

МЕЖГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ  
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«БЕЛОРУССКО-РОССИЙСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра «Технологии металлов»

# ХИМИЯ

*Методические рекомендации к практическим занятиям  
для студентов всех специальностей дневной и заочной форм обучения*

**КАЧЕСТВЕННЫЙ И КОЛИЧЕСТВЕННЫЙ ХИМИЧЕСКИЙ АНАЛИЗ**



Могилев 2019

УДК 54  
ББК 24  
Х 46

Рекомендовано к изданию  
учебно-методическим отделом  
Белорусско-Российского университета

Одобрено кафедрой «Технологии металлов» «18» апреля 2019 г., протокол № 8

Составитель канд. хим. наук, доц. И. М. Лужанская

Рецензент А. П. Прудников

В методических рекомендациях даны базовые определения и понятия, используемые в аналитической химии. Обсуждается дробный и систематический качественный анализ, основы кислотно-основной классификации катионов. Описаны основные принципы гравиметрического и титриметрического анализа. Приведены примеры решения задач и контрольные вопросы.

Учебно-методическое издание

ХИМИЯ

Ответственный за выпуск	Д. И. Якубович
Технический редактор	А. А. Подошевка
Компьютерная верстка	Е. В. Ковалевская

Подписано в печать . Формат 60×84/16. Бумага офсетная. Гарнитура Таймс.  
Печать трафаретная. Усл. печ. л. . Уч.-изд. л. . Тираж 56 экз. Заказ №

Издатель и полиграфическое исполнение:

Межгосударственное образовательное учреждение высшего образования  
«Белорусско-Российский университет».

Свидетельство о государственной регистрации издателя,  
изготовителя, распространителя печатных изданий

№ 1/156 от 07. 03. 2019.

Пр-т Мира, 43, 212022, Могилев.

© Белорусско-Российский  
университет, 2019



## Содержание

Введение.....	4
1 Основные определения и понятия .....	5
2 Качественный химический анализ.....	5
2.1 Требования к аналитическим реакциям.....	5
2.2 Условия проведения реакций .....	6
2.3 Реагенты в аналитических реакциях.....	7
2.4 Методы проведения качественного анализа.....	8
3 Количественный химический анализ.....	10
3.1 Гравиметрия.....	11
3.2 Титриметрический анализ.....	12
4 Примеры решения задач.....	13
Список литературы.....	16



## Введение

Аналитическая химия – это дисциплина, накапливающая и систематизирующая знания; эта наука имеет огромное практическое значение в жизни общества, она создает средства для химического анализа и обеспечивает его осуществление – в этом ее главное предназначение. Без эффективного химического анализа невозможно функционирование ведущих отраслей народного хозяйства, систем охраны природы и здоровья населения, оборонного комплекса, невозможно развитие многих смежных областей знания.

Целью изучения основ химического анализа является формирование системных знаний базовых закономерностей химических процессов и дальнейшее развитие научного мышления и общетехнической эрудиции. Получение представлений о современных методах анализа объектов окружающей среды (воздуха, природных и сточных вод, почвы) подготовит студентов к решению разнообразных аналитических задач, встречающихся на практике.

В процессе освоения и применения на практике основ качественного и количественного химического анализа студенты приобретают навык грамотно пользоваться реактивами, реагентами, растворителями и химической посудой, готовить растворы с заданной концентрацией растворенных веществ.

Владение навыками проведения химического анализа формирует умение планировать и осуществлять химический эксперимент, анализировать и интерпретировать полученные результаты, формулировать выводы, что способствует развитию творческой активности студентов, повышению их интереса к выполнению поставленных задач и развитию интеллектуального потенциала в целом.



# 1 Основные определения и понятия

**Аналитическая химия** – наука о методах изучения состава вещества. Она состоит из двух основных разделов: качественного анализа и количественного анализа.

**Качественный анализ** – это совокупность химических и физико-химических методов, применяемых для установления содержания химических элементов, ионов или химических соединений в анализируемом веществе.

**Количественный анализ** – это совокупность методов, позволяющих определить количество (содержание) элементов (ионов), радикалов, функциональных групп, соединений или фаз в анализируемом объекте.

Все методы аналитической химии основаны на получении и измерении аналитического сигнала (АС).

**Аналитический сигнал** – это любое свойство вещества, которое можно использовать для установления качественного или количественного состава объекта.

В зависимости от принципа получения АС методы аналитической химии делятся на химические и инструментальные.

**Химические методы анализа** основаны на использовании химических реакций, сопровождающихся различными аналитическими эффектами.

**Инструментальные методы анализа** основаны на использовании зависимости между измеряемыми физическими свойствами веществ и их качественным и количественным составом.

## 2 Качественный химический анализ

### 2.1 Требования к аналитическим реакциям

Для качественного анализа пригодны только те реакции, которые сопровождаются заметным, характерным только для этого вещества изменением реакционной смеси – аналитическим сигналом. Аналитическим сигналом может быть появление (или исчезновение) осадка, окраски, выделение газов, способность экстрагироваться несмешивающимся с водой растворителем, характерной окраской пламени при внесении в него испытуемой пробы и т. п. В качестве таких реакций могут быть взяты реакции разных типов. Кроме того, качественная реакция должна обладать высокой чувствительностью и селективностью.

Примеры аналитических реакций приведены в таблице 1.

**Селективность аналитической реакции** – это способность реакции давать аналитический эффект с ограниченным числом веществ (наивысший случай селективности – специфичность, когда аналитический эффект возникает только при наличии одного вещества).



Таблица 1

Уравнение реакций	Аналитический сигнал	Определяемый ион или вещество
$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4 \downarrow$	Образование белого осадка	$Ba^{2+}$
$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2 \uparrow + H_2O$	Выделение пузырьков газа	$CO_3^{2-}$
$[Cu(H_2O)_m] + 4NH_3 = [Cu(NH_3)_4]^{2-} + H_2O$	Появление ярко-синей окраски раствора	$Cu^{2+}$
$H_3COOH + C_2H_5OH = H_3COOC_2H_5 + H_2O$	Появление запаха	$CH_3COOH$
$NH_4^+ + OH^- = NH_3 \uparrow + H_2O$	Появление характерного запаха аммиака	$NH_4^+$
$Na^+ + [Sb(OH)_6]^- = Na[Sb(OH)_6]$	Образование белых кристаллов	$Na^+$
$I_2 \text{ (водный)} + C_6H_6 = I_2 \text{ (органический)}$	Фиолетовый экстракт	$I_2$

**Чувствительность аналитической реакции** – это способность реакции показывать аналитический эффект при очень малых содержаниях определяемого вещества. Чувствительность реакции характеризуют открываемый минимум, предел обнаружения, произведение растворимости.

**Открываемый минимум (ОМ)** – это минимальное количество вещества, которое может быть открыто в минимальном объеме пробы (в одной капле раствора).

**Предел обнаружения (ПрО)** – это минимальная концентрация вещества, при которой аналитическая реакция дает положительный эффект.

**Произведение растворимости осадка (ПР)** – произведение концентраций ионов, находящихся в равновесии с осадком:



Из понятия ПР вытекают условия образования и растворения осадков:

- осадок образуется, если  $[K^{m+}]^n \cdot [A^{n-}]^m > \text{ПР}$ ;
- осадок растворяется, если  $[K^{m+}]^n \cdot [A^{n-}]^m < \text{ПР}$ ;
- в растворе устанавливается равновесие, если  $[K^{m+}]^n \cdot [A^{n-}]^m = \text{ПР}$ .

## 2.2 Условия проведения реакций

Проводя ту или иную реакцию, необходимо создавать определенные условия, зависящие от свойств реагентов и образующихся продуктов реакции, иначе результат будет неправильным или не получится.

Например, осадки, растворимые в избытке щелочи, не выпадут в щелочной среде. Это относится к соединениям с амфотерными свойствами. Осадки, растворимые в кислотах, не выпадут в кислой среде. Поэтому одним из важнейших условий выполнения реакции является проверка и создание нужного значения рН.



**Определение и регулирование рН в ходе анализа** проводят при помощи индикаторов, цвет которых зависит от концентрации ионов водорода.

Часто для проведения химического анализа необходимо постоянное значение рН растворов. Такой способностью обладают **буферные растворы**, позволяющие поддерживать постоянное значение рН раствора как при разбавлении водой, так и при добавлении небольших количеств кислот и оснований.

**Буферные растворы** – растворы слабой кислоты в воде и соли, содержащие одинаковый с кислотой анион, либо водные растворы слабого основания и соли, содержащие одинаковый с основанием катион.

В химическом анализе используется ацетатный буфер (водный раствор  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ), аммиачный буфер (водный раствор  $\text{NH}_3$  и  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ).

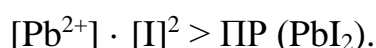
Например, при добавлении к смеси  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и  $\text{CH}_3\text{COONa}$  сильной кислоты последняя взаимодействует с  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . Вследствие этого в растворе вместо сильной кислоты появляется эквивалентное количество слабой кислоты. Поэтому при добавлении небольших количеств сильной кислоты (основания) или разбавлении в несколько раз рН буферного раствора практически не изменяется.

При очень малых концентрациях иона в растворе реакция может не получиться. При этом учитывают открываемый минимум и предельное разбавление. При получении осадка следует помнить условие образования осадка: произведение концентрации ионов (в степени их стехиометрических коэффициентов) должно превышать величину произведения растворимости данного малорастворимого вещества.

Например, при открытии катиона свинца  $\text{Pb}^{2+}$  реагентом 2М  $\text{HCl}$  можно не увидеть белый осадок хлорида свинца  $\text{PbCl}_2$ :



если  $[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 < \text{ПР} (\text{PbCl}_2)$ . В этом случае следует повторить открытие  $\text{Pb}^{2+}$  с реагентом  $\text{KI}$ . Справочные значения произведения растворимости:  $\text{ПР} (\text{PbCl}_2) = 1,6 \cdot 10^{-5}$ ;  $\text{ПР} (\text{PbI}_2) = 1,9 \cdot 10^{-9}$ . Из сравнения величин произведений растворимости осадков следует, что иодид свинца  $\text{PbI}_2$  менее растворим, чем хлорид свинца  $\text{PbCl}_2$ , для образования осадка иодида свинца  $\text{PbI}_2$  достаточно меньшей концентрации катионов свинца и скорее будет достигнуто соотношение



### 2.3 Реагенты в аналитических реакциях

Вещества, используемые в химических реакциях для обнаружения веществ или ионов, называются реактивами или реагентами. Реагенты подразделяются на специфические (характерные), селективные (избирательные) и групповые.

**Специфическими** называются реагенты, которые дают характерную

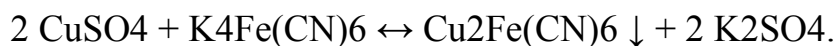
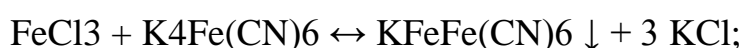




реакцию только с одним ионом и позволяют обнаружить его в смеси многих других ионов. Например, для обнаружения иона йода в качестве специфического реагента используется крахмал.

**Селективные (избирательные) реагенты** — аналитические реагенты, которые в определенных условиях дают характерные реакции (избирательные, селективные) лишь с немногими веществами, например, только с ионами нескольких элементов. Селективным реагентом является, например, реактив Несслера (смесь  $K_2[HgI_4]$  и  $KOH$ ), образующий с катионами  $NH_4^+$  осадок красно-коричневого цвета  $[OHg_2NH_2]I$ .

К этой же категории относится реактив гексацианоферрат (II) калия ( $K_4[Fe(CN)_6]$ ), образующий окрашенные соединения с ионами  $Fe^{3+}$  (осадок синего цвета) и с катионами  $Cu^{2+}$  (осадок красно-бурого цвета):



**Групповыми** называются реагенты, которые обнаруживают ионы определённой аналитической группы. Например, если к раствору, содержащему катионы  $Ag^+$ ,  $Pb^{2+}$ ,  $Hg^{2+}$ , добавить раствор соляной кислоты ( $HCl$ ), то в осадок выпадут хлориды металлов ( $AgCl$ ,  $PbCl_2$ ,  $HgCl_2$ ), что позволит отделить эти катионы от других ионов, присутствующих в растворе. С помощью групповых реактивов осуществляется систематический ход анализа, т.е. проводится разделение и обнаружение ионов в определённом порядке.

Большинство аналитических реакций выполняется в водных растворах. Так как подавляющее большинство неорганических соединений в растворах диссоциировано, то при анализе практически определяются не элементы вообще, а ионы. Поэтому качественный анализ делится на анализ (открытие, обнаружение) катионов и анализ анионов.

## 2.4 Методы проведения качественного анализа

Качественный анализ может быть выполнен *дробным* или *систематическим* методом.

**Дробный метод анализа** опирается на Периодическую систему Д. И. Менделеева. Все катионы делят на три группы, включающие соответственно *s*-, *p*-, *d*-элементы. В дробном анализе применяют специфические реакции, которые позволяют обнаружить *один* ион в присутствии *всех остальных* ионов в любой последовательности в отдельных порциях анализируемого раствора. Именно это является существенным недостатком дробного анализа, т. к. специфических реакций известно очень мало. В таблице 2 приведены основные специфические реакции на катионы.





Таблица 2

Катион	Характерная реакция	Аналитический сигнал
Ag <sup>+</sup>	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$	Осадок белого цвета
	$2\text{AgNO}_3 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 = \text{Ag}_2\text{CrO}_4\downarrow + 2\text{NaNO}_3$	Осадок желтого цвета
Pb <sup>2+</sup>	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI} = \text{PbI}_2\downarrow + 2\text{KNO}_3$	Осадок жёлтого цвета
Ba <sup>2+</sup>	$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 = \text{BaCrO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$	Осадок белого цвета
Ca <sup>2+</sup>	$\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = \text{CaC}_2\text{O}_4\downarrow + 2\text{HCl}$	Осадок белого цвета
Al <sup>3+</sup>	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NaOH}(\text{недостаток}) = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$	Осадок белого цвета
	$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH}(\text{избыток}) = \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$	Осадок растворяется
	$\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + \text{NH}_4\text{Cl} = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + \text{NH}_3 + \text{NaCl} + \text{NaOH}$	Осадок белого цвета
Zn <sup>2+</sup>	$\text{ZnSO}_4 + 2\text{NaOH}(\text{недостаток}) = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$	Осадок белого цвета
	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH}(\text{избыток}) = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$	Осадок растворяется
	$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 4\text{NH}_4\text{Cl} = [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2 + 2\text{NaCl} + 4\text{H}_2\text{O}$	Осадок не выпадает
Fe <sup>2+</sup>	$\text{FeSO}_4 + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] = \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$	Осадок синего цвета
Fe <sup>3+</sup>	$\text{FeCl}_3 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] = \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]\downarrow + 3\text{KCl}$	Осадок синего цвета
	$\text{FeCl}_3 + 3\text{NH}_4\text{CNS} = \text{Fe}(\text{CNS})_3 + 3\text{NH}_4\text{Cl}$	Темно-красный раствор
Cu <sup>2+</sup>	$\text{CuSO}_4 + 4\text{NH}_4\text{OH} = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$	Фиолетовый раствор
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NH}_3\uparrow + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	Запах аммиака

Когда достаточно специфические реакции отсутствуют и нельзя повысить их специфичность каким-либо способом, обнаружение проводят с помощью более последовательного систематического анализа.

**Систематический анализ** заключается в том, что ионы отделяются не по одному, а целыми группами с помощью *групповых реагентов*. Только затем прибегают к обнаружению индивидуальных ионов с помощью специфических или избирательных реакций. Таким образом, сложная задача разбивается на ряд более простых задач. Недостатком этого метода является то, что во многих случаях много времени приходится затрачивать на операцию отделения ионов (центрифугирование, промывание и т. п.).

Классификации катионов могут быть различными в связи с применением различных групповых реагентов: сероводородная, аммиачно-фосфатная, кислотнo-основная, карбонатная. Одной из наиболее распространенных классификаций является кислотнo-основная классификация, приведённая в таблице 3.

Порядок добавления реагентов в кислотнo-щелочном методе анализа соответствует номеру групп в таблице. Сначала к анализируемому раствору добавляют раствор соляной кислоты. Если выпадет осадок, то в смеси присутствуют либо один, либо несколько катионов первой группы, которые далее обнаруживают с помощью характерных реакций (см. таблицу 2). Исследуют в данном случае не осадок, а раствор, т. к. в осадках катионов почти нет.



Таблица 3

Номер группы	Катион	Групповой реагент	Характер получаемых соединений
I	$\text{Ag}^+$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ , $\text{Pb}^{2+}$	2М раствор HCl	Осадок $\text{AgCl}$ , $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ , $\text{PbCl}_2$
II	$\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ , $\text{Pb}^{2+}$	$\text{H}_2\text{SO}_4$ 1М раствор	Осадок $\text{BaSO}_4$ , $\text{CaSO}_4$ , $\text{SrSO}_4$ , $\text{PbSO}_4$
III	$\text{Al}^{3+}$ , $\text{Cr}^{3+}$ , $\text{Sn}^{2+}$ , $\text{Zn}^{2+}$ , $\text{Sb}^{3+}$	NaOH (в избытке $\text{H}_2\text{O}_2$ )	Раствор $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ , $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$ , $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ , $[\text{Sn}(\text{OH})_4]^{2-}$ , $[\text{Sb}(\text{OH})_4]^-$
IV	$\text{Mg}^{2+}$ , $\text{Fe}^{2+}$ , $\text{Fe}^{3+}$ , $\text{Mn}^{2+}$ , $\text{Sb}^{3+}$	$\text{NH}_4\text{OH}$ (в избытке $\text{H}_2\text{O}_2$ )	Осадок $\text{Mg}(\text{OH})_2$ , $\text{Mn}(\text{OH})_2$ , $\text{Fe}(\text{OH})_2$ , $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , $\text{Sb}(\text{OH})_3$
V	$\text{Cu}^{2+}$ , $\text{Co}^{2+}$ , $\text{Ni}^{2+}$	$\text{NH}_4\text{OH}$ (2 5 %)	Раствор $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ , $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ , $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$
VI	$\text{K}^+$ , $\text{Na}^+$ , $\text{NH}_4^+$	Нет	Раствор $\text{K}^+$ , $\text{Na}^+$ , $\text{NH}_4^+$

**Аналитическая классификация анионов** может быть основана на их окислительно-восстановительных свойствах или способности образовывать малорастворимые соединения.

Например, в зависимости от растворимости солей бария и серебра анионы разделяют на две группы.

1) анионы, образующие осадки с  $\text{Ag}^+$  в присутствии  $\text{HNO}_3$ :  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{SCN}^-$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{BrO}^-$ ,  $\text{IO}^-$ .

2) анионы, не образующие осадков с  $\text{Ba}^{2+}$  и  $\text{Ag}^+$ :  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{NO}_2^-$ .

Анионы обычно обнаруживаются дробным методом, а групповые реагенты используют только для установления наличия или отсутствия анионов той или иной группы.

### 3 Количественный химический анализ

**Количественный химический анализ** – это определение количественного состава вещества, т. е. установление количества химических элементов, ионов, атомов, атомных групп, молекул в анализируемом веществе.

Важнейшими характеристиками методов анализа является их чувствительность и точность.

**Чувствительность метода** – наименьшее количество вещества, которое можно достоверно определить данным методом.

**Точностью анализа** называют относительную ошибку определения, которая представляет собой отношения разности найденного  $x_1$  и истинного  $x$  содержания вещества к истинному содержанию вещества. Относительную ошибку определения  $\delta$  находят по формуле



$$\delta = |(x_1 - x) / x| \cdot 100 \%$$

За истинное содержание принимают среднеарифметическое содержание вещества, найденное при анализе пробы в 5–7 параллельных определениях.

### 3.1 Гравиметрия

Гравиметрия – совокупность методов количественного анализа, включающих методы осаждения, отгонки, выделения, основанных на измерении массы определяемого вещества или его составных частей, выделенных в чистом виде или в виде соединений точно известного состава.

*Метод осаждения.* Навеску определяемого вещества растворяют в воде, к полученному раствору добавляют необходимое количество реагента, реакция которого с определяемым веществом сопровождается выпадением осадка. Образовавшийся осадок отделяют от раствора, отмывают от посторонних веществ, высушивают, если необходимо прокаливают и затем измеряют его массу.

Соединение, в виде которого определяемый компонент осаждают из раствора, называется **осаждаемой формой**. Соединение, масса которого является аналитическим сигналом, называют **гравиметрической формой**.

*Метод отгонки.* Часть анализируемого объекта является летучей, или летучее соединение получается из определяемого вещества в процессе химической реакции.

*Метод выделения.* Определяемое вещество отделяют от других компонентов смеси фильтрованием, центрифугированием, экстракцией.

*Расчёты в гравиметрическом анализе.* Если  $m$  – масса гравиметрической формы, например, сульфата бария  $\text{BaSO}_4$ , а в результате анализа требуется определить массу серы  $S(m(S))$ , то результат можно рассчитать по формуле

$$m(S) = m(\text{BaSO}_4) \cdot M(S) / M(\text{BaSO}_4),$$

где  $M(S)$  и  $M(\text{BaSO}_4)$  – молярные массы серы и сульфата бария соответственно.

Отношение молярной массы определяемого компонента к молярной массе гравиметрической формы называют *гравиметрическим фактором (множителем)* и обозначают буквой  $F$ :

$$F = M(S) / M(\text{BaSO}_4).$$

При вычислении гравиметрического фактора необходимо учитывать *стехиометрические коэффициенты* в химических формулах определяемого вещества и гравиметрической формы, чтобы число атомов определяемого компонента в числителе и знаменателе дроби было одинаковым.

Например, при расчете содержания  $\text{Mg}$  по массе  $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$  фактор пересчета



$$F = 2M(\text{Mg}) / M(\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7).$$

Таким образом, массу определяемого компонента  $m(x)$  рассчитывают по формуле:

$$m(x) = F \cdot m(\text{гравиметрической формы}),$$

где  $m(x)$  и  $m$  (гравиметрической формы) – молярные массы определяемого компонента и гравиметрической формы соответственно.

### 3.2 Титриметрический анализ

Метод основан на точном измерении количества реактива, израсходованного на реакцию с определяемым веществом. Сущность титриметрического анализа заключается в том, что к раствору, приготовленному из навески анализируемого вещества (или к определенной части этого раствора), постепенно приливают раствор точно известной концентрации до тех пор, пока взаимодействующие вещества не прореагируют полностью. На основании точного измерения объема реактива вычисляют содержание определяемого вещества.

Раствор, концентрация которого точно известна, называют титрованным или стандартным.

**Титрование** – прибавление титрованного раствора к анализируемому до момента окончания реакции.

Титрующий раствор называют *рабочим раствором* или **титрантом**.

Момент окончания реакции, когда количество добавленного титранта химически эквивалентно количеству титруемого вещества, называется **точкой эквивалентности (ТЭ)**.

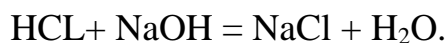
В химическом титриметрическом методе анализа ТЭ определяется или по изменению окраски индикатора, или по изменению свойств системы, обусловленных самими реагирующими веществами.

В зависимости от типа химической реакции, протекающей между определяемым веществом и титрантом, выделяют несколько методов титрования.

**Кислотно-основное титрование** (метод нейтрализации) применяется для определения содержания различных кислот, оснований, кислых и гидролизующихся солей. В основе метода лежит реакция



Например, титрование сильного основания сильной кислотой:



**Комплексометрическое титрование.** Метод состоит в образовании в процессе титрования внутрикомплексного соединения определяемого катиона с молекулой титранта.

Например, определение катиона магния с использованием в качестве титранта этилендиаминтетрауксусной кислоты (ЭДТА) (трилон Б):



**Окислительно-восстановительное титрование.** Метод, основанный на окислительно-восстановительных реакциях. В процессе титрования изменяется потенциал окислительно-восстановительной системы при изменении соотношения концентраций окисленной и восстановленной форм.

Например, перманганатометрия, где в качестве титранта используется перманганат калия  $\text{KMnO}_4$ :



В основе всех количественных расчётов в титриметрических методах анализа лежит закон эквивалентов: вещества реагируют друг с другом в эквивалентных количествах.

Для любых реагирующих веществ по закону эквивалентов

$$n_1 = n_2,$$

где  $n$  – количество моль эквивалентов реагирующих веществ.

В свою очередь, количество моль эквивалентов определяется уравнением

$$n = C_{\text{H}} \cdot V,$$

где  $C_{\text{H}}$  – молярная концентрация эквивалента, моль/л;

$V$  – объём раствора, л.

Следовательно, закон эквивалентов можно представить в виде

$$C_1 V_1 = C_2 V_2,$$

где  $C_1$  и  $C_2$  – концентрация титранта и анализируемого вещества;

$V_1$  и  $V_2$  – объём титранта и анализируемого вещества.

## 4 Примеры решения задач

**Задача 1.** Вычислить рН раствора, содержащего 4,9 г/л  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

*Решение*

Количество молей  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в растворе рассчитывается по уравнению



$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{H}_2\text{SO}_4) / M(\text{H}_2\text{SO}_4); n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 4,9 / 98 = 0,05 \text{ моль.}$$

Уравнение диссоциации серной кислоты



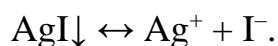
Таким образом, 1 моль молекул серной кислоты распадается на 2 моля ионов водорода. 0,5 моль молекул серной кислоты образуют в растворе 0,1 моля ионов водорода. рН раствора вычисляется по следующим формулам:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]; \text{pH} = -\lg 0,1 = 1.$$

**Задача 2.** Вычислить произведение растворимости иодида серебра, если растворимость этой соли при температуре 25 °С равна  $2,9 \cdot 10^{-6}$  г/л.

*Решение*

Химическое равновесие в насыщенном растворе AgI описывается уравнением



Выражение произведения растворимости для иодида серебра

$$\text{ПРАgI} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{I}^-].$$

Концентрация AgI в растворе

$$[\text{AgI}] = S/M,$$

где M – молярная масса AgI;

S – растворимость AgI.

Соответственно,

$$[\text{AgI}] = 2,9 \cdot 10^{-6} / 234 = 1,2 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л.}$$

При диссоциации каждого моля иодида серебра образуется 1 моль  $\text{Ag}^+$  и 1 моль  $\text{I}^-$ . Следовательно, их концентрации равны:

$$[\text{Ag}^+] = [\text{I}^-] = [\text{AgI}] = 1,2 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л.}$$

Таким образом,

$$\text{ПРАgI} = (1,2 \cdot 10^{-8})^2 = 1,44 \cdot 10^{-16}.$$



**Задача 3.** Вычислить произведение растворимости хромата серебра  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ , если в 50 мл насыщенного раствора содержится 0,001078 г.

*Решение*

Молярная концентрация  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  рассчитывается по формуле

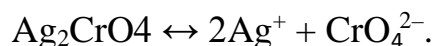
$$C_M = m / M \cdot V = 0,001078 / 330 \cdot 0,05 = 6,5 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л,}$$

где  $m$  – масса растворённого вещества;

$M$  – молярная масса растворённого вещества;

$V$  – объём раствора.

Уравнение диссоциации хромата серебра



Следовательно,

$$[\text{Ag}^+] = 2 \cdot 6,5 \cdot 10^{-5} = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л;}$$

$$[\text{CrO}_4^{2-}] = 6,5 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л;}$$

$$\text{ПР } \text{Ag}_2\text{CrO}_4 = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}] = (1,3 \cdot 10^{-4})^2 \cdot 6,5 \cdot 10^{-5} \approx 1,1 \cdot 10^{-11}.$$

### **Контрольные вопросы и задачи**

1 Чему равно значение рН 0,001М раствора азотной кислоты?

2 Чему равна концентрация ионов водорода в растворе, если рН раствора равно 5,0?

3 Для каких из перечисленных катионов применим гидротартрат натрия:

- а) калия;
- б) бария;
- в) никеля (II);
- г) свинца?

4 В какой среде (кислой, щелочной, нейтральной) образуется окрашенный осадок хромата серебра?

5 Какое соединение железа является гравиметрической формой при гравиметрическом определении железа(III) по реакции образования гидроксида железа (III)?

6 Чему равна молярная концентрация гидроксида натрия в растворе, если титр растворенного гидроксида натрия равен 0,0040 г/мл?





7 Какой из перечисленных факторов можно считать скачком титрования на кривой кислотно-основного титрования: появление окраски раствора, исчезновение окраски раствора, резкое изменение рН раствора?

8 На реакцию смеси, состоящей из карбонатов натрия и калия, массой 0,4 г израсходовали 22 мл 0,3М раствора HCl. Вычислить массовую долю (процент) карбоната натрия и карбоната калия в смеси.

9 Сколько миллилитров раствора вещества В ( $\rho = 1,25$  г/мл) с массовой долей 20 % требуется для приготовления 50 мл раствора с титром, равным 0,05 г/мл?

## Список литературы

1 **Жебентяев, А. И.** Аналитическая химия. Химические методы анализа: учебник для вузов / А. И. Жебентяев, А. К. Жерносек, И. Е. Тапуть. – Москва: Новое знание, 2010. – 544 с.

2 Аналитическая химия : учебник в 3 т. Т. 3: Химический анализ / Под ред. Л. Н. Москвина. – Москва: Академия, 2010. – 368 с.

3 **Харитонов, Ю. Я.** Примеры и задачи по аналитической химии: учебное пособие / Ю. Я. Харитонов, В. Н. Григорьева. – Москва: ГЭОТАР–Медиа, 2008. – 300 с.

4 **Харитонов, Ю. Я.** Аналитическая химия. Количественный анализ: учебное пособие / Ю. Я. Харитонов, Д. Н. Джабаров, В. Ю. Григорьева. – Москва : ГЭОТАР–Медиа, 2012. – 368 с.

5 **Глинка, Н. Л.** Общая химия / Н.Л. Глинка, В. А. Попков, А. В Бабков. – 18-е изд. – Москва: Юрайт, 2013. – 899 с.

