

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное автономное
образовательное учреждение высшего образования
«СЕВАСТОПОЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ И ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ АНАЛИЗА

**Учебно-методическое пособие
и контрольные задания**
для студентов заочной формы обучения
специальности 19.03.04

Севастополь
СевГУ
2019

УДК 543.2(5)
А64

Р е ц е н з е н т:
Э.В. Ткаченко – старший преподаватель СевГУ

Составитель: А.В. Львов

А64 Аналитическая химия и физико-химические методы анализа: учеб.-метод. пособие и контрольные задания для студентов заочной формы обучения / Сост. А.В. Львов. – Севастополь: СевГУ, 2019. – 58 с.

Целью издания учебно-методического пособия является помощь студентам в изучении дисциплины «Аналитическая химия и физико-химические методы анализа» и получение контрольных заданий студентами заочной формы обучения.

УДК 543.2(5)

Учебно-методическое пособие рассмотрено и утверждено на заседании кафедры «Химия», протокол № 6 от 27 февраля 2018 г.

Допущено учебно-методическим центром СевГУ в качестве учебно-методического пособия.

© ФГАОУ ВО «Севастопольский
государственный университет», 2019

СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	4
1. Методы химического анализа	5
2. Аналитические реакции.....	7
3. Методы качественного анализа.....	9
4. Классификация и основные схемы катионов и анионов	11
5. Анализ группы анионов	15
6. Дробный и систематический методы анализа	16
7. Основные понятия и классификация физико-химических методов	16
8. Кондуктометрическое титрование.....	19
9. Электрохимические методы анализа.....	20
10. Потенциометрический метод анализа.....	20
11. Прямая потенциометрия и ионометрия	21
12. Константа и степень диссоциации	23
13. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. <i>pH</i> и <i>pOH</i>	24
14. Буферные растворы и их свойства.....	27
15. Растворимость. Произведение растворимости.....	30
16. Окислительно-восстановительные потенциалы и процессы.....	31
Контрольные задания.....	34
Раздел 1.....	34
Раздел 2.....	35
Раздел 3.....	36
Раздел 4.....	37
Раздел 5.....	39
Раздел 6.....	41
Раздел 7.....	43
Раздел 8.....	45
Раздел 9	47
Раздел 10	50
Раздел 11	52
Варианты контрольных заданий.....	55
Библиографический список	58

ВВЕДЕНИЕ

Аналитическая химия – наука о методах определения химического состава веществ, из которых состоят объекты природы и объекты деятельности человека.

Химический состав веществ определяют с помощью **химического анализа**, определяется **качественный и количественный** состав анализируемого объекта.

Под химическим составом подразумевается: **элементный, молекулярный, фазовый, и изотопный состав.**

Виды химического анализа:

Элементный. Цель – определить какие элементы и в каком количестве входят в состав анализируемого вещества (объекта). Примеры: 1) по содержанию меди и фтора можно судить о качестве чая; 2) примеси серы и фосфора влияют на качество чугуна и стали; 3) вещества марки «ОСЧ» – особо чистые, содержат примеси в микроколичествах.

Фазовый. Цель – определить форму элемента, в какой он находится в объекте, т.е. в виде какого вещества, с какой степенью окисления и т.д. Примеры: 1) минералы, горные породы – элемент в них в виде какого сложного вещества (оксида, соли, или в виде других веществ), если соли, то кислородные (SO_4^{2-}) или бескислородные (S^{2-}); 2) определить пространственное расположение включений хрома и марганца в образце стали или состав другого сплава; 3) содержание кальция и в каких соединениях данный элемент присутствует в молочных продуктах.

Локальный. Цель – определить послойный состав вещества, материала, объекта.

Молекулярный. Цель – определение каких и сколько молекул данного класса веществ имеется в анализируемом объекте. Примеры: 1) состав органических веществ, т.к. при синтезе данного вещества получается смесь разных веществ; 2) состав биологически активных веществ – аминокислот; 3) анализ газовых смесей.

Функционально – групповой анализ. Цель – определение состава, чаще органических веществ, объектов, материалов и наличие различных функциональных групп – карбоксильной, спиртовой, альдегидной и т.д.

Изотопный. Цель – определение изотопов атомов элементов и их использование в других видах анализа.

Особо важными в аналитической химии являются:

Качественный. Цель – определить, какие компоненты (элементы, молекулы, ионы, функциональные группы, органические или неорганические вещества, радикалы, фазы) входят в состав объекта.

Количественный. Цель – определить содержание и соотношение компонентов в объекте.

Объекты (аналитического) химического анализа:

- органические материалы, используемые человеком (продукты сельского хозяйства и животноводства, природные продукты, лекарственные препараты, косметические и парфюмерные средства);
- любые органические вещества (нефть, нефтепродукты, полимеры, лакокрасочные материалы, природные воски и т.д.);
- минералы и горные породы;
- металлы и сплавы;
- любые природные объекты и материалы, созданные человеком.

1. МЕТОДЫ ХИМИЧЕСКОГО АНАЛИЗА

1.1. Методы разделения

Цель – это подготовка исследуемого объекта для анализа. Подготовка тем сложнее, чем сложнее объект. Часто необходимо определяемые компоненты отделить от других компонентов, концентрировать определяемый компонент. Способы, применяемые при разделении компонентов, веществ.

1.1.1. Осаждение – в основе лежит различная растворимость разных компонентов объекта:

- а) в осадок можно перевести как определяемый компонент, так и мешающие компоненты;
- б) подбираются селективные осадители для определённых компонентов;
- в) подбирается общий осадитель для мешающих компонентов;
- г) переводят все компоненты в осадок, который далее разделяют.

1.1.2. Соосаждение – осаждение микрокомпонента, не способного образовать собственный осадок, на осадке макрокомпонента (коллектора). *Коллекторы* – гидроксиды, сульфиды, галогениды, фосфаты.

1.1.3. Экстракция – часто применяемый способ разделения и концентрации компонентов, основанный на распределении компонентов между двумя ограниченно смешивающимися жидкостями (т.е. две фазы: вода + органическая жидкость).

1.1.4. Адсорбция – поглощение веществ или компонентов из газовой или жидкой фазы и избирательное удерживание на поверхности *адсорбентов* (твёрдого вещества). Различают *молекулярную адсорбцию* за счёт межмолекулярного взаимодействия без изменения химического состава и *хемосорбцию* за счёт химических связей с изменением химического состава.

1.1.5. Ионный обмен – с использованием полимерных ионитов (катионитов и анионитов). Пример: определение жёсткости, изучение процессов умягчения и обессоливания.

1.1.6. Хроматография – основана на адсорбции или ионном обмене с использованием современного оборудования и компьютеров со специальными программами. Хроматография бывает: *адсорбционная, распределительная, ионообменная, осадочная, газовая, газо-жидкостная, тонкослойная*.

1.1.7. Абсорбция – поглощение газовых компонентов жидкой фазой.

1.1.8. Дистилляция – испарение летучих компонентов и их улавливание и абсорбирование.

1.1.9. Электроосаждения – электродиализ, ионофорез.

1.1.10. Отгонка – процесс аналогичный дистилляции, но усиленный и углубленный по разным компонентам.

1.2. Методы определения – химические, физические, физико-химические. При анализе необходимо учитывать:

- а) точность анализа;
- б) воспроизводимость метода;
- в) предел обнаружения;
- г) избирательность (селективность);
- д) скорость выполнения анализа (экспрессность).

2. АНАЛИТИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

Химические реакции, используемые с целью качественного или количественного анализа, называют **аналитическими**. Вещества, с помощью которых проводят аналитические реакции называют **аналитическими реактивами или реагентами**. В качественном анализе все реакции делят на две основные группы: **реакции разделения** (отделения), **реакции обнаружения** (открытия).

Реакции разделения – должны практически полностью отделять одни компоненты (ионы, вещества, коллоидные частицы) от других компонентов. Используются чаще реакции осаждения, реже – комплексообразования и окислительно-восстановительные. Проводят индивидуальные и групповые реакции, когда один реагент осаждает ряд компонентов. Пример: H_2S в HCl среде осаждает порядка десяти частиц и ионов – Cu^{+2} Cd^{+2} Bi^{+3} Sn^{+2} Sn^{+4} Sb^{+3} Hg^{+2} As^{+3} As^{+5} .

Реакции обнаружения – данные реакции должны приводить к видимым результатам *изменение окраски, выпадение осадка или его растворение, выделение газа, образование другой фазы и т.д.* В зависимости от реакции даже осадок может отличаться по цвету, форме кристаллов или быть аморфным. Выделяющиеся газы также могут отличаться.

Одно из главных требований к аналитическим реакциям – их **селективность и специфичность**.

Селективная реакция позволяет обнаружить только одно вещество в присутствии других. Эти реакции зависят от состава раствора (системы). Пример: обнаружение ионов никеля(II) с диметилглиоксимом мешают ионы железа (II), но при pH в пределах 5-10 можно отделить и эти два иона. Реакция, имеющая наиболее высокую селективность, называется **специфичной** – позволяет определить данный компонент практически в любых условиях и в присутствии любых других компонентов. Пример: реакция на ионы аммония протекающая в щелочной среде при нагревании сопровождается выделением аммиака (определяется по запаху). Высокоселективных и специфических реакций немного, поэтому для повышения селективности убирают из раствора (системы) мешающие определению компоненты.

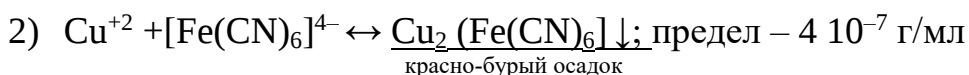
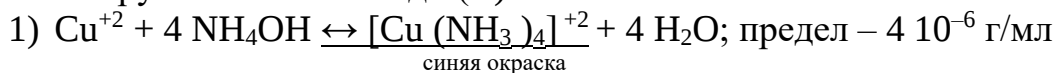
Концентрация определяемых компонентов может быть в значительных пределах от очень малых до значительных величин, причём у каждой реакции или метода свои пределы.

Предел обнаружения – это наименьшее содержание определяемого компонента, которое можно обнаружить с достаточной достоверностью с помощью данной реакции или метода. Концентрацию предела выражают

чаще в г/мл, т.е. в виде титра. Существуют реакции и методы с пределом 10^{-7} - 10^{-8} г/мл. *Обнаруживаемый* (открываемый) *минимум компонента* – это масса обнаруживаемого компонента в определенном объеме раствора.

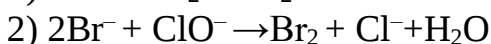
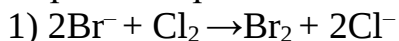
$$m = C_{\min} \cdot V = T_{\min} \cdot V$$

Обнаружение ионов меди (II):



Чтобы первую реакцию можно было использовать, применяют разные способы повышения концентрации: выпаривание или добавление органического растворителя. При этом происходит извлечение (экстракция) компонента в органический растворитель (другая фаза).

Обнаружение иона брома хлорной водой:



Образующийся бром лучше растворяется в органических растворителях (толуол, хлороформ, тетрахлорметан) и окрашивает его в оранжевый цвет. Предел влияет на возможность обнаружения компонента и, если компонент не обнаружен, то это не значит, что его там нет. Возможно, надо поменять условия проведения анализа. **Оптимальные условия выполнения аналитических реакций** определяются рН среды, температурой, концентрацией определённого компонента, концентрацией реактива и т.д.

Среда раствора зависит от свойств определяемого компонента; свойств используемого реактива; свойств продукта аналитической реакции, тем более, если по продукту аналитической реакции и определяется компонент.

Температура – выбирают, чтобы реакция имела наибольшую эффективность. Реакция может протекать при «н.у.», на «холоде» или при нагреве.

Концентрации определяемого компонента и реактива. В случае электролитов очень важным показателем будет произведение растворимости и его соотношение с ионным произведением. Так реактив иногда необходимо добавлять *с избытком* или *со строго определённой концентрацией*. Избыток также может ограничиваться, т.к. большой избыток может приводить к побочным реакциям.

3.МЕТОДЫ КАЧЕСТВЕННОГО АНАЛИЗА

3.1. Химические методы качественного анализа

3.1.1. Макро, полумикро и микрометоды.

В зависимости от количества анализируемого вещества, объема раствора и техники выполнения отдельных операций химические методы качественного анализа делятся на макро-, микро-, полумикро- и ультрамикроанализ.

Таблица 3.1 –Классификация методов анализа

№ п/п	Вид анализа	Масса анализируемого вещества,(г)	Объём раствора, (мл)
1	Макроанализ (грамм-метод)	1-10	10-100
2	Полумикроанализ (сантиграмм –метод)	0.05 -0,5	1-10
3	Микроанализ (миллиграмм-метод)	10^{-3} - 10^{-6}	10^{-1} - 10^{-4}
4	Ультрамикроанализ (микрограмм-метод)	10^{-6} - 10^{-9}	10^{-4} - 10^{-6}
5	Субмикроанализ (нанограмм-метод)	10^{-9} - 10^{-12}	10^{-7} - 10^{-10}
6	Субультрамикроанализ (пикограмм-метод)	10^{-12}	10^{-10}

Наибольшее распространение получили *полумикроанализ* и *микроанализ*. Их преимущества: малое количество реактива, сокращается время анализа, использование центрифугирования вместо фильтрования и т.д.

3.1.2. «Сухой» метод анализа.

Анализируемое вещество и реактивы находятся в твёрдом состоянии, при этом часто используется нагревание (пирохимические методы). При использовании открытого пламени – пирофотометрические методы. В них вещества и компоненты дают определённое окрашивание пламени. В методе окрашивания «перлов» (стекла) – используются бура ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$),

сода (Na_2CO_3) и другие вещества. Применяется также метод нагревания в калильной трубке и метод растирания порошков.

Метод окрашивания пламени. Осуществляется либо в специальных современных приборах, которые позволяют сделать его качественно и количественно, либо с помощью раскалённой спирали из проволоки (платина, нихром), которую вносят в твёрдое вещество и затем с веществом в пламя горелки – наблюдают окрашивание пламени. Ионы натрия окрашивают пламя – в жёлтый цвет, ионы калия – фиолетовый, ионы кальция – кирпично-красный, ионы бария – желтовато-зелёный, ионы стронция – карминно-красный, ионы меди – ярко-зелёный

Метод образования окрашенных «перлов». Некоторые вещества при сплавлении с бурой (тетраборат натрия – $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) или с фосфатной солью (гидрофосфат натрия аммония $\text{NaNH}_4\text{HPO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$) или с кальцинированной содой (Na_2CO_3) дают окрашенные стёкла (стекловидное образование «перлы»). Раскалённую спираль вносят в буру или другое вещество и их расплавляют, чтобы она покрыла спираль. Остужают до определённой температуры, затем макают в анализируемое вещество и снова расплавляют, охлаждают и получается «перл», то есть стекловидная окрашенная масса. По окраске «перла» судят о наличии различных веществ. Пламя делится на восстановительную и окислительную зоны:

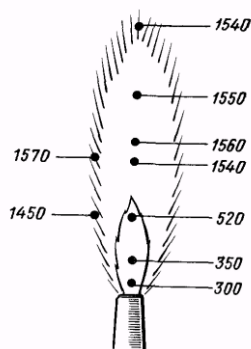


Рисунок 3.1- Строение пламени

Восстановительная зона – в интервале от 300°C до 520°C ; окислительная зона от 1540°C до 1570°C . При использовании буры в восстановительной зоне, например, определяются ионы железа, хрома, а в окислительной зоне определяются титан и вольфрам.

Метод нагревания в калильной трубке. Позволяет анализировать вещества, которые способны возгоняться (переход из твердого состояния в газообразное) и разлагаться при определённых температурах. Если

вещество не возгоняется, то в нём нет летучих компонентов. Калильная трубка – пробирка или трубка из тугоплавкого стекла или кварца длиной 5–6 см и диаметром 0,5 см. Вещество помещается в трубку и нагревается, наблюдают за окрашиванием возгона (паров и газов) и анализируют характерные окрашивания.

Метод растирания порошков. В фарфоровой чашке (ступке) или на пластине растирают анализируемые вещества с реактивом и анализируют окрашивание и запах выделяющихся газов.

3.1.3 «Мокрый» метод анализа.

Анализ проводят либо в водных растворах, либо в растворах других растворителей. Реакции проводят в химических (центрифужных) пробирках – это *пробирочный анализ*; на фильтровальной бумаге – это *капельный метод*, или микрористаллоскопическим методом с использованием микроскопа.

4. КЛАССИФИКАЦИЯ И ОСНОВНЫЕ СХЕМЫ АНАЛИЗА КАТИОНОВ И АНИОНОВ

Качественный химический анализ часто проводится с водными растворами электролитов. **Аналитическими** реакциями открывают катионы и анионы. В меньшей или большей степени в виде ионов существуют практически все известные элементы. **Групповые реактивы** позволяют в общей смеси катионов выделить отдельные группы катионов со сходными свойствами, которые называют **аналитическими группами**. Групповые реактивы могут быть осадителями, т.е. избирательно осаждающие катионы определённой группы в виде различных веществ: *карбонатов, сульфидов, хлоридов, сульфатов, фосфатов, гидроксидов и т.д.* Применяются **реагенты**, которые **селективно выделяют** из смеси труднорастворимых веществ **группу** растворимых веществ в виде **комплексов** или **соединений** на основе амфотерных **металлов**. *На основе групповых реактивов разработаны аналитические классификации катионов и анионов: сульфидная, кислотно-основная, аммиачно-фосфатная.*

4.1. Сульфидная (сероводородная) классификация.

Разработана Н.А.Меншуткиным, основана на различной растворимости *сульфидов, карбонатов и хлоридов*. По этой классификации все катионы делят на пять аналитических групп.

Недостатки: а) токсичность реактива сероводорода, что требует спецоборудования в лаборатории; б) анализ длительный по времени выполнения.

Таблица 4.1-Сероводородная классификация катионов

Номер группы	Катионы	Групповой реактив	Растворимость соединений
1	Li^+ , Na^+ , K^+ , NH_4^+ , Mg^{2+}	нет	Сульфиды, карбонаты, хлориды растворимы в воде
2	Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+}	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ в аммонийном буфере, pH=9,2	Карбонаты не растворимы в воде
3	Fe^{2+} , Fe^{3+} , Zn^{2+} , Al^{3+} , Mn^{2+} , Cr^{3+} , Co^{2+} , Ni^{2+}	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$ в аммиачном буфере, pH=9,2	Сульфиды растворимы в разбавленных кислотах
4	Cu^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+} , Bi^{3+} , Sn^{2+} , Sn^{4+} , Sb^{3+} , Sb^{5+} , As^{3+} , As^{5+}	H_2S при pH = 0,5 (HCl)	Сульфиды не - растворимы в разбавленных кислотах
5	Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{2+}	HCl	Хлориды не - растворимы в воде и разбавленных кислотах

4.2. Кислотно-основная классификация.

Эта классификация основана на различной растворимости гидроксидов, хлоридов и сульфатов. Групповыми реактивами являются растворы кислот и оснований (щелочей). Катионы делятся на шесть групп.

Преимущества данной классификации: а) используются кислотно-основные свойства элементов, способность комплексообразования и амфотерность гидроксидов; б) исключается токсичность сероводорода; в) время анализа меньше.

Недостатки: а) отдельная нечёткость шести разделений катионов на аналитические группы; б) катион Pb^{2+} переходит из второй группы в третью из-за некоторой растворимости PbCl_2 ; в) трудности перевода сульфатов Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} в карбонаты, мешает наличие фосфат-ионов.

Таблица 4.2.1 Кислотно-основная классификация катионов

Номер группы	Катионы	Групповой реактив	Растворимость соединений
1	Na^+ , K^+ , NH_4^+	нет	Сульфаты, гидроксиды, хлориды растворимы в воде
2	Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{2+}	HCl	Хлориды не - растворимы в воде и кислотах
3	Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+}	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	Сульфаты не - растворимы в воде
4	Zn^{2+} , Al^{3+} , Sn^{2+} , Sn^{4+} , As^{3+} , As^{5+} , Cr^{3+}	NaOH в присутствии H_2O_2	Гидроксиды растворимы в избытке щелочи (амфотерные)
5	Mg^{2+} , Sb^{3+} , Sb^{5+} , Bi^{3+} , Mn^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+}	NaOH (NH_4OH)	Гидроксиды не растворимы в избытке щелочи и аммиаке
6	Cu^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+}	25%-ный NH_4OH	Гидроксиды растворимы в избытке раствора аммиака (комплексы)

4.3. Аммиачно-фосфатная классификация.

Основана на растворимости фосфатов в воде, сильных и слабых кислотах, щелочах и аммиаке. Катионы делят на пять аналитических групп. Некоторые катионы оказываются в одинаковых по составу группах

независимо от классификации: Na^+ , K^+ , NH_4^+ ; Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{2+} ; Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} . Другие катионы входят в разные группы, что объясняется: а) свойствами катионов; б) условиями отделения одной группы от другой. Так помимо реакций осаждения проводятся реакции окисления-восстановления с добавлением, например, H_2O_2 и переводят катионы металлов в более высокую степень окисления (Sb^{3+} , $\text{Sb}(\text{OH})_3$ – растворимое соединение, в Sb^{5+} , $\text{SbO}(\text{OH})_3$ – нерастворимое соединение). *Групповой реагент* отделяет данную группу ионов от других при определённых условиях.

Таблица 4.3.1-Аммиачно-фосфатная классификация

Номер группы	Катионы	Групповой реактив	Растворимость соединений
1	Na^+ , K^+ , NH_4^+ ,	нет	Хлориды, нитраты, фосфаты растворимы в воде
2	Li^+ , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Mn^{2+} , Fe^{2+} , Al^{3+} , Bi^{3+} , Cr^{3+} , Fe^{3+}	$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ в 25%-ном NH_4OH	Фосфаты не - растворимы в воде и избытке аммиака
3	Cu^{2+} , Zn^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+}	$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ или Na_2HPO_4	Фосфаты растворимы в избытке аммиака
4	Sn^{2+} , Sn^{4+} , Sb^{3+} , Sb^{5+} , As^{3+} , As^{5+}	HNO_3	Метасурьмяная и метаоловянная кислоты нерастворимы в воде
5	Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{2+}	HCl	Хлориды не растворимы в воде и разбавленных кислотах

5.АНАЛИЗ ГРУППЫ АНИОНОВ

Используют классификации на реакциях **осаждения, окисления-восстановления, разложения с образованием газообразных продуктов.**

Таблица 5.1-Аналитическая классификация анионов на осаждение

Номер группы	Анионы	Групповой реактив	Групповой признак
1	SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, CO_3^{2-} , $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$ (BO_2^-), PO_4^{3-} , AsO_4^{3-} , AsO_3^{3-} , F^-	BaCl_2 в нейтральной, ($\text{pH}=7$) или слабощелочной среде, ($\text{pH}=7-9$)	Соли бария и серебра нерастворимы в воде, но мало растворимы в HNO_3 , HCl (исключение BaSO_4)
2	Cl^- , Br^- , I^- , BrO_3^- , CN^- , NCS^- , S^{2-}	AgNO_3 в присутствии HNO_3 (2 н) в соотношении (1:1)	Соли бария растворимы, а соли серебра не растворимы в воде и азотной кислоте (HNO_3)
3	NO_2^- , NO_3^- , CH_3COO^-	Нет	Соли бария и серебра растворимы в воде

По окислительно-восстановительным свойствам анионы делят на три группы. Групповыми реактивами могут быть как окислители (KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) так и восстановители (MnCl_2 , I_2).

По реакциям разложения или обменным реакциям с концентрированными растворами могут образовываться газы (CO_2 ; SO_2 ; H_2S ; NO ; HCl ; HI ; HBr)

6.ДРОБНЫЙ И СИСТЕМАТИЧЕСКИЙ МЕТОДЫ АНАЛИЗА

Эти методы позволяют проводить анализ сложных смесей ионов.

6.1. Метод дробного анализа.

Разработал Н.А.Тананаев, делается качественный анализ состава вещества или смеси с помощью дробных реакций. Обнаружение иона проводится в два этапа. Сначала проводится обработка реактивами, которые устраняют влияние мешающих ионов, затем обнаруживают искомые ионы характерными реакциями с высокочувствительными избирательными реагентами. Если у обнаруженного иона есть специфическая реакция, то нет необходимости устранять мешающие ионы. Мешающие ионы либо устраняются, либо маскируются следующими способами: а) изменение рН раствора; б) связывание иона в комплексный ион; в) изменение его степени окисления. Иногда маскировка мешающих ионов превращает неспецифические реакции в специфические. Если невозможна маскировка, то мешающие ионы удаляют из анализируемой смеси экстракцией, термическим разложением или осаждением.

6.2. Систематический метод.

Реакции проводят в строго определённой последовательности. Основан на одной из классификационных групп. Смесь с помощью групповых реактивов делят на аналитические группы, далее обнаруживают и полностью удаляют мешающие ионы. И открывают обнаруживаемые ионы.

7.ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И КЛАССИФИКАЦИЯ ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИХ МЕТОДОВ

Физико-химические методы анализа основаны на зависимости свойств вещества от его природы. Измеряемый аналитический сигнал представляет собой величину физического свойства, функционально связанную с концентрацией или массой определяемого компонента. Физико-химические методы анализа могут включать химические превращения определяемого соединения, растворение образца, концентрирование анализируемого компонента, маскирование мешающих веществ и др. В отличие от «классических» химических методов анализа, где аналитическим сигналом служит масса вещества или его объём, в

физико-химическом методе анализа в качестве аналитического сигнала используют интенсивность излучения, силу потока, электропроводность, разность потенциалов и др.

Важное **практическое значение** имеют методы, основанные на исследовании **испускания и поглощения электромагнитного излучения** в различных областях спектра. К ним относится **спектроскопия** (люминесцентный анализ, спектральный анализ), **нефелометрия, турбидиметрия** и др. К важным физико-химическим методам анализа принадлежат **электрохимические методы**, использующие измерение электрических свойств вещества (**вольтамперометрия, кондуктометрия, кулонометрия, потенциометрия** и т.д.), а также **хроматография** (газовая хроматография, жидкостная хроматография, ионообменная хроматография, тонкослойная хроматография). Успешно *развиваются методы*, основанные на измерении скоростей химических реакций (*кинетические методы анализа*), тепловых эффектов реакции (*термометрическое титрование*), а также на разделении ионов в магнитном поле (*масс-спектрометрия*).

При выполнении физико-химических методов анализа используют специальную, иногда довольно сложную, измерительную аппаратуру. Эти методы часто называют **инструментальными**. Многие современные приборы оснащены компьютерными программами.

В физико-химических методах анализа применяют два основных приёма: **метод прямых измерений** и **метод прямого и обратного титрования**. В прямых методах используют зависимость аналитического сигнала от природы анализируемого вещества и его концентрации. Зависимости сигнала от природы вещества – основа качественного анализа. В количественном анализе используют зависимость интенсивности сигнала от концентрации вещества. Чаще всего она имеет вид:

$$I = a + b \cdot C, \text{ (уравнение связи)}$$

где I – интенсивность сигнала (сила диффузионного тока в полярографии, оптическая плотность в спектрофотометрии),

C – концентрация,

a, b – постоянные, причём во многих случаях $a = 0$, (спектрофотометрия, полярография).

Численные значения констант « a » и « b » в уравнении связи определяют экспериментально с помощью стандартных образцов, стандартных растворов и т.д. Только в кулонометрии, основанной на законе Фарадея, не требуется измерения констант.

Наибольшее распространение в практике получили следующие методы определения констант уравнения связи (методы количественного анализа).

7.1. Метод градуировочного и калибровочного графика.

Измеряют интенсивность аналитического сигнала у нескольких стандартных образцов или стандартных растворов и строят градуировочный (калибровочный) график в координатах:

$$I = f(C), \text{ или } I = f(\lg C),$$

где C – концентрация компонента в стандартном растворе или стандартном образце.

В тех же условиях измеряют интенсивность сигнала у анализируемой пробы и по градуировочному (калибровочному) графику находят концентрацию.

7.2. Метод молярного свойства.

Применяют в тех случаях, когда уравнение связи $I = b \cdot C$, соблюдается достаточно строго. Измеряют аналитический сигнал у нескольких стандартных образцов или растворов и рассчитывают

$$b = I_{\text{ст}} / C_{\text{ст}};$$

если $C_{\text{ст}}$ измеряется в моль/л, то b – молярное свойство. В тех же условиях измеряют интенсивность сигнала у анализируемой пробы I_x и по соотношению $C_x = I_x / b$, или $C_x = C_{\text{ст}} I_x / I_{\text{ст}}$, рассчитывают концентрацию

$$C_x / I_x = C_{\text{ст}} / I_{\text{ст}}.$$

7.3. Метод добавок.

Измеряют интенсивность аналитического сигнала пробы I_x , а затем интенсивность сигнала пробы с известной добавкой стандартного раствора $I_{x+\text{ст}}$. концентрацию вещества в пробе рассчитывают по соотношению: $C_x = C_{\text{ст}} \cdot I_x / I_{x+\text{ст}} - I_{\text{ст}}$.

7.4. Метод титрования.

Измеряют интенсивность аналитического сигнала I в зависимости от объёма (V) добавленного титранта. По кривой титрования $I = f(V)$, находят *точку эквивалентности* и рассчитывают результат по обычным формулам титриметрического анализа $C_1V_1 = C_2V_2$.

Физико-химические методы анализа используют при определении низких содержаний (порядка 10^{-3} % или менее), где классические методы анализа обычно неприменимы.

Деление аналитических методов на физические, химические и физико-химические весьма условно.

8. КОНДУКТОМЕТРИЧЕСКОЕ ТИТРОВАНИЕ

Метод кондуктометрического титрования основан на *изменении электропроводности объёма раствора во время протекания в нём химической реакции* (нейтрализации, осаждения, замещения, окисления-восстановления, комплексообразования). В результате реакции *изменяется ионный состав раствора*. Ионы с одной абсолютной скоростью и эквивалентной электропроводностью заменяются на ионы с другими значениями этих характеристик, или в системе образуется слабо диссоциирующее, трудно растворимое или комплексное соединение (особенно хелатное). **Кондуктометрическое титрование применяют** для объёмного анализа водных и неводных растворов, физиологических и биологических жидкостей, окрашенных растворов, растворов с малой концентрацией и содержащих несколько веществ, эмульсий, суспензий, а также для автоматического контроля и регулирования технологического процесса в непрерывных химических и пищевых технологиях производства. *Индикационной величиной является удельная электропроводность раствора* – величина, отражающая его состав. *Кондуктометрическое титрование* складывается из *трёх основных действий*:

1) измерение удельной электропроводности титруемого раствора при добавлении к нему определённого количества титранта;

2) построения по этим данным графической зависимости удельной электропроводности (*ось ординат*) от количества или объёма титранта (*ось абсцисс*);

3) установление точки эквивалентности.

9. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ АНАЛИЗА

Все электрохимические методы анализа можно разделить на три группы:

1. Методы, *основанные* на протекании *электродной реакции* (потенциометрия, кулонометрия, вольтамперометрия и др.).
2. Методы, *не связанные* с протеканием *электродной реакции* (кондуктометрия, диэлектрометрия).
3. Методы, *связанные с изменением структуры двойного электрического слоя* (тензометрия).

Классифицируя электрохимические методы *по способу выполнения*, различают:

- а) *прямые* (прямая потенциометрия, ионометрия, прямая кулонометрия, вольтамперометрия и др.);
- б) *косвенные* (титриметрия с электрохимическими методами индикации точки эквивалентности – потенциометрическое, амперометрическое, кондуктометрическое, кулонометрическое титрование и др.);
- в) *инверсионные* (инверсионная вольтамперометрия, хронопотенциометрия и др.).

В практике анализа наибольшее значение имеют методы группы 1.

10. ПОТЕНЦИОМЕТРИЧЕСКИЙ МЕТОД АНАЛИЗА

Потенциометрический метод анализа основан на *измерении электродного потенциала* и нахождении зависимости между его величиной и концентрацией или активностью потенциалопределяющего компонента в растворе. Возникновение электродного потенциала связано с электрохимическим процессом, происходящим на границе раздела металл-раствор. При погружении, например, инертного электрода из благородного металла (Pt) в раствор, содержащий окислительно-восстановительную (редокс) систему (пару), устанавливается динамическое равновесие, которое может быть выражено следующим уравнением: $Ox + ne^- \rightarrow Red$, а электрод приобретает так называемый *равновесный потенциал* E_{RO} . математическое выражение зависит от активности компонентов рассматриваемой редокс-системы даётся уравнением Нернста:

$$E_{Ox/Red} = E_{Ox/Red}^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{C_{Ox}}{C_{Red}}$$

где E^0 – стандартный потенциал редокс-системы;
 R – универсальная газовая постоянная, равная 8,312 Дж/(моль К);
 T – абсолютная температура, К;
 F – постоянная Фарадея, равная 96485 Кл/моль;
 n – число электронов, принимающих участие в электродной реакции;
 C_{ox} , C_{red} – молярные концентрации соответственно окисленной и восстановленной форм редокс-системы;

Практически невозможно измерять потенциалы отдельного электрода, поэтому необходимо *составить гальванический элемент* (электролитическую ячейку) *из двух полуэлементов с электродами*, между которыми возникает разность потенциалов, при этом, *потенциал одного электрода постоянен и заранее известен*. Такие электроды, *относительно которых определяют потенциал индикаторного электрода*, носят название *электродов сравнения*. По международному соглашению *в качестве стандартного электрода сравнения принят стандартный водородный электрод* (с.в.э.). Водородный электрод малопригоден в экспресс лабораторных и производственных условиях работы (трудоемкость его приготовления и использования), *то на практике используют другие электроды сравнения*, например, *насыщенный каломельный электрод или хлорсеребряный*.

11.ПРЯМАЯ ПОТЕНЦИОМЕТРИЯ И ИОНОМЕТРИЯ

11.1. Метод прямой потенциометрии.

Метод основан на *точном измерении величины электродного потенциала и нахождения по уравнению Нернста активности потенциалопределяющего иона* в растворе (определение рН растворов). Связь между активностью ионов водорода (H^+) и величиной потенциала, измеренного водородным электродом, выражается уравнением Нернста:

$$E = E_{H^+/H_2}^0 + 0,059 \lg \frac{C_{H^+}}{\sqrt{p_{H_2}}} = -0,059 pH$$

где E^0 – стандартный электродный потенциал;
 C_{H^+} - активность ионов водорода в растворе;
 p_{H^+} - парциальное давление водорода.

Особое место в измерении рН растворов занимает *стеклянный электрод*, широко используемый в настоящее время благодаря ряду его преимуществ:

- 1) большая селективность;
- 2) неподверженность отравлению;
- 3) отсутствие влияния сильных окислителей и восстановителей.

Механизм возникновения потенциала на поверхности стеклянного электрода не является электрохимическим, он в принципе относится к мембранным ионоселективным электродам. Их применяют для определения активности или концентрации различных ионов (катионов, анионов), что привело к возникновению нового раздела прямой потенциометрии – ионометрии.

11.2. Ионометрия.

Современное прогрессивное направление в развитии потенциометрического метода анализа и исследования. Основные научная и прикладная задачи ионометрии заключаются в разработке, изучении и применении в анализе разнообразных электродов, обратимых и достаточно селективных к различным катионам и анионам. Ионометрию широко применяют: в промышленных технологиях для автоматического контроля производственных процессов, при контроле чистоты окружающей среды – атмосферы и гидросферы, в аналитической химии, биологии, геологии, медицине, и т.д. с помощью метода ионометрии успешно решаются задачи анализа и исследования применительно к сложным многокомпонентным и коллоидным системам. Ионометрия основана на применении ионоселективных мембранных электродов, функционирующих по механизму переноса ионов, т.е. обладающих ионной проводимостью. Поскольку мембрана проницаема для одного или нескольких видов ионов, то это свойство обеспечивает достаточно высокую селективность электрода и метода.

11.3. рН-метрия.

Величина рН раствора в зависимости от вида выражения концентрации ионов водорода может иметь разное значение. Активность ионов H^+ в растворе определить нельзя, можно только установить среднюю ионную активность ($a_{\pm}$) и средний ионный коэффициент активности электролита ($\gamma_{\pm}$), если концентрация выражена моляльностью C_m . Исходя из этого $pH = -\lg (C_m \pm \gamma_{\pm})$ или $pH = -\lg a (H^+)$, где под $a (H^+)$ подразумевают ($a_{\pm}$). Следовательно, понятия *активность ионов водорода*

и « pH »-раствора имеют условный характер. Для растворов слабых электролитов с малой концентрацией pH выражают через концентрацию ионов $[H^+]$: $pH_c = -\lg [H^+]$. Обозначается также pH_c или pH через концентрацию раствора. С учётом степени электролитической диссоциации (α), тогда $pH = -\lg \alpha C$.

По ГОСТам на шкалу pH , например, 0,05 М водный раствор кислой калиевой соли фталевой кислоты ($C_8H_5O_4K$) при 25⁰С соответствует $pH = 4,010$. Значение pH устанавливают потенциометрическим, кондуктометрическим, колориметрическим или кинетическим методами. Потенциометрический метод основан на измерении Э.Д.С. гальванического элемента, в котором потенциал одного из электродов зависит от активности водородных ионов. Чтобы уменьшить влияние природы аниона на активность ионов H^+ , конструируют эталонные гальванические элементы без переноса ионов. Для электрометрических потенциальных измерений можно использовать любой потенциометр или pH -метр со шкалой непосредственного отсчёта pH .

12. КОНСТАНТА И СТЕПЕНЬ ДИССОЦИИАЦИИ

Константа диссоциации электролита характеризует способность его к распаду на катионы и анионы. Чем больше её величина, тем сильнее диссоциирует слабый электролит и тем выше концентрации его ионов в растворе при равновесии.

Степенью диссоциации (α) электролита называется доля его молекул, подвергшихся диссоциации, т.е. отношение числа молекул, распавшихся в данном растворе на ионы, к общему числу молекул электролита в растворе.

Константа и степень диссоциации связаны соотношением, называемым Законом разбавления Оствальда:

$$K = \frac{\alpha^2 C_M}{1 - \alpha}$$

где K – константа диссоциации;

α – степень диссоциации;

C_M – молярная концентрация электролита, моль/л.

У достаточно слабых электролитов в не слишком разбавленных растворах степень диссоциации α очень мала, а величина $(1 - \alpha)$ близка к единице. Поэтому

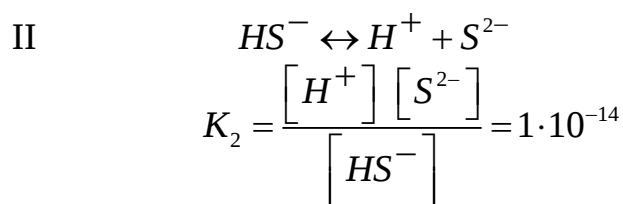
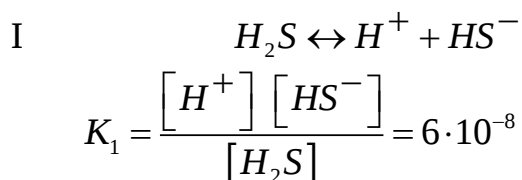
$$K \approx \alpha^2 C_M; \alpha = \sqrt{K / C_M}$$

При разбавлении раствора (т.е. при уменьшении концентрации электролита C_M), степень диссоциации электролита возрастает.

Константа диссоциации характеризует силу кислот и оснований. Чем больше величина константы, тем сильнее диссоциация электролита в растворе. Так как константа диссоциации не зависит от концентрации раствора, она лучше характеризует способность электролита к распаду на ионы, чем степень диссоциации. **Закон разбавления справедлив только для слабых электролитов.**

Для многоосновных кислот и многокислотных оснований характерна ступенчатая диссоциация, каждая ступень имеет свою константу диссоциации.

Например, сероводородная кислота диссоциирует в две ступени:

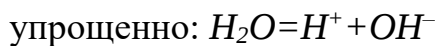


Константы диссоциации слабых электролитов приведены в справочных таблицах. Пользуясь ими, можно вычислить степени диссоциации электролитов.

13. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ ВОДЫ. ИОННОЕ ПРОИЗВЕДЕНИЕ ВОДЫ. pH и pOH

Основной растворитель в природе, а также аналитической химии – это вода. Вода – очень слабый электролит, диссоциация очень мала, причем H^+ находится в гидратированном состоянии в виде иона гидроксония, и диссоциация записывается так:





По закону действия масс K равновесия диссоциации воды будет:

$$K_{\text{дис.}} = \frac{[H^+]_p [OH^-]_p}{[H_2O]_p} = 1,8 \cdot 10^{-16},$$

Значение $K_{\text{дис.}}$ Определено экспериментально. $[H_2O]_p$ – это величина практически постоянная, численно равная общей концентрации воды:

$$[H_2O] = \frac{m_{(H_2O)}}{M_{(H_2O)}} = \frac{1000}{18} = 55,56 \frac{\text{моль}}{\text{л}}.$$

где 1000 г – масса 1 л воды

$$K_{\text{дис.}} \cdot [H_2O]_p = [H^+]_p [OH^-]_p$$

$$K_{H_2O} = K_{\text{дис.}} \cdot [H_2O]_p = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 1 \cdot 10^{-14},$$

где $K_{H_2O} = [H^+]_p [OH^-]_p = 10^{-14}$ – эта константа называется ионное произведение воды – величина постоянная при постоянной температуре.

С повышением температуры K_{H_2O} увеличивается.

В растворе присутствуют ионы H^+ и OH^- , концентрации которых не могут изменяться независимо друг от друга. Их концентрации могут быть рассчитаны через концентрации друг друга:

$$[H^+]_p = \frac{K_{H_2O}}{[OH^-]_p}; \quad [OH^-]_p = \frac{K_{H_2O}}{[H^+]_p}.$$

В чистой воде их концентрации равны: $[H^+]_p = [OH^-]_p$ – это условие электронейтральности раствора.

$$[H^+]_p^2 = K_{H_2O}; \quad [H^+]_p = \sqrt{K_{H_2O}} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Если $[H^+]_p = [OH^-]_p = 10^{-7}$ – нейтральный раствор

Если $[H^+]_p > 10^{-7}$ – кислый раствор

Если $[H^+]_p < 10^{-7}$ – щелочной раствор

Бренстед ввел водородный и гидроксильный показатели, прологарифмировав ионное произведение воды.

$$pH = -\lg[H^+] , \quad pOH = -\lg[OH^-] ,$$

$$K_{H_2O} = [H^+] [OH^-] ,$$

$$-\lg K_{H_2O} = -\lg[H^+] - \lg[OH^-] ,$$

$$\underline{pK_{H_2O} = pH + pOH = 14.}$$

$pH < 7$ и $pOH > 7$ – кислый

$pH = pOH = 7$ – нейтральный

$pH > 7$ и $pOH < 7$ – щелочной

pH можно рассчитать или определить экспериментально с помощью pH -метров или с помощью индикаторов (менее точный, но более быстрый способ).

Индикаторы – это органические вещества, окраска растворов которых зависит от концентрации $[H^+]$, т.е. от pH раствора. Индикаторы бывают в виде растворов или в виде индикаторной бумаги, на которую нанесен индикатор. Каждому значению pH соответствует своя окраска.

Для расчета pH необходимо рассчитать концентрацию $[H^+]$ по следующим формулам:

$$C_{\text{иона}} = n \cdot \alpha \cdot C_{\text{исх.в-ва}} ,$$

либо по закону действия масс:

$$K_{\text{дис.}} = \frac{[H^+]_p [A_n^-]_p}{[HA_n^-]} .$$

14.БУФЕРНЫЕ РАСТВОРЫ И ИХ СВОЙСТВА

Природные системы часто обладают буферными свойствами. В аналитической химии выполнение многих экспериментов возможно только при определенном значении pH раствора.

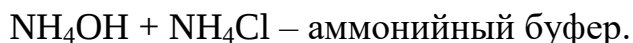
Свойство растворов сохранять постоянное значение pH при добавлении к ним небольших количеств сильных кислот или оснований и при их разбавлении называют *буферным действием*, а растворы, обладающие таким действием, называются *буферными растворами* или *буферными смесями*.

Обычно буферные растворы представляют собой смеси веществ, содержащие одноименные ионы:

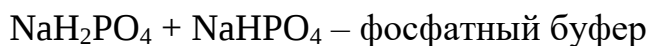
1 – смесь слабой кислоты и соли этой кислоты и сильного основания



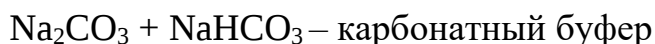
2 – смесь слабого основания и соли этого основания и сильной кислоты



3 – смесь кислых солей разной основности



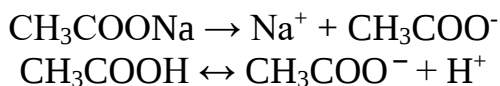
4 – смесь средней и кислой соли слабой кислоты



5 – растворы сильных кислот и щелочей достаточно большой концентрации.

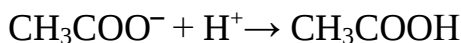
В буферном растворе содержатся вещества, одно из которых обладает свойством связывать H^+ , таким образом, противодействовать подкислению, другое – обладает свойством связывать ионы OH^- и, таким образом, противодействовать подщелачиванию.

Механизм действия буферных смесей основан на смещении ионных равновесий. Например, ацетатный буферный раствор работает следующим образом: Диссоциация веществ этой смеси идет так:



Ионы CH_3COO^- в основном за счет реакции (1), а в реакции (2) (подавлена), равновесие смещено влево.

При добавлении сильной кислоты увеличивается концентрация ионов H^+ , однако pH практически не меняется, так как H^+ связываются в молекулу слабой кислоты:

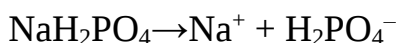


При добавлении щелочи увеличивается концентрация OH^- , но pH практически не меняется, так как OH^- связываются H^+ в воду:



При этом равновесная концентрация H^+ восстанавливается за счет диссоциации кислоты.

Аналогичен механизм действия аммонийной буферной смеси. Механизм действия смеси из кислых солей в начальной стадии другой:



далее H_2PO_4^- диссоциирует: $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightarrow \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}^+$ и действует как кислота, NaH_2PO_4 – как соль, а далее действие аналогично.

pH буферной смеси можно рассчитать по следующим уравнениям (при этом пренебрегают диссоциацией слабой кислоты или слабого основания, а соли в буферах диссоциируют полностью:

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= \frac{K_{\text{дис. к-ты}} \cdot C_{\text{к-ты}}}{C_{\text{соли}}}; \\ pH &= pK_{\text{дис. к-ты}} - \lg \frac{C_{\text{к-ты}}}{C_{\text{соли}}}; \end{aligned} \quad (1)$$

$$\begin{aligned} [\text{OH}^-] &= \frac{K_{\text{дис. осн.}} \cdot C_{\text{осн.}}}{C_{\text{соли}}}; \\ pH &= 14 - pK_{\text{осн.}} + \lg C_{\text{осн.}}/C_{\text{соли}} \end{aligned} \quad (2)$$

Уравнения (1) и (2) – уравнения буферного раствора.

14.1. Буферная емкость и изменение pH буферного раствора.

Способность буферных растворов сохранять определенное значение pH при добавлении кислоты или щелочи зависит от состава буферной

смеси и концентрации её компонентов. Добавление одинакового количества кислоты или щелочи к разным буферным смесям приводит к разному изменению pH этих растворов. Это объясняется их разным действием, которое характеризуется буферной емкостью. Количество молей кислоты или щелочи, которое надо прибавить к 1 л буферного раствора, чтобы значение pH его изменилось на единицу, называют буферной емкостью. Для конкретной буферной смеси буферная ёмкость тем больше, чем больше концентрация его компонентов.

Максимальная буферная емкость у растворов с равной концентрацией компонентов. При добавлении кислоты или щелочи буферная ёмкость уменьшается.

14.2. Применение буферных смесей.

Их используют в качественном и в количественном анализе для создания и поддержания определённого pH . Чаще используют следующие буферные смеси:

формиатная	$HCOOH + HCOOK$	$pH = 3,8$
ацетатная	$CH_3COOH + CH_3COONa$	$pH = 4,8$
фосфатная	$NaH_2PO_4 + Na_2HPO_4$	$pH = 6,6$
аммонийная	$NH_4OH + NH_4Cl$	$pH = 9,2$
карбонатная	$NaHCO_3 + Na_2CO_3$	$pH = 9,9$

Пример: в присутствии аммонийной буферной смеси проводят осаждение $Al(OH)_3$ при $pH \approx 9,0$; т.к. при $pH < 9,0$ $Al(OH)_3$

растворяется с образованием Al^{3+} , а при $pH > 9,0$ растворяется с образованием аниона AlO_2^- .

Иногда буферная смесь образуется в исследуемом растворе. Так, при определении Ba^{2+} бихроматом калия в раствор добавляют ацетат натрия, при этом ацетат-ионы связывают образующиеся в растворе H^+ в уксусную кислоту. А уксусная кислота и ацетат натрия образуют буферную смесь.

15. РАСТВОРИМОСТЬ. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ

Насыщенный раствор – это раствор с максимальной концентрацией в данном растворителе при данной температуре, сохраняющий устойчивость во времени.

Ненасыщенный раствор – это раствор с меньшей концентрацией, чем в насыщенном.

Пересыщенный раствор – это раствор с большей концентрацией, чем в насыщенном.

Последние готовятся особым способом; сохраняют устойчивость довольно долго, но при малейшем изменении условий лишнее количество вещества сразу выпадает в осадок (например, введение одного кристалла вещества).

Концентрацию вещества в его насыщенном растворе называют **растворимостью** данного вещества.

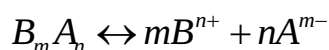
Растворимость выражают в моль/л или г/л.

По растворимости выделяют:

- 1) хорошо растворимые (NaCl);
- 2) труднорастворимые (BaSO₄).

Абсолютно нерастворимых веществ в природе не существует.

В насыщенном растворе наступает химическое равновесие: раствор – осадок, которое можно представить:



По закону действия масс:

$$K_{\text{рав.}} = \frac{[B^{n+}]_p^m \cdot [A^{m-}]_p^m}{[B_m A_n]}$$

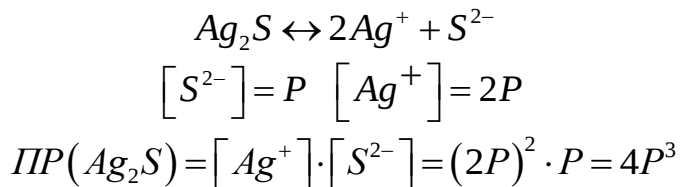
$[B_m A_n] = \text{const}$, т.к. в осадке концентрация равна 100%, то

$$PP = K_{\text{рав.}} \cdot [B_m A_n]_{\text{осадка}} = [B^{n+}]_p^m \cdot [A^{m-}]_p^m$$

PP – произведение растворимости.

PP – это величина постоянная при данной температуре и характеризует растворение труднорастворимых веществ.

Величины PP сведены в справочные таблицы. Чем меньше PP , тем менее растворимо вещество для однотипных, т.е. дающих при диссоциации одно число ионов в раствор. Для не однотипных о растворении веществ судят по *растворимости*, которая обозначается " P ":



Растворимость труднорастворимых веществ зависит от следующих факторов:

- 1) природы электролита;
- 2) природы растворителя;
- 3) температуры;
- 4) ионной силы раствора.

Условия образования и растворения осадка.

Произведение концентраций ионов, входящих в трудно растворимое вещество для любого раствора называют ионным произведением и обозначают $ИП$.

$$ИП = C(B^{n+}) \cdot C(A^{m-})$$

1. В насыщенном растворе $ИП = PP$.
2. В ненасыщенном растворе $ИП < PP$ и осадок растворяется (равновесие смещено в сторону растворения).
3. В пересыщенном растворе $ИП > PP$ и осадок образуется (равновесие смещено в сторону осадка).

16.ОКИСЛИТЕЛЬНО – ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ И ПРОЦЕССЫ

С количественной стороны окислительно–восстановительные реакции характеризуют **окислительно–восстановительными** потенциалами, измеряемыми в вольтах. Потенциал, который возникает на границе между инертным электродом и раствором, содержащим окисленную и восстановленную формы вещества, называют **равновесным окислительно–восстановительным потенциалом**.

Потенциал определяется природой вещества и зависит от:

- 1) концентраций окисленной и восстановленной форм вещества;
- 2) pH раствора;
- 3) температуры

и других факторов (наличия осадков, комплексных ионов и т.д.)
Рассчитать величину потенциала при $T = 298 \text{ K}$ и $P = 1 \text{ атм}$ можно по формуле:

$$E_{\text{ов}} = E_{\text{ов}}^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg \frac{C_{\text{окисл.}}}{C_{\text{восст.}}}, \quad (\text{формула Нернста})$$

где $E_{\text{ов}}$ – окислительно-восстановительный потенциал;

$E_{\text{ов}}^0$ – стандартный окислительно-восстановительный потенциал;

n – число электронов, отдаваемых восстановителем инертному электроду при переходе в окисленную форму или принимаемых окислителем при переходе в восстановленную форму.

$C_{\text{окисл.}}$ и $C_{\text{восст.}}$ – концентрации (точнее, активности) окисленной и восстановленной форм.

Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы, измеренные по отношению к стандартному водородному электроду, даны в справочных таблицах.

Величины окислительно-восстановительных потенциалов зависят и от концентрации водородных ионов:

$$E_{\text{ов}} = E_{\text{ов}}^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg \frac{C_{\text{окисл.}} \cdot C_{\text{H}^+}^m}{C_{\text{восст.}}},$$

где C_{H^+} – концентрация водородных ионов;

m – коэффициент при водородном ионе в уравнении реакции.

Зная величины стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, можно вычислить, в каком направлении пойдет тот или иной окислительно-восстановительный процесс.

Каждая пара с большим стандартным окислительно-восстановительным потенциалом является окислителем по отношению к паре с меньшим стандартным окислительно-восстановительным потенциалом. Поэтому из двух возможных реакций всегда протекает та, которая отличается большей разностью окислительно-восстановительных потенциалов.

Чтобы выяснить степень протекания той или иной реакции в определенном направлении, к состоянию равновесия применяют закон действия масс.

Константу равновесия окислительно-восстановительной реакции вычисляют, исходя из стандартных окислительно-восстановительных потенциалов обеих пар, по уравнению:

$$\lg K = \frac{(E_1^0 - E_2^0) \cdot n}{0,059},$$

где K – константа равновесия;

E_1^0 и E_2^0 – стандартные окислительно-восстановительные потенциалы;

n – число присоединяемых или отдаваемых электронов.

Сравнивая величины стандартных окислительно-восстановительных потенциалов участвующих веществ, можно сделать вывод о возможности самопроизвольного протекания окислительно-восстановительной реакции при условиях, близких к стандартным.

Окислительно-восстановительная реакция будет происходить самопроизвольно в том случае, если окислительно-восстановительный потенциал системы с участием окислителя больше, чем системы с участием восстановителя, т.е. если ЭДС окислительно-восстановительной реакции положительна:

$$\begin{aligned} \text{ЭДС} &= E_{\text{окисл.}}^0 - E_{\text{восст.}}^0; \\ \text{ЭДС} &> 0. \end{aligned}$$

Окислительно-восстановительные потенциалы количественно характеризуют окислительные свойства окислителя (окисленной формы) и восстановительные свойства восстановителя (восстановленной формы).

Чем больше абсолютная величина окислительно-восстановительного потенциала, тем сильнее окислительные свойства окисленной формы и чем меньше потенциал, тем сильнее восстановительные свойства восстановительной формы.

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

РАЗДЕЛ 1

0. Основные понятия, виды и объекты химического анализа.
1. Методы химического анализа.
2. Методы определения химических веществ. Аналитические реакции.
3. Селективность и специфичность реакций. Условия выполнения и пределы обнаружения аналитических реакций.
4. Методы качественного анализа.
5. Классификация и схемы анализа катионов. Сульфидная классификация.
6. Кислотно-основная и аммиачно-фосфатная классификация катионов.
7. Анализ группы анионов.
8. Дробный и систематический методы анализа катионов.
9. Классификация физико-химических методов анализа.
10. Электрохимические методы анализа. Электроды, используемые в данных методах.
11. Кондуктометрическое титрование.
12. Прямая потенциометрия и ионометрия.
13. pH-метрия.
14. Катионо и анионометрия.
15. Кулонометрический метод анализа.
16. Основы оптических методов анализа.
17. Фотометрические методы анализа
18. Фотоколориметрия и спектрофотометрия.

РАЗДЕЛ 2

0. Хроматография, виды хроматографического анализа.
1. Диссоциация электролитов. Константа и степень диссоциации.
2. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды.
3. Водородный и гидроксильный показатели. Шкала водородного показателя.
4. Буферные растворы. Буферная ёмкость.
5. Типы буферных растворов, их свойства и применение.
6. Растворимость, произведение растворимости.
7. Ионное произведение электролитов. Условия образования осадка. Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы.
8. Теория окислительно-восстановительных процессов.
9. Окислительно-восстановительные потенциалы. Константа равновесия и условие протекания окислительно-восстановительных процессов.
10. Теория, номенклатура и классификация комплексных веществ.
11. Применение аналитических реакций с комплексными веществами. Комплексометрия.
12. Метод кислотно-основного титрования.
13. Метод иодометрии и перманганатометрии.
14. Анализ смеси солей. Их идентификация.
15. Обнаружение металлов и неметаллов.
16. Принципы колориметрического анализа.
17. Криометрия.
18. Гравиметрия.

РАЗДЕЛ 3

0. Определить pH раствора, в 1 л которого содержится 0,4 г $NaOH$.
1. Рассчитать pH раствора, полученного смешением 25 мл 0,5 М раствора HCl , 10 мл 0,5 М раствора $NaOH$ и 15 мл воды (диссоциация веществ полная).
2. Указать реакцию среды и найти концентрацию H^+ и OH^- – ионов в растворе (в моль/л), для которого pH равен 3.
3. Определить pH раствора, в 500 мл которого содержится 0,28 г KOH .
4. Рассчитать концентрацию ионов H^+ и pH в растворе, если концентрация OH^- – ионов равна 10^{-11} моль/л.
5. Какой объём (л) 2 М раствора гидроксида натрия потребуется на нейтрализацию 4 л 0,5 М раствора серной кислоты? Определить pH получившегося раствора после нейтрализации.
6. Каково значение pH раствора, получившегося при смешивании 50 мл 0,45 М раствора $Ba(OH)_2$ и 50 мл 0,3 М раствора H_2SO_4 ?
7. Как изменится pH , если вдвое разбавить водой 0,2 М раствор HCl ($\alpha = 1$) и раствор CH_3COOH ($\alpha = 0,03$).
8. Определить концентрации HSO_3^- в 0,1 М растворе сернистой кислоты, если pH этого раствора равен 4,2 (считаем, что кислота диссоциирует только по первой ступени).
9. Определить pOH раствора, в 3-х литрах которого содержится 5,88 г H_2SO_4 .
10. Сколько граммов $NaOH$ потребуется для приготовления 500 мл раствора, pH которого 9?
11. Сколько мл 0,2 М раствора HCl надо прибавить к 50 мл 0,1 М раствора $NaOH$, чтобы получить раствор с $pH = 10,5$?
12. 5,3 г $NaOH$ растворили в 200 мл 0,1 н раствора HCl . Каково значение pH полученного раствора?
13. Как изменится pH раствора, содержащего $NaOH$ в концентрации 10^{-3} н при прибавлении к 1 л его 0,001 моль $NaOH$ и 0,001 моль HCl ?
14. Во сколько раз концентрация ионов водорода в крови ($pH = 7,36$) больше, чем спинномозговой жидкости ($pH = 7,53$)?
15. Равны ли молярные концентрации растворов HNO_3 и $NaOH$, если для первого раствора $pH = 2$, а для второго $pH = 13$?
16. Определить pH раствора, в 3-х литрах которого растворено 44,8 л газообразного HCl .
17. Определить массу едкого натра, растворенного в 200 мл раствора $NaOH$, если pH этого раствора 12.
18. Определить концентрацию H^+ и степень диссоциации первой ступени в 0,01 М растворе угольной кислоты, если pH этого раствора

равен 4,18 (считаем, что угольная кислота диссоциирует только по первой ступени).

РАЗДЕЛ 4

0. Концентрация ионов хлора в растворе хлорида бария равна 50 г/л. Степень диссоциации этой соли 70 %. Вычислить молярную концентрацию раствора соли.
1. Константа диссоциации уксусной кислоты $1,5 \cdot 10^{-5}$. Вычислить степень её диссоциации в 0,005 М растворе.
2. Чему равна концентрация (C_m) раствора уксусной кислоты, pH которого равен 5,2? Степень диссоциации кислоты равна 2%.
3. Степень диссоциации угольной кислоты H_2CO_3 первой ступени в 0,1 н растворе равна $2,11 \cdot 10^{-3}$. Вычислить константу диссоциации первой ступени.
4. Степень диссоциации слабой одноосновной кислоты в 0,2 н растворе равна 0,03. Вычислить значения $[H^+]$, $[OH^-]$, pH и pOH для этого раствора.
5. Вычислить pH 0,01 н раствора уксусной кислоты, в которой степень диссоциации кислоты равна 0,042.
6. В 100 мл раствора содержится 0,2 моль нитрата кальция, степень диссоциации которого 72 %. Сколько граммов катионов кальция содержится в 1 л такого раствора?
7. Степень диссоциации муравьиной кислоты $HCOOH$ в 0,2 н растворе равна 0,03. Определить константу диссоциации кислоты.
8. Вычислить концентрацию ионов водорода в 0,02 М растворе сернистой кислоты, учитывая только первую ступень диссоциации, для которой константа диссоциации равна $1,7 \cdot 10^{-2}$.
9. Определить, как изменится концентрация ионов OH^- в 0,1 М растворе $NaOH$, если прибавить в него HCl из расчета 10^{-2} моль/л.
10. Вычислить концентрации ионов NH_4^+ и OH^- в 0,1 М растворе NH_4OH при $25^\circ C$, а также степень диссоциации электролита. Константа диссоциации NH_4OH равна $1,8 \cdot 10^{-5}$.
11. Какова будет концентрация ионов водорода в 0,1 М растворе азотистой кислоты HNO_2 , константа диссоциации которой равна $5,1 \cdot 10^{-4}$?
12. Вычислить концентрации ионов H^+ и CH_3COO^- в 0,1 М растворе уксусной кислоты, зная, что степень её диссоциации в таком растворе равна 1,3 %.
13. Каковы концентрации ионов Ba^{2+} и Cl^- в растворе $BaCl_2$, если степень его диссоциации в данном растворе составляет 72 %.

14. Определить концентрацию ионов водорода в 0,2 М растворе одноосновной муравьиной кислоты (HCOOH). Константа диссоциации муравьиной кислоты $2 \cdot 10^{-4}$. Определить pH и pOH данного раствора.
15. При какой концентрации раствора степень диссоциации азотистой кислоты (HNO_2) будет равна 20 %, если константа диссоциации этой кислоты равна $5 \cdot 10^{-4}$. Вычислить концентрацию H^+ в этом растворе HNO_2 .
16. В 1 л содержится 0,5 моль хлорида кальция, степень диссоциации которого равна 78 %. Сколько граммов хлорид-ионов имеется в 2-х литрах такого раствора?
17. В растворе какой кислоты, азотистой HNO_2 или йодноватой HIO_3 , больше $[H^+]$ при равной концентрации растворов? Константа диссоциации HNO_2 равна $5,1 \cdot 10^{-4}$; а константа диссоциации HIO_3 равна $2,3 \cdot 10^{-11}$. Доказать, сделав расчет.
18. Константа диссоциации синильной кислоты равна $7 \cdot 10^{-10}$. Вычислить степень диссоциации HCN в её 0,1 М растворе.

РАЗДЕЛ 5

0. Смешали равные объёмы 0,02 н растворов хлорида кальция и сульфата натрия. Образуется ли осадок сульфата кальция?
 $PP (CaSO_4) = 1,3 \cdot 10^{-4}$.
1. Выпадет ли осадок сульфата кальция при смешении 500 мл раствора $CaCl_2$, содержащего 0,555 г вещества и 250 мл раствора Na_2SO_4 , содержащего 0,355 г вещества. $PP (CaSO_4) = 1,3 \cdot 10^{-4}$.
2. К 50 мл 0,001 н раствора HCl добавили 450 мл 0,0001 н раствора $AgNO_3$. Выпадет ли осадок хлорида серебра? $PP (AgCl) = 1,8 \cdot 10^{-10}$.
3. К раствору объёмом 500 мл, содержащему 0,05 моль $Pb(NO_3)_2$ и к раствору объёмом 750 мл содержащему $2,5 \cdot 10^{-3}$ моль $Hg(NO_3)_2$, добавили 100 мл 0,001 М раствора KCl . В обоих ли растворах появится осадок? $PP (PbCl_2) = 2 \cdot 10^{-5}$; $PP (HgCl_2) = 1,3 \cdot 10^{-5}$.
4. $PP (CaC_2O_4) = 2 \cdot 10^{-9}$. Образуется ли осадок оксалата кальция (CaC_2O_4) при смешении 750 мл 0,01 н раствора хлорида кальция и 250 мл 0,002 М оксалата натрия?
5. Образуется ли осадок хлорида свинца (II), если 0,1 н раствору ацетата свинца добавить равный объём 0,04 н раствора хлорида натрия? $PP (PbCl_2) = 2 \cdot 10^{-5}$.
6. Образуется ли осадок сульфата серебра, если к 100 мл 0,02 М раствора нитрата серебра добавить 10 мл 0,01 н раствора серной кислоты. $PP (Ag_2SO_4) = 2 \cdot 10^{-5}$.
7. К 0,01 н раствору серной кислоты медленно добавляют раствор, содержащий 0,01 моль/л $CaCl_2$ и 0,001 моль/л $SrCl_2$. Какой осадок начнет выпадать раньше: а) $SrSO_4$ б) $CaSO_4$. Считать разбавление вдвое. $PP (CaSO_4) = 1,3 \cdot 10^{-4}$; $PP (SrSO_4) = 3,2 \cdot 10^{-7}$.
8. Произведение растворимости сульфата кальция равно $1,3 \cdot 10^{-4}$. Выпадет ли осадок сульфата кальция при смешении равных объёмов 0,05 М растворов нитрата кальция и сульфата калия?
9. Образуется ли осадок сульфида марганца (II), если к 0,01 М раствору нитрата марганца (II) добавить равный объём 0,01 н раствора сульфида натрия? $PP (MnS) = 2,5 \cdot 10^{-10}$.
10. В 200 мл раствора содержится по 0,001 моль хлорида натрия и в 200 мл раствора содержится 0,02 моль сульфата натрия. К растворам добавляют $AgNO_3$. Какое вещество начнет выпадать в осадок раньше $AgCl$ или Ag_2SO_4 ? $PP (AgCl) = 1,8 \cdot 10^{-10}$; $PP (Ag_2SO_4) = 2 \cdot 10^{-5}$.
11. Смешали равные объёмы 0,01 н раствора хлорида бария и 0,02 М раствора карбоната натрия. Образуется ли осадок карбоната бария, если произведение растворимости этой соли равно $5 \cdot 10^{-9}$?

- 12.Образуется ли осадок иодида серебра, если к 0,02 М раствору нитрата серебра добавить равный объём 10^{-5} н раствора иодида калия? Произведение растворимости иодида серебра равно $1,1 \cdot 10^{-16}$.
- 13.Образуется ли осадок сульфата серебра, если к 100 мл 0,01 М раствора нитрата серебра прибавить 25 мл 0,2 н раствора H_2SO_4 ? $PP (Ag_2SO_4) = 2 \cdot 10^{-5}$.
- 14.Выпадет ли осадок сульфата стронция, если смешать равные объёмы 0,04 н раствора хлорида стронция и 0,01 М раствора сульфата натрия? $PP (SrSO_4) = 3,2 \cdot 10^{-7}$.
- 15.Выпадет ли осадок оксалата кальция (CaC_2O_4) при смешении равных объемов 0,001 М растворов хлорида кальция и оксалата натрия? $PP (CaC_2O_4) = 2 \cdot 10^{-9}$.
- 16.Выполняя реакцию на ион Ca^{2+} , смешали равные объёмы 0,01 М растворов хлорида кальция и сульфата калия. Выпадет ли осадок сульфата кальция? $PP (CaSO_4) = 1,3 \cdot 10^{-4}$.
- 17.Образуется ли осадок сульфата серебра, если к 0,02 М раствору нитрата серебра добавить равный объём 0,1 н раствора сульфата калия? $PP (Ag_2SO_4) = 2 \cdot 10^{-5}$.
- 18.Произведение растворимости хлорида свинца (II) равно $2,3 \cdot 10^{-4}$. Образуется ли осадок хлорида свинца (II), если к 0,03 н раствору нитрата свинца (II) прибавить равный объём 0,01 н раствора хлорида натрия?

РАЗДЕЛ 6

0. Вычислить, сколько граммов серной кислоты содержится в 500 мл раствора, если на титрование 25 мл затрачено 27,15 мл раствора NaOH . Титр раствора NaOH 0,0043 г/мл.
1. Смешали 10 г 30 % -ного раствора нитрата серебра 15,5 г 3 %-ного раствора хлорида калия. Вычислить массу образовавшегося осадка.
2. Смешали 0,5 л раствора 0,5 М фосфорной кислоты и 0,5 л раствора, содержащего 14 г гидроксида калия. Какова молярная концентрация соли в полученном растворе? Учесть изменение объёма при смешивании растворов.
3. Сколько молей хлорида серебра образуется в осадке, если к 0,2 л 1 М раствора хлорида кальция добавить 30,5 г безводного нитрата серебра?
4. Раствор, содержащий 13 г нитрата серебра, смешан с 41,7 мл 26 %-ного раствора хлорида натрия ($\rho = 1,2$ г/мл). Какова масса (г) образовавшегося осадка?
5. Для нейтрализации 25 мл раствора HCl израсходовали 21,65 мл 0,096 н раствора NaOH . Вычислить содержание соляной кислоты в растворе в г/л.
6. К 70 мл иодоводородной кислоты прибавили нитрат серебра до прекращения образования осадка. В результате реакции получилось 0,8 г иодида серебра. Определить молярную концентрацию иодоводородной кислоты.
7. В 1000 мл растворено неизвестное количество H_2SO_4 . На титрование 25 мл раствора расходуется 30,45 мл 0,1025 н NaOH . Сколько граммов H_2SO_4 было в 1 литре раствора?
8. К 100 мл раствора соли кальция добавили избыток раствора карбоната натрия. Образовавшийся осадок отфильтровали и прокалили. Масса прокаленного остатка составила 0,28 г. Сколько граммов кальция содержалось в 1 л исходного раствора?
9. Из 200 мл 63 %-ного раствора нитрата калия (плотность раствора 1,35 г/мл) при охлаждении выпало в осадок 50 г соли. Определить процентное содержание оставшейся в растворе соли.
10. Через 1 л 18 %-ного раствора сульфата меди (II) ($\rho = 1,12$ г/см³) пропустили 23,2 л сероводорода. Какое вещество и сколько по массе выпало в осадок?
11. К 200 мл 0,03 М раствора ортофосфорной кислоты прилили 400 мл 0,015 М раствора гидроксида бария. Какая соль и сколько её образовалось? Указать массу соли (г).
12. Емкость с 98 %-ной серной кислотой оставили открытой. Через некоторое время масса раствора кислоты увеличилась с 920 г до

1001,8г ($\rho_1 = 1,834\text{г/см}^3$, $\rho_2 = 1,775\text{г/см}^3$). Определить молярную концентрацию кислоты в получившемся растворе.

13. В 40 мл 6 %-ного раствора нитрата серебра ($\rho = 1,05\text{ г/см}^3$) растворили 250 мл газообразного хлороводорода. Какое вещество и сколько по массе выпадет в осадок?
14. На 0,9 моль карбоната кальция подействовали 540 мл 8 %-ной соляной кислоты ($\rho = 1,04\text{ г/см}^3$). Какой газ и сколько его по объему выделится?
15. 10 мл 12 %-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,08\text{ г/мл}$) разбавили водой до 200 мл. Вычислить молярную концентрацию разбавленного раствора.
16. В каком объёме воды (л) надо растворить аммиак, полученный из 100 г хлорида аммония с выходом 60 %, чтобы концентрация полученного раствора была равна 0,5 моль/л?
17. 25г медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) растворено в 200 мл воды ($\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1\text{ г/мл}$). Определить массовую долю (%) безводного сульфата меди в полученном растворе.
18. Раствор, содержащий 18 г нитрата серебра, смешан с 70 мл 20 %-ного раствора бромид натрия ($\rho = 1,8\text{ г/мл}$). Какие вещества остались в растворе после того, как был отфильтрован осадок?

РАЗДЕЛ 7

1. Определить pH карбонатной буферной смеси, содержащей 6мл угольной кислоты и 3мл раствора гидрокарбоната натрия одинаковой концентрации. $K_{\text{дис.}}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,5 \cdot 10^{-7}$ по первой ступени.
2. Как изменится pH аммонийной буферной смеси, содержащей по 0,1 моль NH_4OH и NH_4Cl в 1 литре, если добавлено: а) 0,02 моль HCl ; б) 0,04 моль NaOH ; $K_{\text{дис.}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$?
3. Рассчитать pH буферной смеси, если в двух литрах раствора имеется 0,2 моль NaHCO_3 и 0,1 моль Na_2CO_3 . Изменится ли pH этой смеси при разбавлении раствора в 10 раз? $K_{\text{дис.}}(\text{HCO}_3^-) = 4,7 \cdot 10^{-11}$.
4. Рассчитать буферную ёмкость при добавлении HCl в аммонийную буферную смесь, полученную при растворении по 0,01 моль NH_4OH и NH_4Cl в 500 мл раствора. $K_{\text{дис.}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
5. Рассчитать pH и буферную ёмкость раствора, полученного смешением по 1 моль NaH_2PO_4 и Na_2HPO_4 в 100 мл раствора. Буферную ёмкость определять при добавлении NaOH . $K_{\text{дис.}}(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 6,3 \cdot 10^{-8}$.
6. Ацетатный буферный раствор составлен из 1 моль CH_3COOH и 0,5 моль CH_3COONa в 100 мл. Сколько мл 0,1 н HCl надо добавить, чтобы изменить pH этого буфера на 2 единицы? Чему равна pH исходной смеси? $K_{\text{дис.}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$?
7. Вычислить pH буферного раствора, содержащего 0,1 моль/л NH_4OH и 0,01 моль/л хлорида аммония NH_4Cl , если константа диссоциации NH_4OH $1,8 \cdot 10^{-5}$. Изменится ли pH этой смеси при разбавлении раствора в 100 раз?
8. Раствор содержит 0,056 моль NH_4OH и 0,1 моль NH_4Cl . Чему равен pH этого раствора и как он изменится при добавлении к 1 л его 0,001 моль NaOH ? $K_{\text{дис.}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
9. Вычислить pH буферного раствора, состоящего из 4 мл уксусной кислоты и 16 мл ацетата натрия одинаковой концентрации. Константа электролитической диссоциации уксусной кислоты $1,75 \cdot 10^{-5}$.
10. Вычислить pH формиатной буферной смеси в литре которой содержится 0,5 моль HCOOH и 0,4 моль HCOOK . Как изменится pH , если к 1 л этого раствора прибавить 0,1 моль HCl ? $K_{\text{дис.}}(\text{HCOOH}) = 1,8 \cdot 10^{-4}$.
11. Рассчитать буферную ёмкость при добавлении NaOH в формиатную буферную смесь, полученную при растворении по 0,02 моля HCOOH и HCOOK в 2000 мл раствора. $K_{\text{дис.}}(\text{HCOOH}) = 1,8 \cdot 10^{-4}$.
12. Вычислить pH буферных смесей, полученных при сливании равных объёмов 0,01 М раствора CH_3COOH и 0,02 М раствора CH_3COONa ;

- 0,02 М раствора CH_3COOH и 0,01 М раствора CH_3COONa , $K_{\text{дис}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$.
13. В 500 мл раствора было растворено 1,5 г CH_3COOH и 4,1 г CH_3COONa . Вычислить pH буферной смеси. Этот раствор разбавили в два раза. Изменится ли pH буферной смеси? $K_{\text{дис}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$.
14. Сколько граммов NaNO_2 надо прибавить к 500 мл 0,1 М раствора HNO_2 , чтобы pH его равнялась 4,4? $K_{\text{дис}}(\text{HNO}_2) = 4 \cdot 10^{-4}$. Рассчитать буферную емкость такой смеси при добавлении KOH .
15. Вычислить pH карбонатной буферной смеси, состоящей из 3 мл угольной кислоты 6 мл раствора гидрокарбоната натрия одинаковой концентрации. $K_{\text{дис}}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,5 \cdot 10^{-7}$ по первой ступени.
16. Определить буферную ёмкость раствора, полученного при добавлении 34,5 г NaNO_2 в 500 мл 0,1 М раствора HNO_2 . $K_{\text{дис}}(\text{HNO}_2) = 4 \cdot 10^{-4}$.
17. Сколько граммов Na_2CO_3 надо добавить к 10 мл 0,4 М раствора NaHCO_3 , чтобы pH буферной смеси был равен 10,7? $K_{\text{дис}}(\text{HCO}_3^-) = 4,7 \cdot 10^{-11}$.
18. Вычислить pH буферного раствора, состоящего из 8 г молочной кислоты и 6 г молочнокислого натрия, растворенных в 250 мл воды. $K_{\text{дис}}(\text{C}_3\text{O}_3\text{H}_6) = 1,4 \cdot 10^{-4}$.
19. Вычислить pH смеси 0,03 н раствором уксусной кислоты с 0,3 н раствором ацетата натрия, если константа диссоциации уксусной кислоты равна $1,75 \cdot 10^{-5}$. Сколько мл 0,1 н раствора NaOH надо добавить, чтобы pH изменить на 3 единицы?

РАЗДЕЛ 8

0. Вычислить растворимость в воде CaF_2 . ($PP(\text{CaF}_2) = 4 \cdot 10^{-11}$). Ответ дать в моль/л и г/л.
1. Растворимость карбоната кальция при 25°C равна $6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Вычислить произведение растворимости этой соли.
2. Растворимость сульфата кальция при 18°C равна $0,4 \cdot 10^{-2}$ моль/л. Вычислить произведение растворимости этой соли.
3. Во сколько раз растворимость оксалата кальция (CaC_2O_4) больше растворимости фосфата кальция? $PP(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 10^{-29}$, $PP(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 2 \cdot 10^{-9}$.
4. Произведение растворимости фосфата кальция равно 10^{-29} . Сколько граммов фосфата кальция содержится в 10 л насыщенного раствора?
5. Вычислить произведение растворимости карбоната кальция, зная, что растворимость его при данной температуре равна 0,013 г/л.
6. Сколько граммов сульфата свинца можно растворить при стандартной температуре в 4 л воды, если произведение растворимости этой соли равно $1,6 \cdot 10^{-8}$.
7. Растворимость гидроксида магния $\text{Mg}(\text{OH})_2$ при 18°C равна $0,98 \cdot 10^{-2}$ г/л. Найти произведение растворимости $\text{Mg}(\text{OH})_2$ при этой температуре.
8. Вычислить объём воды, необходимый для растворения при 25°C 1 г BaSO_4 . $PP(\text{BaSO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-10}$.
9. Вычислить произведение растворимости бромида свинца при 25°C , если растворимость соли при этой температуре равна $1,32 \cdot 10^{-2}$ моль/л.
10. Растворимость сульфата бария при 25°C равна 0,00245 г в 1 л. Вычислить произведение растворимости сульфата бария.
11. Для растворения 1,16 г иодида свинца (II) потребовалось 2 л воды. Найти произведение растворимости соли.
12. Выпадет ли осадок AgCl , если к 0,001 н раствору NaCl прилили равный объём 0,005 н раствор AgNO_3 . $PP(\text{AgCl}) = 1,8 \cdot 10^{-10}$.
13. Выпадет ли осадок гидроксида магния при 25°C , если произведение растворимости гидроксида магния равно $2 \cdot 10^{-11}$, а смешали 100 мл 10^{-4} М раствора MgCl_2 и 300 мл 10^{-3} М раствора KOH .
14. Вычислить произведение растворимости сульфата серебра, зная, что растворимость его при данной температуре равна 0,053 г в 100 мл.
15. Произведение растворимости карбоната кальция равно $5 \cdot 10^{-9}$. Сколько граммов карбоната кальция содержится в 15 л насыщенного раствора?

16. Выпадет ли осадок при смешивании 250 мл 10^{-3} М раствора $Ca(NO_3)_2$ и 750 мл 10^{-4} М раствора KF . Произведение растворимости CaF_2 равно $4 \cdot 10^{-11}$.
17. Во сколько раз растворимость (в моль/л) $Fe(OH)_2$ в воде больше растворимости $Fe(OH)_3$ при $25^\circ C$? $IP (Fe(OH)_2) = 1 \cdot 10^{-15}$, $IP (Fe(OH)_3) = 3,8 \cdot 10^{-38}$.
18. Произведение растворимости сульфата свинца при $25^\circ C$ равно $1,6 \cdot 10^{-8}$. Образуется ли осадок этой соли, если смешали 100 мл 0,01 н раствора нитрата свинца и 400 мл 0,001 н раствора сульфата калия.

РАЗДЕЛ 9

1. При смешивании двух окислительно-восстановительных пар Na_2SO_4 и Na_2SO_3 Cl_2/HCl в нейтральной среде с концентрациями окисленной формы 0,01 моль/л, а восстановленной формы – 0,1 моль/л. Записать уравнение данной окислительно-восстановительной реакции в молекулярном виде, электронные уравнения, определив направленность. Вычислить ЭДС.
2. Определить, какой процесс будет протекать:
 - а) окисление иодом ионов Fe^{2+} до Fe^{3+}
 - б) окисление ионами железа Fe^{3+} иодид-ионов до свободного иода. Обосновать. Записать молекулярное и ионно-молекулярное уравнения окислительно-восстановительной реакции и вычислить ЭДС при стандартных условиях.
3. Записать выражение константы равновесия для окислительно-восстановительной реакции:



Что показывает константа равновесия? Вычислить ЭДС этой реакции при стандартных условиях.

4. Определить, будут ли перманганат-ионы окислять хлорид-ионы до свободного хлора в кислой и нейтральной средах. Обосновать. Записать уравнение реакции в молекулярном виде и вычислить ЭДС реакции с концентрациями окисленной и восстановленной форм, равными 1 моль/л. Составить электронные уравнения.
5. В каком направлении пойдет реакция при смешивании двух окислительно-восстановительных пар $Br_2/NaBr$ и $Cl_2/NaCl$. Записать уравнения реакции в молекулярном виде и вычислить ЭДС, если концентрации окисленной и восстановленной форм равны 1 моль/л.
6. Записать выражение и вычислить константу равновесия для данной окислительно-восстановительной реакции:



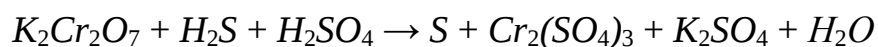
Что показывает константа равновесия?

7. Записать выражение и вычислить константу равновесия для окислительно-восстановительной реакции:



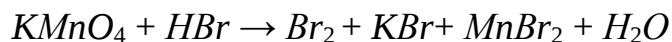
Что показывает константа равновесия?

8. При смешивании двух окислительно-восстановительных пар $K_2Cr_2O_7/Cr_2(SO_4)_3$ и J_2/KJ в кислой среде при стандартных условиях протекает окислительно-восстановительная реакция. Определить направленность реакции, записать уравнение в молекулярном виде, электронные уравнения, вычислить ЭДС.
9. В каком направлении пойдет реакция при смешивании двух окислительно-восстановительных пар J_2/KJ и Cl_2/KCl с концентрациями окисленной и восстановленной форм, равными 1 моль/л. Записать молекулярное и электронные уравнения данной окислительно-восстановительной реакции и вычислить ЭДС.
10. В каком направлении пойдет реакция при смешивании двух окислительно-восстановительных пар растворов $FeCl_3/FeCl_2$ и $SnCl_4/SnCl_2$ с концентрациями окисленной и восстановленной форм, равными 0,1 моль/л. Вычислить ЭДС данной окислительно-восстановительной реакции и записать уравнение реакции в молекулярном виде, электронные уравнения.
11. Определить, какой процесс будет протекать и почему:
 - а) окисление ионами железа Fe^{3+} бромид-ионов до свободного брома;
 - б) окисление бромом ионов Fe^{2+} до Fe^{3+} . Почему?
 Записать молекулярное и электронные уравнения окислительно-восстановительной реакции и вычислить ЭДС при стандартных условиях.
12. Может ли дихромат калия в кислой среде окислить хлорид-ионы до свободного хлора при стандартных условиях? Почему? Записать молекулярное и электронные уравнения окислительно-восстановительной реакции и вычислить ЭДС.
13. Записать выражение и вычислить константу равновесия для окислительно-восстановительной реакции:



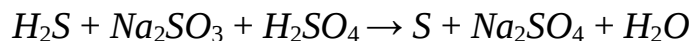
Что показывает константа равновесия?

14. В каком направлении пойдет реакция при смешивании двух окислительно-восстановительных пар $Fe_2(SO_4)_3/FeSO_4$ и J_2/KJ . Определить направленность реакции, записать уравнение реакции в молекулярном виде, электронные уравнения. Вычислить ЭДС реакции, если $[Fe_2(SO_4)_3] = 0,01$ моль/л; $[FeSO_4] = 0,1$ моль/л; $[J_2] = [KJ] = 1$ моль/л.
15. Записать выражение и вычислить константу равновесия для окислительно-восстановительной реакции:



Что показывает константа равновесия?

16. Записать выражение и вычислить константу равновесия для окислительно-восстановительной реакции:



Что показывает константа равновесия?

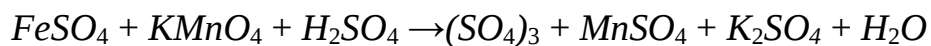
17. Определить направленность реакции при смешивании двух пар S/H_2S и Br_2/HBr с концентрациями окисленной и восстановленной форм, равными 1 моль/л. Записать уравнение данной окислительно-восстановительной реакции в молекулярном виде, электронные уравнения и вычислить ЭДС.

18. Записать выражение и вычислить константу равновесия для окислительно-восстановительной реакции:



Что показывает константа равновесия?

18. Записать выражение и вычислить константу равновесия для окислительно-восстановительной реакции:



Что показывает константа равновесия?

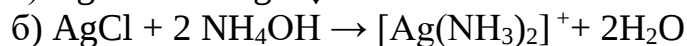
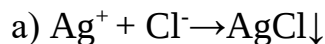
РАЗДЕЛ 10

0. Чему равна общая жесткость, если на осаждение магниевой жесткости в 10 л воды пошло 2 г $NaOH$ и на осаждение кальциевой в том же объеме воды пошло 3,43 г H_2SO_4 .
1. Чему равна магниевая жесткость, если общая жесткость равна 6 мэкв/л и известно, что в 500 мл такой воды содержится 52 мг катионов кальция.
2. Вычислить временную жесткость, если на титрование 250 мл воды пошло 12 мл раствора HCl , содержащего 0,0438 г HCl .
3. Жесткость воды равна 6 мэкв/л. К 1 м^3 жесткой воды прибавили 132,5 г карбоната натрия. Определить жесткость воды после прибавления карбоната натрия.
4. Вычислить постоянную жесткость воды, если при кипячении 500 мл воды выпал осадок карбоната кальция массой 75 мг и гидроксида магния 50 мг. Общая жесткость составляет 6,5 мэкв/л.
5. Вычислить постоянную жесткость воды если на титрование временной в 200 мл потребовалось 11 мл 0,1 н раствора HCl . На титрование общей жесткости тех же 200 мл воды потребовалось 6,5 мл 0,25 н раствора трилона Б.
6. Вычислить жесткость воды, зная, что в 600 л её содержится 65,7 г гидрокарбоната кальция и 61,2 г сульфата магния.
7. Сколько надо взять граммов $Al_2(SO_4)_3$ для удаления кальциевой жесткости, если при общей жесткости 8,5 мэкв/л на удаление магниевой пошло 0,16 г едкого натрия.
8. При кипячении 500 мл воды выпал осадок карбоната кальция массой 70 мг и гидроксида магния массой 45 мг. Чему равна временная жесткость?
9. Определить магниевую жесткость, если 500 мл воды содержится 20 мг катионов кальция, а общая жесткость равна 4,5 мэкв/л.
10. Чему равна кальциевая жесткость, если в 200 мл воды содержится 12 мг катионов магния, а общая жесткость равна 8 мэкв/л?
11. Определить постоянную жесткость воды, если на титрование временной жесткости в 100 мл воды потребовалось 5,5 мл 0,1 М раствора HCl . На титрование общей жесткости в тех же 100 мл воды израсходовано 3,25 мл 0,25 н раствора трилона Б.
12. Сколько граммов соды (Na_2CO_3) надо прибавить к 500 л, чтобы удалить кальциевую (2,5 мэкв/л) и магниевую (3,2 мэкв/л) жесткости.

13. На осаждение кальциевой жёсткости в 5 л воды пошло 1,7 г H_2SO_4 , а на осаждение магниевой в том же объёме воды израсходовано 1 г гидроксида натрия. Определить общую жёсткость.
14. Чему равна кальциевая жесткость, если общая жесткость равна 7 мэкв/л? Известно, что в 200 мл такой воды содержится 6 мг катионов магния.
15. Чему равна кальциевая жесткость, если в 250 мл воды содержится 10 мг катионов магния и общая жесткость равна 8,5 мэкв/л?
16. Общая жёсткость воды равна 9 мэкв/л. Какова постоянная жёсткость, если при кипячении 250 мл воды выпал осадок карбоната кальция массой 38 мг и гидроксида магния 25 мг.
17. Определить временную жёсткость, если на титрование 125 мл воды пошло 6 мл раствора соляной кислоты, содержащего 0,0219 г HCl .
18. Вычислить некарбонатную жесткость воды, зная, что при определении карбонатной жесткости для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 200 см³ воды требуется 15 см³ 0,08 М раствора HCl . Общая жесткость составляет 8,5 мэкв/л.

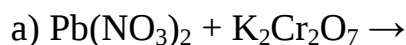
РАЗДЕЛ 11

0. Составить молекулярные уравнения реакции, которым соответствуют ионно-молекулярные. Указать визуальные изменения:

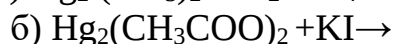
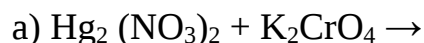


Записать полные ионно-молекулярные уравнения.

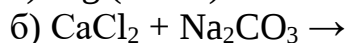
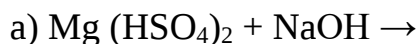
1. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. Указать визуальные изменения:



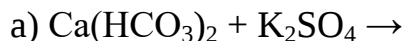
2. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. Указать визуальные изменения:



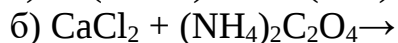
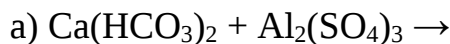
3. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции. Указать визуальные изменения:



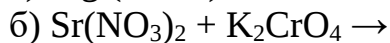
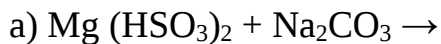
4. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. Указать визуальные изменения:



5. Записать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. Указать визуальные изменения:

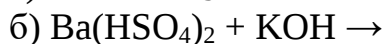
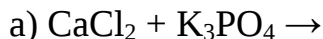


6. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. Указать визуальные изменения:



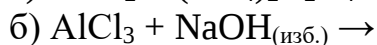
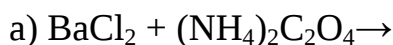
7. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

Указать визуальные изменения:



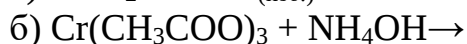
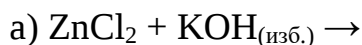
8. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

Указать визуальные изменения:



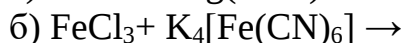
9. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

Указать визуальные изменения:



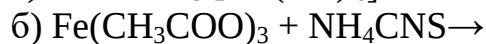
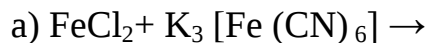
10. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

Указать визуальные изменения:



11. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

Указать визуальные изменения:

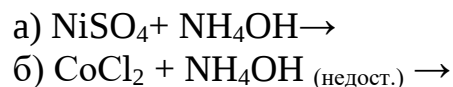


12. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

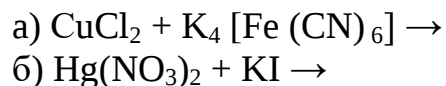
Указать визуальные изменения:



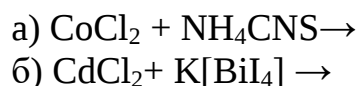
13. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.
Указать визуальные изменения:



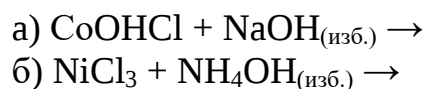
14. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.
Указать визуальные изменения:



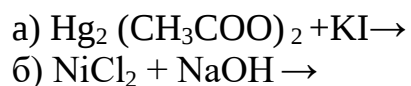
15. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.
Указать визуальные изменения:



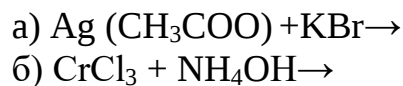
16. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.
Указать визуальные изменения:



17. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.
Указать визуальные изменения:



18. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.
Указать визуальные изменения:



Варианты контрольных заданий

Номер варианта	Номера заданий (первая цифра – раздел, вторая номер задания)										
00	1.0	2.0	3.0	4.0	5.0	6.0	7.0	8.0	9.0	10.0	11.0
01	1.1	2.1	3.1	4.1	5.1	6.1	7.1	8.1	9.1	10.1	11.1
02	1.2	2.2	3.2	4.2	5.2	6.2	7.2	8.2	9.2	10.2	11.2
03	1.3	2.3	3.3	4.3	5.3	6.3	7.3	8.3	9.3	10.3	11.3
04	1.4	2.4	3.4	4.4	5.4	6.4	7.4	8.4	9.4	10.4	11.4
05	1.5	2.5	3.5	4.5	5.5	6.5	7.5	8.5	9.5	10.5	11.5
06	1.6	2.6	3.6	4.6	5.6	6.6	7.6	8.6	9.6	10.6	11.6
07	1.7	2.7	3.7	4.7	5.7	6.7	7.7	8.7	9.7	10.7	11.7
08	1.8	2.8	3.8	4.8	5.8	6.8	7.8	8.8	9.8	10.8	11.8
09	1.9	2.9	3.9	4.9	5.9	6.9	7.9	8.9	9.9	10.9	11.9
10	1.10.	2.10	3.10	4.10	5.10	6.10	7.10	8.10	9.10	10.10	11.10
11	1.11	2.11	3.11	4.11	5.11	6.11	7.11	8.11	9.11	10.11	11.11
12	1.12	2.12	3.12	4.12	5.12	6.12	7.12	8.12	9.12	10.12	11.12
13	1.13	2.13	3.13	4.13	5.13	6.13	7.13	8.13	9.13	10.13	11.13
14	1.14	2.14	3.14	4.14	5.14	6.14	7.14	8.14	9.14	10.14	11.14
15	1.15	2.15	3.15	4.15	5.15	6.15	7.15	8.15	9.15	10.15	11.15
16	1.16	2.16	3.16	4.16	5.16	6.16	7.16	8.16	9.16	10.16	11.16
17	1.17	2.17	3.17	4.17	5.17	6.17	7.17	8.17	9.17	10.17	11.17
18	1.18	2.18	3.18	4.18	5.18	6.18	7.18	8.18	9.18	10.18	11.18
19	1.0	2.1	3.2	4.3	5.4	6.5	7.6	8.7	9.8	10.9	11.10
20	1.1	2.2	3.3	4.4	5.5	6.6	7.7	8.8	9.9	10.10	11.11
21	1.2	2.3	3.4	4.5	5.6	6.7	7.8	8.9	9.10	10.11	11.12
22	1.3	2.4	3.5	4.6	5.7	6.8	7.9	8.10	9.11	10.12	11.13
23	1.4	2.5	3.6	4.7	5.8	6.9	7.10	8.11	9.12	10.13	11.14
24	1.5	2.6	3.7	4.8	5.9	6.10	7.11	8.12	9.13	10.14	11.15
25	1.6	2.7	3.8	4.9	5.10	6.11	7.12	8.13	9.14	10.15	11.16
26	1.7	2.8	3.9	4.10	5.11	6.12	7.13	8.14	9.15	10.16	11.17
27	1.8	2.9	3.10	4.11	5.12	6.13	7.14	8.15	9.16	10.17	11.18
28	1.9	2.10	3.11	4.12	5.13	6.14	7.15	8.16	9.17	10.18	11.10
29	1.10	2.11	3.12	4.13	5.14	6.15	7.16	8.17	9.18	10.9	11.11
30	1.11	2.12	3.13	4.14	5.15	6.16	7.17	8.18	9.8	10.10	11.12
31	1.12	2.13	3.14	4.15	5.16	6.17	7.18	8.7	9.9	10.11	11.13
32	1.13	2.14	3.15	4.16	5.17	6.18	7.6	8.8	9.10	10.12	11.14
33	1.14	2.15	3.16	4.17	5.18	6.5	7.7	8.9	9.11	10.13	11.15
34	1.15	2.16	3.17	4.18	5.4	6.6	7.8	8.10	9.12	10.14	11.16
35	1.16	2.17	3.18	4.3	5.5	6.7	7.9	8.11	9.13	10.15	11.17
36	1.17	2.18	3.2	4.4	5.6	6.8	7.10	8.12	9.14	10.16	11.18
37	1.18	2.1	3.3	4.5	5.7	6.9	7.11	8.13	9.15	10.17	11.10
38	1.0	2.2	3.4	4.6	5.8	6.10	7.12	8.14	9.16	10.18	11.11
39	1.1	2.3	3.5	4.7	5.9	6.11	7.13	8.15	9.17	10.9	11.12
40	1.2	2.4	3.6	4.8	5.10	6.12	7.14	8.16	9.18	10.10	11.13
41	1.3	2.5	3.7	4.9	5.11	6.13	7.15	8.17	9.8	10.11	11.14

Варианты контрольных заданий

Продолжение

Номер варианта	Номера заданий (первая цифра – раздел, вторая номер задания)										
42	1.4	2.6	3.8	4.10	5.12	6.14	7.16	8.18	9.9	10.12	11.15
43	1.5	2.7	3.9	4.11	5.13	6.15	7.17	8.7	9.10	10.13	11.16
44	1.6	2.8	3.10	4.12	5.14	6.16	7.18	8.8	9.11	10.14	11.17
45	1.7	2.9	3.11	4.13	5.15	6.17	7.6	8.9	9.12	10.15	11.18
46	1.8	2.10	3.12	4.14	5.16	6.18	7.7	8.10	9.13	10.16	11.10
47	1.9	2.11	3.13	4.15	5.17	6.5	7.8	8.11	9.14	10.17	11.11
48	1.10	2.12	3.14	4.16	5.18	6.6	7.9	8.12	9.15	10.18	11.12
49	1.11	2.13	3.15	4.17	5.4	6.7	7.10	8.13	9.16	10.9	11.13
50	1.12	2.14	3.116	4.18	5.5	6.8	7.11	8.14	9.17	10.10	11.14
51	1.13	2.15	3.17	4.3	5.6	6.9	7.12	8.15	9.18	10.11	11.15
52	1.14	2.16	3.18	4.4	5.7	6.10	7.13	8.16	9.8	10.12	11.16
53	1.15	2.17	3.2	4.5	5.8	6.11	7.14	8.17	9.9	10.13	11.17
54	1.16	2.18	3.3	4.6	5.9	6.12	7.15	8.18	9.10	10.14	11.18
55	1.17	2.1	3.4	4.7	5.10	6.13	7.16	8.7	9.11	10.15	11.10
56	1.18	2.2	3.5	4.8	5.11	6.14	7.17	8.8	9.12	10.16	11.11
57	1.0	2.3	3.6	4.9	5.12	6.15	7.18	8.9	9.13	10.17	11.11
58	1.1	2.4	3.7	4.10	5.13	6.16	7.6	8.10	9.14	10.18	11.13
59	1.2	2.5	3.8	4.11	5.14	6.17	7.7	8.11	9.15	10.9	11.14
60	1.3	2.6	3.9	4.12	5.15	6.18	7.8	8.12	9.16	10.10	11.15
61	1.4	2.7	3.10	4.13	5.16	6.5	7.9	8.13	9.17	10.11	11.16
62	1.5	2.8	3.11	4.14	5.17	6.6	7.10	8.14	9.18	10.12	11.17
63	1.6	2.9	3.12	4.15	5.18	6.7	7.11	8.15	9.8	10.13	11.18
64	1.7	2.10	3.13	4.16	5.4	6.8	7.12	8.16	9.9	10.14	11.10
65	1.8	2.11	3.14	4.17	5.5	6.9	7.13	8.17	9.10	10.15	11.11
66	1.9	2.12	3.15	4.18	5.6	6.10	7.14	8.18	9.11	10.16	11.12
67	1.10	2.13	3.16	4.3	5.7	6.11	7.15	8.7	9.12	10.17	11.13
68	1.11	2.14	3.17	4.4	5.8	6.12	7.16	8.8	9.13	10.18	11.14
69	1.12	2.15	3.18	4.5	5.9	6.13	7.17	8.9	9.14	10.9	11.15
70	1.13	2.16	3.2	4.6	5.10	6.14	7.18	8.10	9.15	10.10	11.16
71	1.14	2.17	3.3	4.7	5.11	6.15	7.6	8.11	9.16	10.11	11.17
72	1.15	2.18	3.4	4.8	5.12	6.16	7.7	8.12	9.17	10.12	11.18
73	1.16	2.1	3.5	4.9	5.13	6.17	7.8	8.13	9.18	10.13	11.10
74	1.17	2.2	3.6	4.10	5.14	6.18	7.9	8.14	9.8	10.14	11.11
75	1.18	2.3	3.7	4.11	5.15	6.5	7.10	8.15	9.9	10.15	11.12
76	1.0	2.4	3.8	4.12	5.16	6.6	7.11	8.16	9.10	10.16	11.13
77	1.1	2.5	3.9	4.13	5.17	6.7	7.12	8.17	9.11	10.17	11.14
78	1.2	2.6	3.10	4.14	5.18	6.8	7.13	8.18	9.12	10.18	11.15
79	1.3	2.7	3.11	4.15	5.4	6.9	7.14	8.7	9.13	10.9	11.16
80	1.4	2.8	3.12	4.16	5.5	6.10	7.15	8.8	9.14	10.10	11.17

Варианты контрольных заданий

Продолжение

Номер варианта	Номера заданий (первая цифра – раздел, вторая номер задания)										
81	1.5	2.9	3.13	4.17	5.6	6.11	7.16	8.9	9.15	10.11	11.18
82	1.6	2.10	3.14	4.18	5.7	6.12	7.17	8.10	9.16	10.12	11.10
83	1.7	2.11	3.15	4.3	5.8	6.13	7.18	8.11	9.17	10.13	11.11
84	1.8	2.12	3.16	4.4	5.9	6.14	7.6	8.12	9.18	10.14	11.12
85	1.9	2.13	3.17	4.5	5.10	6.15	7.7	8.13	9.8	10.15	11.13
86	1.10	2.14	3.18	4.6	5.11	6.16	7.8	8.14	9.9	10.16	11.14
87	1.11	2.15	3.2	4.7	5.12	6.17	7.9	8.15	9.10	10.17	11.15
88	1.12	2.16	3.3	4.8	5.13	6.18	7.10	8.16	9.11	10.18	11.16
89	1.13	2.17	3.4	4.9	5.14	6.5	7.11	8.17	9.12	10.9	11.17
90	1.14	2.18	3.5	4.10	5.15	6.6	7.12	8.18	9.13	10.10	11.18
91	1.15	2.1	3.6	4.11	5.16	6.7	7.13	8.7	9.14	10.11	11.10
92	1.16	2.2	3.7	4.12	5.17	6.8	7.14	8.8	9.15	10.12	11.11
93	1.17	2.3	3.8	4.13	5.18	6.9	7.15	8.9	9.16	10.13	11.12
94	1.18	2.4	3.9	4.14	5.4	6.10	7.16	8.10	9.17	10.14	11.13
95	1.0	2.5	3.10	4.15	5.5	6.11	7.17	8.11	9.18	10.15	11.14
96	1.1	2.6	3.11	4.16	5.6	6.12	7.18	8.12	9.8	10.16	11.15
97	1.2	2.7	3.12	4.17	5.7	6.13	7.6	8.13	9.9	10.17	11.16
98	1.3	2.8	3.13	4.18	5.8	6.14	7.7	8.14	9.10	10.18	11.17
99	1.4	2.9	3.14	4.3	5.9	6.15	7.8	8.15	9.11	10.9	11.18

Библиографический список

1. Жуков А.Ф., Колосова И.Ф., Кузнецов В.В. и др. Аналитическая химия. Физические и физико-химические методы анализа. Учебник под ред. О.М. Петрухина. – М.: Химия, 2001. 496 с.
2. Лурье Ю.Ю. Справочник по аналитической химии. – М.: Химия, 1980. 456 с.
3. Алексеев В.Н. Количественный анализ. Изд. 4-е. – М.: Химия, 1972. 504 с.
4. Васильев В.П. Аналитическая химия. В 2-х книгах. Кн. 1. Гравиметрический и титриметрический методы анализа. Кн. 2. Физико-химические методы анализа. – М.: Дрофа, 2004. 367 с.
5. Основы аналитической химии. В 2-х кн. Учебник для вузов. / Под ред. академика Ю.А. Золотова. 3-е изд., перераб. и доп. Кн. 1. Общие вопросы. Методы разделения. – М.: Высш.шк., 2004. 361 с.; Кн. 2. Методы химического анализа. – М.: Высш.шк., 2004. 503 с.
6. И.Т. Гороновский, Ю.П. Назаренко, Е.Ф. Некряч. Краткий справочник по химии. Изд. 5-е, переработан и дополнен. – «Наукова думка», 1987.
7. Рабинович В.А., Хавин З.Я. Краткий химический справочник. Изд. 2-е, исп. и доп. – «Химия», 1978.

**АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ
И ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ
МЕТОДЫ АНАЛИЗА**

*Учебно-методическое пособие
и контрольные задания*

Составитель: Львов Александр Владимирович

В авторской редакции

Изд. № 138/19. Объем 3,75 п.л.
РИИЦМ ФГАОУ ВО "Севастопольский государственный университет"