 0,105 = 0,095 \text{ л или } 95\text{мл.}$$

*Ответ:* 95 мл соляной кислоты с молярной концентрацией хлороводорода 0,105 моль/л,

**в)** Гидроксид натрия некоторое время хранился в открытой склянке. Для проведения анализа на степень чистоты препарата образец массой 0,115 г растворили в дистиллированной воде и оттитровали раствором серной кислоты  $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,087$  моль/л. На титрование в присутствии фенолфталеина было затрачено 14,80 мл, а в присутствии метилового оранжевого – 15,40 мл титранта. Найдите массовые доли основного вещества и примесей в образце.

Решение

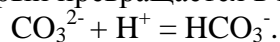
В результате неправильного хранения гидроксида натрия в образце можно ожидать примеси карбоната натрия и воды. В основе анализа лежат следующие реакции:



Из приведенных уравнений следует, что фактор эквивалентности для серной кислоты в этих реакциях равен  $1/2$ . Следовательно, молярная концентрация эквивалента титранта будет равна  $c(1/2 \text{H}_2\text{SO}_4) = 2c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 0,087 = 0,174$  моль/л.



Титрование с применением фенолфталеина заканчивают, когда в растворе устанавливается рН в диапазоне от 8,3 до 10,5. К этому моменту оттитровывается все количество гидроксида натрия и половина количества карбоната натрия, который превращается в гидрокарбонат:



При последующем титровании смеси кислотой в присутствии метилового оранжевого определяется вторая половина количества карбоната натрия:  $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ .

Таким образом, объем титранта, соответствующий количеству карбоната натрия  $V'$ , равен удвоенной разнице между результатами титрования с метиловым оранжевым и фенолфталеином:

$$V' = 2(V_{\text{мо}} - V_{\text{фф}}) = 2(15,40 - 14,80) = 1,2 \text{ мл,}$$

где  $V_{\text{мо}}$  – объем кислоты, пошедшей на титрование в присутствии метилового оранжевого;

$V_{\text{фф}}$  – то же, в присутствии фенолфталеина.

Массу карбоната натрия рассчитывают по формуле:

$$\begin{aligned} m(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= V'(\text{H}_2\text{SO}_4)c(\text{H}_2\text{SO}_4)M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \\ &= 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ л} \cdot 0,174 \text{ моль/л} \cdot 53 \text{ г/моль} = 0,011 \text{ г.} \end{aligned}$$

Объем титранта, эквивалентный содержанию гидроксида натрия,

$$V'' = V_{\text{мо}} - V' = 15,40 - 1,2 = 14,20 \text{ мл.}$$

Массу гидроксида натрия рассчитывают по формуле:

$$\begin{aligned} m(\text{NaOH}) &= V''(\text{H}_2\text{SO}_4)c(\text{H}_2\text{SO}_4)M(\text{NaOH}) = \\ &= 14,20 \cdot 10^{-3} \text{ л} \cdot 0,174 \text{ моль/л} \cdot 40 \text{ г/моль} = 0,099 \text{ г.} \end{aligned}$$

Массовые доли веществ будут соответственно равны:

$$\omega(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH})/m_{\text{образца}} \cdot 100\% = 0,099 \text{ г} / 0,115 \text{ г} \cdot 100\% = 85,9\%;$$

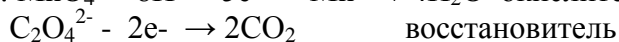
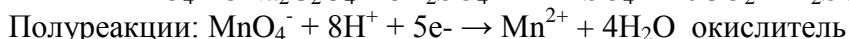
$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = m(\text{Na}_2\text{CO}_3)/m_{\text{образца}} \cdot 100\% = 0,011 \text{ г} / 0,115 \text{ г} = 9,6\%.$$

На долю воды и нетитруемых примесей осталось  $100\% - 85,9\% - 9,6\% = 4,5\%$ .

$$\text{Ответ: } \omega(\text{NaOH}) = 85,9\%; \omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 9,6\%; \omega(\text{H}_2\text{O}) = 4,5\%.$$

г) К подкисленному раствору оксалата натрия объемом 200 мл добавили перманганат калия массой 0,1896 г. Для окисления избытка оксалата натрия к смеси понадобилось добавить 100 мл раствора с концентрацией  $c(\text{KMnO}_4) = 0,04$  моль/л. Рассчитайте молярную концентрацию раствора оксалата натрия.

Решение. 1. Уравнения процесса:



В сильноокислой среде  $\text{KMnO}_4$  количественно восстанавливается оксалат-ионом, а  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$  окисляется с отдачей двух электронов.  $M_{\text{экв}}(1/5 \text{ KMnO}_4) = 1/5 M(\text{KMnO}_4) = 158/5 = 31,61 \text{ г/моль}$

$$M_{\text{экв}}(1/2 \text{ Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 134/2 = 67 \text{ г/моль.}$$

2. Найдем число моль эквивалентов добавленного перманганата калия

$$n_{\text{экв}} = m/M_{\text{экв}} = 0,1896/31,61 = 0,006 \text{ моль}$$

3. Найдем число моль эквивалентов перманганата калия добавленного для окисления избытка оксалата натрия  $n_{\text{экв}} = V \cdot c(1/5 \text{ KMnO}_4) = 0,1 \cdot 0,04 = 0,004 \text{ моль}$

4. Найдем число моль эквивалентов всего перманганата калия

$$n_{\text{экв}} = 0,006 + 0,004 = 0,01 \text{ моль}$$

5. По закону эквивалентов  $C_{\text{экв1}} \cdot V_1 = C_{\text{экв2}} \cdot V_2$ ;

число моль эквивалентов всего перманганата калия равно числу моль эквивалентов всего оксалата натрия 0,01 моль/л

б. Рассчитаем молярную концентрацию раствора оксалата натрия.

$$C_{\text{экв}} = n/V = 0,01/0,2 = 0,05 \text{ моль/л}$$



### Вариант 1

1. Что такое точка эквивалентности? Как можно ее установить?
2. В каких объемных соотношениях нужно смешать растворы соляной кислоты с массовыми долями 36 ( $\rho = 1,178 \text{ г/см}^3$ ) и 6% ( $\rho = 1,028 \text{ г/см}^3$ ), чтобы приготовить 250 мл раствора с массовой долей 12% ( $\rho = 1,057 \text{ г/см}^3$ )?
3. Приготовить 250 мл раствора  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  с молярной концентрацией эквивалента 0,5 моль/л. Вычислить титр приготовленного раствора.
4. Раствор фосфорной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 4,5 моль/л имеет плотность, равную  $1,075 \text{ г/см}^3$ . Определить молярную концентрацию, титр раствора и массовую долю.
5. Какой объем раствора щелочи  $\text{NaOH}$  с молярной концентрацией эквивалента 0,1115 моль/л пойдет на титрование 0,5015 г гидрофталата калия  $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$ ? Напишите уравнение реакции.
6. 1,7950 г железной руды растворили, железо восстановили до  $\text{Fe}^{+2}$ , раствор развели в мерной колбе до объема 250 мл. На титрование 20 мл этого раствора расходуется 18,65 мл раствора  $\text{KMnO}_4$  ( $T=0,001842 \text{ г/мл}$ ). Какова массовая доля (%)  $\text{Fe}$  в образце?

### Вариант 2

1. Что такое титрант? Что такое титрование?
2. Приготовить 100 мл раствора карбоната натрия с массовой долей 4% ( $\rho = 1,040 \text{ г/см}^3$ ) из раствора с массовой долей 16% ( $\rho=1,17 \text{ г/см}^3$ ).
3. Приготовить 2 л раствора бензойной кислоты  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$  с титром, равным 0,01221 г/мл. Вычислить молярную концентрацию эквивалента приготовленного раствора.
4. Раствор серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 1,8 моль/л имеет плотность, равную  $1,055 \text{ г/см}^3$ . Определить молярную концентрацию, титр раствора и массовую долю.
5. Какой объем раствора серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 0,1210 моль/л пойдет на титрование 15 мл 0,09875 моль/л раствора щелочи  $\text{KOH}$ ? Вычислить титр раствора кислоты и напишите уравнение реакции.
6. 2,9840 г х.ч. йода растворили в мерной колбе на 500 мл. Найти молярную концентрацию эквивалента раствора.

### Вариант 3

1. Какая мерная посуда используется в титриметрическом анализе?
2. В каких объемных соотношениях нужно смешать растворы щелочи  $\text{KOH}$  с массовыми долями 9% ( $\rho = 1,087 \text{ г/см}^3$ ) и 51% ( $\rho = 1,521 \text{ г/см}^3$ ), чтобы приготовить 250 мл раствора с массовой долей 15% ( $\rho = 1,137 \text{ г/см}^3$ ).
3. Приготовить 100 мл раствора гидрофталата калия  $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$  с молярной концентрацией эквивалента 0,05 моль/л. Вычислить титр приготовленного раствора.
4. Раствор соляной кислоты с молярной концентрацией 5,5 моль/л имеет плотность, равную  $1,07 \text{ г/см}^3$ . Определить молярную концентрацию эквивалента, титр раствора и массовую долю.
5. На титрование навески бензойной кислоты  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ , растворенной в произвольном объеме, израсходовано 24,18 мл 0,1200 н раствора щелочи  $\text{KOH}$ . Чему равна масса навески бензойной кислоты? Напишите уравнение реакции.
6. Навеску технического сульфата натрия массой 5,846 г растворили в мерной колбе на 1000 мл. Полученным раствором оттитровали 20,00 мл раствора йода с молярной концентрацией эквивалента 0,05140 моль/л. На это пошло 23,15 мл анализируемого раствора. Найти массовую долю (%)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  в образце.



#### Вариант 4

1. Как можно классифицировать методы титриметрического анализа?
2. Какой объем раствора хлорной кислоты с массовой долей 18% ( $\rho=1,114\text{г/см}^3$ ) надо добавить к 200 мл раствора хлорной кислоты с массовой долей 53% ( $\rho=1,446\text{г/см}^3$ ), чтобы получить раствор с массовой долей 28%?
3. Приготовить 500 мл раствора гидротартрата калия  $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$  с молярной концентрацией эквивалента 0,01 моль/л. Вычислить титр приготовленного раствора.
4. Раствор фосфорной кислоты с молярной концентрацией 3,5 моль/л имеет плотность, равную  $1,175\text{ г/см}^3$ . Определить молярную концентрацию эквивалента, титр раствора и массовую долю.
5. Вычислить молярную концентрацию эквивалента и титр раствора щелочи NaOH, если на титрование 10 мл раствора  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  с молярной концентрацией эквивалента 0,1000 моль/л израсходовали 12,15 мл раствора щелочи. Написать уравнение реакции.
6. Сколько миллилитров раствора перманганата калия  $T(\text{KMnO}_4) = 0,001562\text{ г/мл}$  пойдет на титрование раствора, полученного растворением 0,7580 г  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  в произвольном объеме воды?

#### Вариант 5

1. Какой закон лежит в основе титриметрического анализа?
2. Приготовить 1000 мл раствора соляной кислоты с массовой долей 16% ( $\rho = 1,077\text{ г/см}^3$ ) из раствора соляной кислоты с массовой долей 40% ( $\rho=1,198\text{ г/см}^3$ ).
3. Приготовить 2 л раствора щелочи NaOH с титром, равным 0,00400 г/мл. Вычислить молярную концентрацию эквивалента приготовленного раствора.
4. Раствор серной кислоты с массовой долей 50 % имеет плотность, равную  $1,395\text{ г/см}^3$ . Определить молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, титр раствора.
5. Вычислить молярную концентрацию эквивалента и титр раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , если на титрование 0,4895 г буры  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  израсходовали 25,48 мл раствора серной кислоты. Написать уравнение реакции.
6. 1,2640 г  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$  растворили в мерной колбе на 200 мл. Сколько миллилитров раствора  $\text{KMnO}_4$  с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л израсходуется на титрование 20 мл полученного раствора оксалата натрия?