КАЛИНИНГРАДСКИЙ МОРСКОЙ РЫБОПРОМЫШЛЕННЫЙ КОЛЛЕДЖ

Федеральное агентство по рыболовству
БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»
Калининградский морской рыбопромышленный колледж

УТВЕРЖДАЮ
Заместитель начальника колледжа
по учебно-методической работе
А. И. Колесниченко

Подписано цифровой подписью: Колесниченко Андрей Игоревич
Причина: Я утвердил этот документ
Дата: 29 Август 2025 г. 8:58:59
DN: E=uc_fk@roskazna.ru, S=77 Москва, ИНН ЮЛ=7710568760, ОГРН=1047797019830, STREET="Большой Златоустинский переулок, д. 6, строение 1", L=г. Москва, C=RU, O=Казначейство России, CN=Федеральное казначейство

ОП.02 ОСНОВЫ АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Методическое пособие для выполнения практических занятий по специальности

35.02.10 Обработка водных биоресурсов

МО-35 02 10-ОП.02.ПЗ

РАЗРАБОТЧИК	Пляскина Н.М.
ЗАВЕДУЮЩИЙ ОТДЕЛЕНИЕМ	Судьбина Н.А.
ГОД РАЗРАБОТКИ	2025

Содержание

Введение 3
Перечень практических занятий 4
1.1 Первая аналитическая группа катионов 5
Практическое занятие № 1. Основные понятия и законы химии: расчеты молекулярной массы и эквивалентов веществ; валентность; классы неорганических соединений 5
Практическое занятие № 2. Комплексные соединения: строение, диссоциация, расчет заряда комплексообразователя, константа нестойкости 9
Практическое занятие № 3. Диссоциация кислот, оснований, солей. Реакции ионного обмена. Способы выражения концентрации растворов 13
1.2 Вторая аналитическая группа катионов 21
Практическое занятие № 4. Вычисление степени диссоциации по константе диссоциации и концентрации электролитов. Вычисление значений произведения растворимости бинарных электролитов по растворимости и наоборот 21
Практическое занятие № 5. Вычисление концентрации ионов водорода и величины водородного показателя. Вычисление pH буферных растворов 28
Практическое занятие № 6. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления. Упражнения 33
1.5 Пятая аналитическая группа катионов 37
Практическое занятие № 7. Гидролиз солей. Упражнения 37
2 КОЛИЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ 42
2.1 Гравиметрический метод анализа 42
Практическое занятие № 8. Аналитические весы, их устройство. Правила взвешивания 42
2.2 Методы титриметрического анализа 47
Практическое занятие № 9. Расчеты в титриметрическом анализе 47
2.2 Методы титриметрического анализа 53
Практическое занятие № 10. Расчеты в кислотно-основном методе 53
2.3 Методы редоксиметрии 57
Практическое занятие № 11. Расчеты в методе перманганатометрии 57
Практическое занятие № 12. Расчеты в методе йодометрии 63
Список использованных источников: 69

Введение

Рабочей программой дисциплины предусмотрено проведение двенадцати практических занятий по специальности 35.02.10 «Обработка водных биоресурсов».

Целью проведения практических занятий является закрепление теоретических знаний и приобретения необходимых практических навыков и умений по отдельным темам курса. Наряду с формированием умений и навыков в процессе практических занятий обобщаются, систематизируются, углубляются и конкретизируются теоретические знания, вырабатывается способность и готовность использовать теоретические знания на практике, развиваются интеллектуальные умения.

Перед проведением практических занятий обучающиеся обязаны проработать соответствующий материал, уяснить цель занятия, ознакомиться с содержанием и последовательностью его проведения, а преподаватель – проверить их знания и готовность к выполнению задания.

После каждого практического занятия проводится зачет. На зачете обучающийся должен: знать теорию по данной теме; пояснить, как проводится расчет или упражнение; уметь проанализировать полученные результаты (в соответствии с основными требованиями к знаниям и умениям по данной теме рабочей программы).

В последние годы в системе среднего профессионального образования широко стал использоваться тестовый контроль. Его популярность обусловлена многими причинами как содержательного, так и технологического характера. Сюда можно отнести выделение в содержании учебного предмета инвариантной части усвоения, которая обязательна для обучающегося, и внесения в учебные программы вариативного компонента, позволяющего развивать способности обучающихся, их познавательный и профессиональный интерес. Тестовый контроль может быстрее, чем традиционный, проверить знания обучающихся, прост для оценивания в современной системе обработки информации и, как правило, является обязательной составной частью новых педагогических технологий.

В результате освоения материала по практическим занятиям у обучающихся формируются следующие компетенции: ОК 01-ОК 05, ОК 07,ОК 09, ПК 1.4,1.5, ПК 2.4, 2.5,ПК 3.4.

Перечень практических занятий

№ п/п	Наименование практического занятия	Количество часов
1	Практическое занятие № 1. Основные понятия и законы химии: расчеты молекулярной массы и эквивалентов веществ; валентность; классы неорганических соединений	**2**
2	Практическое занятие № 2. Комплексные соединения: строение, диссоциация, расчет заряда комплексообразователя, константа нестойкости	
3	Практическое занятие № 3. Диссоциация кислот, оснований, солей. Реакции ионного обмена. Способы выражения концентрации растворов	
4	Практическое занятие № 4. Вычисление степени диссоциации по константе диссоциации и концентрации электролитов. Вычисление значений произведения растворимости бинарных электролитов по растворимости и наоборот	**2**
5	Практическое занятие № 5. Вычисление концентрации ионов водорода и величины водородного показателя. Вычисление pH буферных растворов	
6	Практическое занятие № 6. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления. Упражнения	
7	Практическое занятие № 7. Гидролиз солей. Упражнения	**2**
8	Практическое занятие № 8. Аналитические весы, их устройство. Правила взвешивания	
9	Практическое занятие № 9. Расчеты в титриметрическом анализе	
10	Практическое занятие № 10. Расчеты в кислотно-основном методе	**2**
11	Практическое занятие № 11. Расчеты в методе перманганатометрии	
12	Практическое занятие № 12. Расчеты в методе йодометрии	
	Всего	**8**

1 КАЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ

1.1 Первая аналитическая группа катионов

Практическое занятие № 1. Основные понятия и законы химии: расчеты молекулярной массы и эквивалентов веществ; валентность; классы неорганических соединений

Цель занятия:

Повторить и углубить основные химические понятия и законы, классы неорганических соединений. Уметь рассчитывать молекулярную массу, эквиваленты сложных веществ (ОК 01-ОК 05, ОК 07,ОК 09, ПК 1.4,1.5, ПК 2.4, 2.5,ПК 3.4.

Используемые источники:

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева;

Таблица растворимости кислот, солей и оснований в воде;

[1], [2].

Теоретическая часть:

Теоретические основы химического анализа рассматриваются с позиций закона действия масс и периодического закона Д.И. Менделеева.

Закон сохранения массы: Масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.

Закон постоянства состава: Всякое чистое вещество независимо от способа его получения всегда имеет постоянный качественный и количественный составы.

Закон действия масс: Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ.

Закон Авогадро: В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул.

Следствие закона Авогадро: Один моль любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 литра. Температура 0 ^{o}C (273 К) и давление 1 атм. (101325 Па) характеризует нормальные условия (н.у.) для газа.

Для измерения количества вещества в химии наряду с граммом и килограммом пользуются и специальной мерой количества вещества – *грамм-молекулой*.

Грамм-молекулой (или молем) называется количество вещества в граммах, численно равное ее молекулярной массе.

Из закона постоянства следует, что элементы соединяются друг с другом в строго определенных количественных соотношениях. Поэтому в химию были введены понятия эквивалента. (Слово «эквивалентный» в переводе означает «равноценный»).

Эквивалентом элемента называют такое его количество, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.

Эквивалентом сложного вещества называется такое его количество, которое взаимодействует без остатка с одним эквивалентом водорода или вообще с одним эквивалентом любого другого вещества.

Закон эквивалентов: Вещества взаимодействуют друг с другом в количествах, пропорциональных их эквивалентам.

Количество вещества в граммах, численно равное его эквиваленту, называется *грамм-эквивалентом* (г-экв.).

Валентность элемента – это способность его атомов соединяться с другими атомами в определенных соотношениях. Валентность элемента в данном соединении определяется из соотношения: атомная масса / эквивалент.

Классы неорганических соединений: оксиды, кислоты, основания, соли.

Оксиды – сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород. Оксиды делятся на три группы:

- основные (например, Na_2O, CaO);

- кислотные (например, CO_2, SO_3);

- амфотерные, которые в зависимости от условий проявляют основные или кислотные свойства (например, ZnO, Al_2O_3, Cr_2O_3).

С позиций теории электролитической диссоциации классифицируют:

Кислоты – электролиты, диссоциирующие в растворах с образованием ионов водорода. Различают кислоты кислородные (например, H_2SO_4, HNO_3) и бескислородные (например, HCl, HBr, H_2S). Общие свойства кислот (кислый вкус, изменения цвета индикатора, взаимодействие с основаниями, солями, основными оксидами) обусловлены ионами водорода.

Основания – электролиты, диссоциирующие в растворах с образованием гидроксид-иона. Гидроксид-ионами обусловлены общие щелочные свойства оснований (мылкость на ощупь, изменение цвета индикатора, взаимодействие с кислотами, солями, кислотными оксидами).

Различают амфотерные гидроксиды, которые при диссоциации образуют одновременно H^+ и OH^- (например, $Al(OH)_3$, $Zn(OH)_2$, $Cr(OH)_3$ и др.) и взаимодействуют как с растворами кислот, так и с растворами щелочей.

Соли – электролиты, диссоциирующие в растворах с образованием катионов металлов и анионов кислотных остатков. Различают средние, кислые, основные, двойные, комплексные соли. Химические свойства солей обуславливаются их отношением к металлам, щелочам, кислотам и солям.

Оксиды электролитами не являются.

Молекулярную массу вещества вычисляют по формуле, как сумму атомных масс атомов, входящих в состав молекулы вещества. Атомная масса берется с точностью, указанной в таблице «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева». Без особой необходимости ее округляют до целого числа (кроме атомной массы хлора – 35,5).

Пример 1. Молекулярная масса воды, молекула которой содержит 2 атома водорода и 1 атом кислорода, равна:

$1{,}0079 \cdot 2 + 15{,}9994 = 18{,}0152$ г/моль.

Пример 2. Молекулярная масса кристаллогидрата $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ равна:

$137{,}33 + 35{,}45 \cdot 2 + 2 \cdot 18{,}015 = 244{,}28$ г/моль.

Грамм-эквивалент сложного вещества вычисляют, исходя из его молекулярной массы:

Пример 3. Г-экв (Э) кислоты равен ее молекулярной массе (М), деленной на основность кислоты:

Э HCl = М/1 = 36,5 г

Э H_3PO_4 = М/3 = 98/3 = 32,7 г.

Пример 4. Г-экв основания равен его молекулярной массе (М), деленной на кислотность основания:

Э $NaOH$ = М/1 = 40 г

Э $Ca(OH)_2$ = М/2 = 74/2 = 37 г.

Пример 5. Г-экв соли равен молекулярной массе деленной на произведение валентности металла, на число его атомов в молекуле:

Э $Fe_2(SO_4)_3$ = 400/(2·3) = 66,7 г.

Грамм-эквивалент сложного вещества в разных реакциях может быть различным:

а) в реакциях обмена:

например, Na_2CO_3 с кислотой может реагировать двояко:

$Na_2CO_3 + HCl = NaHCO_3 + NaCl$ (1)

$Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2CO_3$ (2)

В реакции (1) один моль Na_2CO_3 реагирует с 1 молем HCl, что соответствует 1 г-атому водорода, а значит: Э Na_2CO_3 = М Na_2CO_3 = 106 г.

В реакции (2) 1 моль Na_2CO_3 реагирует с 2 молями HCl, следовательно,

Э Na_2CO_3 = М/2 = 106/2 = 53 г.

б) в окислительно-восстановительных реакциях грамм-эквивалент окислителя и восстановителя находят делением их молекулярной массы на число переходящих электронов (n): Э = М/n.

Исходные материалы и данные:

Основные понятия и законы химии	**Варианты заданий**					
	1	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**
Закон сохранения массы	+					
Закон постоянства состава		+				
Закон действия масс			+			
Закон Авогадро				+		
Следствие закона Авогадро					+	
Закон эквивалентов						+
Грамм-молекула (моль)	+			+		
Грамм-эквивалент (г-экв.)		+			+	
Валентность элемента			+			+
Кислота, пример	+			+		
Соль, пример		+			+	
Основание, пример			+			+
Молекулярная масса	$Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$	H_2SO_4	$NaHCO_3$	$Ba(OH)_2$	CH_3COOH	H_3BO_3
Г-экв (Э)	$Al(OH)_3$	$Ca(OH)_2$	$H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$	$FeSO_4$	$Mn(OH)_2$	CH_3COOK

Содержание и порядок выполнения работы:

1 Ознакомиться с теоретической частью занятия.

2 По заданному варианту:

1) дать формулировки химическим понятиям и законам (в варианте задания обозначены $^+$);

2) произвести необходимые расчеты молекулярной массы и грамм-эквивалента веществ с указанием единиц измерения.

3 Оформить отчет по практической работе.

4 Ответить на контрольные вопросы.

Содержание отчета:

Наименование практического занятия

Цель занятия

Вариант задания

Отчет о выполнении на каждый этап раздела «Содержание и порядок выполнения работы»

Список использованной литературы и других источников

Выводы

Даты и подписи курсанта и преподавателя

Вопросы для самопроверки:

1. Что называется молем?

2. Как формулируются законы сохранения массы и постоянного состава?

3. Формулировка закона Авогадро и следствия из него. Какие условия называются нормальными?

4. Что такое г-эквивалент? Является ли грамм-эквивалент вещества постоянной величиной? От чего зависит его значение?

5. Что такое валентность элемента?

6. Дать характеристику важнейших классов неорганических соединений.

7. Определить массу 50 литров двуокиси серы при н.у.

8. Вычислить грамм-эквиваленты следующих веществ в реакциях нейтрализации: а) $NaOH$; б) H_2SO_4; в) $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$; г) $NaHCO_3$; д) $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$.

Практическое занятие № 2. Комплексные соединения: строение, диссоциация, расчет заряда комплексообразователя, константа нестойкости

Цель занятия:

Изучить комплексные соединения: строение, диссоциацию, номенклатуру.

(: ОК 01-ОК 05, ОК 07,ОК 09, ПК 1.4,1.5, ПК 2.4, 2.5,ПК 3.4.

Используемые источники:

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева;

Константы нестойкости некоторых комплексных ионов;

[1], [2].

Теоретическая часть:

Комплексные соединения. Ионы некоторых элементов обладают способностью присоединять к себе полярные молекулы или ионы, образуя сложные комплексные ионы. Соединения, содержащие комплексные ионы, сохраняющие состав комплекса при диссоциации, называются *комплексными соединениями*.

Образуются они при взаимодействии двух веществ, например:

$CuSO_4 + 4NH_3 = [Cu(NH_3)_4]SO_4$ (1)

$Fe(CN)_2 + 4KCN = K_4[Fe(CN)_6]$ (2)

Комплексные соединения, образованные катионами с органическими веществами, называются *комплексонами.*

Центральный ион или атом комплексона называют *комплексообразователем*. В приведенных примерах это атомы меди и железа. Ионы или полярные молекулы, связанные с комплексообразователем, называют *лигандами или аддендами.* В (1) комплексе лиганды – молекулы аммиака, во (2) комплексе лиганды – цианид-ионы.

Число лигандов, связанных с комплексообразователем, называется *координационным числом (к.ч.)*.

Различают внутреннюю и внешнюю сферы комплекса. Например, в комплексе (1) центральный атом меди вместе с лигандами, молекулами аммиака, образует внутреннюю сферу, а сульфат-ион – внешнюю. Атомы, входящие во внутреннюю сферу, заключают в квадратные скобки. Поскольку заряды внутренней и внешней сфер равны между собой и противоположны по знаку, то комплексное соединение электронейтрально.

Комплексные соединения диссоциируют с образованием комплексных ионов:

$K_4[Fe(CN)_6] \leftrightarrow 4K^+ + [Fe(CN)_6]^{4-}$ (3)

Диссоциация (3) происходит по внешней сфере.

Комплексные ионы обладают различной степенью устойчивости и в растворах способны в свою очередь обратимо слабо диссоциировать. Реакция диссоциации, например: $[Fe(CN)_6]^{4-} \leftrightarrow Fe^{2+} + 6CN^-$, описывается константой равновесия, называемой *константой нестойкости,* которая будет равна*:*

$K_н = ([Fe^{2+}] \cdot [CN^-]^6) / ([Fe(CN)_6]^{4-}$.

Чем больше значение $K_н$, тем менее прочен комплекс, тем легче распадается он в растворе.

Исходя из констант нестойкости комплексов, можно вычислять концентрацию простых ионов, присутствующих в растворах комплексных солей. А это необходимо знать для осаждения из раствора того или иного простого иона.

Комплексные соли – соли, при диссоциации которых в водном растворе комплексные катионы или анионы сохраняют свой состав. Только при *особых условиях* они могут разлагаться на составные части или образовывать новые комплексы. В формулах комплексных солей слева записывают формулу катиона, а затем (справа) – формулу аниона, т.е. аналогично записи простых солей:

$K_3[Fe(CN)_6]$ – гексацианоферрат (III) калия (средняя соль – K_3PO_4).

Двойные соли – соли, которые в водном растворе диссоциируют на все виды ионов, входящих в их состав:

квасцы $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O \leftrightarrow K^+ + Al^{3+} + 2\ SO_4^{2-} + 12\ H_2O$

карналлит $KMgCl \cdot 6H_2O \leftrightarrow K^+ + Mg^{2+} + 3Cl^- + 6\ H_2O$

Кристаллогидраты – кристаллические вещества солей, кислот, оснований и органических соединений, имеющие в составе одну и более молекул кристаллизационной воды, например:

$$CuSO_4 \cdot 5H_2O$$

$$H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O.$$

Многие кристаллогидраты являются комплексными соединениями, например: $CrCl_3 \cdot 6H_2O = [Cr(H_2O)_6]Cl_3$.

Номенклатура комплексных соединений. Названия комплексных солей образуют по общему *правилу:* сначала называют анион, а затем – катион в родительном падеже.

Название комплексного катиона составляют следующим образом: сначала указывают числа (используя греческие числительные: *ди, три, тетра, пента, гекса* и т.д. и названия отрицательно заряженных лигандов с окончанием «о» (Cl^- – *хлоро*, SO_4^{2-} – *сульфато*, OH^- – *гидроксо* и т.п.; а затем указывают числа и названия нейтральных лигандов, причем вода называется *аква*, а аммиак – *аммин*; последним называют комплексообразователь, указывая его степень окисления (в скобках римскими цифрами после названия комплексообразователя), например:

$[Pt(NH_3)_3\,Cl]Cl$ – хлорид хлоротриамминплатины (I).

Название комплексного аниона составляют аналогично названию катиона и заканчивают суффиксом «ат», например:

$(NH_4)_2[Pt(OH)_2Cl_4]$ – тетрахлородигидроксоплатинат (IV) аммония.

Названия нейтральных комплексных частиц образуют так же, как и катионов, но комплексообразователь называют в именительном падеже, а степень его

окисления не указывают, так как она определяется электронейтральностью комплекса. Например, $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ – дихлородиамминплатина.

При составлении уравнения реакций, в результате которых образуются комплексные соединения, необходимо учитывать *правило определения заряда комплексного иона:* заряд комплексного иона равен алгебраической сумме зарядов ионов, из которых он образовался.

Пример 1. Определить заряд комплексного иона $[Fe(CN)_6]^x$, в котором железо проявляет степень окисления +2.

Решение. Заряд иона железа +2, а заряд шести ионов одноосновной синильной кислоты – 6. Алгебраическая сумма зарядов будет: $(+2) + (-1) \cdot 6 = -4$

Пример 2. Определить степень окисления меди в комплексном ионе $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$.

Решение. Так как частицы NH_3 нейтральны, то заряд иона меди равен заряду всего комплекса, т.е. +2.

Исходные материалы и данные:

Вариант задания	Комплексное соединение
1	$K_2[HgI_4]$
2	$Cu_2[Fe(CN)_6]$
3	$Fe_3[Fe(CN)_6]_2$
4	$[Cu(NH_3)_4]SO_4$
5	$K_4[Fe(CN)_6]$
6	$Ba[Cr(NH_3)_2(SCN)_4]_2$
7	$K_3[Fe(CN)_6]$
8	$K[Al(OH)_4]$
9	$[Cu(NH_3)_4]SO_4$
10	$K_2Na[Co(NO_2)_6]$
11	$[Cu(NH_3)_4](OH)_2$
12	$Fe_4[Fe(CN)_6]_3$
13	$K_3[Cr(OH)_6]$
14	$Zn_3[Fe(CN)_6]_2$
15	$K_2[PtCl_4]$
16	$[Cr(NH_3)_4(CO_3)]Cl$
17	$[Cu(NH_3)_2(SCN)_2]$
18	$[Cr(NH_3)_3(H_2O)_3]Cl_3$
19	$[Pt(NH_3)_2Cl_4]$
20	$[Cr(H_2O)_4PO_4]$

Содержание и порядок выполнения работы:

1 Ознакомиться с теоретической частью занятия.

2 По заданному варианту:

1) дать название комплексному соединению;

2) написать уравнение его диссоциации;

3) указать комплексообразователь и рассчитать его заряд;

4) указать лиганды (адденды);

5) найти координационное число.

3 Оформить отчет по практической работе.

4 Ответить на контрольные вопросы.

Содержание отчета:

Наименование практического занятия

Цель занятия

Вариант задания

Отчет о выполнении на каждый этап раздела «Содержание и порядок выполнения работы»

Список использованной литературы и других источников

Выводы

Даты и подписи курсанта и преподавателя

Вопросы для самопроверки:

1. Какие соли называются комплексными?
2. Что называется комплексообразователем?
3. Что такое лиганды?
4. Что показывает координационное число?
5. Внутренняя и внешняя сферы комплекса? Дайте примеры.
6. Как диссоциируют комплексные соли, двойные соли?
7. Что такое комплексный ион?
8. Что выражает константа нестойкости комплексного иона?

Практическое занятие № 3. Диссоциация кислот, оснований, солей. Реакции ионного обмена. Способы выражения концентрации растворов

Цель занятия:

Знать определения кислоты, основания, соли в свете теории электролитической диссоциации. Уметь делать расчеты при приготовлении растворов различной концентрации ОК 01-ОК 05, ОК 07,ОК 09, ПК 1.4,1.5, ПК 2.4, 2.5,ПК 3.4.

Используемые источники:

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева;

Таблица растворимости кислот, солей и оснований в воде;

[1], [2].

Теоретическая часть:

Вещества, распадающиеся на ионы в растворах или расплавах и потому проводящие электрический ток, называются *электролитами.* К электролитам относятся кислоты, основания и почти все соли.

Распад электролитов на ионы при растворении их в воде называется *электролитической диссоциацией.* С помощью теории электролитической диссоциации, которую разработал С. Аррениус (лауреат Нобелевской премии 1903 года), определяют и описывают свойства кислот, оснований и солей.

С позиций теории электролитической диссоциации классифицируют:

Кислотами называются электролиты, при диссоциации которых в качестве катиона образуется только катионы водорода. (Катионы – положительно заряженные ионы, анионы – отрицательно заряженные ионы). Например,

$HCl \leftrightarrow H^+ + Cl^-$

$CH_3COOH \leftrightarrow H^+ + CH_3COO^-$

Двух- и многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато (постепенно), например,

$H_3PO_4 \leftrightarrow H^+ + H_2PO_4^-$ (1 ступень)

$H_2PO_4^- \leftrightarrow H^+ + HPO_4^{2-}$ (2 ступень)

$HPO_4^{2-} \leftrightarrow H^+ + PO_4^{3-}$ (3 ступень)

Основаниями называются электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы. Например,

$NH_4OH \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$; $KOH \leftrightarrow K^+ + OH^-$

Основания, растворимые в воде, называются *щелочами*. Это основания щелочных и щелочноземельных металлов: NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, а также NH_4OH.

Двух- и многокислотные основания диссоциируют ступенчато:

$Ca(OH)_2 \leftrightarrow Ca(OH)^+ + OH^-$ (1 ступень)

$Ca(OH)^+ \leftrightarrow Ca^{2+} + OH^-$ (2 ступень)

Солями называются электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов (а также катион аммония NH_4^+) и анионы кислотных остатков, например, $Na_3PO_4 \leftrightarrow 3Na^+ + PO_4^{3-}$

$(NH_4)_2SO_4 \leftrightarrow 2NH_4^+ + SO_4^{2-}$

Так диссоциируют средние соли. Кислые же и основные соли диссоциируют ступенчато:

Кислые: $KHSO_4 \leftrightarrow K^+ + HSO_4^-$

$HSO_4^- \leftrightarrow H^+ + SO_4^{2-}$

Основные: $Mg(OH)Cl \leftrightarrow Mg(OH)^+ + Cl^-$

$Mg(OH)^+ \leftrightarrow Mg^{2+} + OH^-$

Диссоциация – обратимый процесс: параллельно с распадом молекул на ионы (диссоциация) протекает процесс соединения ионов (ассоциация). Поэтому в уравнениях электролитической диссоциации вместо знака равенства ставят знак обратимости (↔).

Реакции ионного обмена.

Согласно теории электролитической диссоциации все реакции в водных растворах электролитов являются реакциями между ионами. Они называются *ионными реакциями*, а уравнения этих реакций – *ионными уравнениями*.

При составлении их следует учитывать, что вещества малодиссоциированные, малорастворимые (выпадающие в осадок) и газообразные записываются в молекулярной форме. Знак ↓ обозначает осадок, знак ↑ − газ. Сильные электролиты как полностью диссоциированные записывают в виде ионов. Сумма электрических зарядов левой части уравнения должна быть равна сумме зарядов правой части.

Концентрацию раствора или содержание вещества в растворе выражают несколькими способами: процентная, молярная, нормальная, моляльная, титр.

Процентная концентрация по массе выражает число граммов растворенного вещества в 100 г раствора. Например, 100 г 30 % - ного раствора азотной кислоты содержит 30 г HNO_3 и 70 г воды.

Молярная концентрация или молярность (М) выражает число молей растворенного вещества в 1 литре раствора. Единица измерения молярной концентрации – моль/л. Например, 1М H_2SO_4 обозначает: раствор серной кислоты, в каждом литре которого содержится 1 моль, т.е. 98 г H_2SO_4.

Нормальная концентрация или нормальность (Н, N) выражает число грамм-эквивалентов растворенного вещества в 1 литре раствора. Единица измерения нормальной концентрации – г-экв/л (н). Например, 1н H_2SO_4 обозначает: раствор серной кислоты, в каждом литре которого содержится 1 г-экв, т.е. 49 г H_2SO_4. Часто вместо нормальной концентрации употребляют название «*молярной концентрации эквивалента» (М),* моль/л (моль/дм^3), и указывают фактор эквивалентности, $f_{экв}$, или химическую реакцию. Например, 1М H_2SO_4 ($f_{экв}$ = ½) обозначает: раствор серной кислоты, в каждом литре которого содержится 1 моль-экв, т.е. 49 г H_2SO_4.

Молярная концентрация эквивалента всегда больше или равна молярной концентрации раствора.

Моляльная концентрация или моляльность (М) выражает число молей растворенного вещества в 1000 г растворителя. Единица моляльной концентрации – моль/1000 г растворителя. Для разбавленных водных растворов численные значения моляльности и молярной концентрации совпадают.

Если в 1 л раствора содержится 1,0; 0,1; 0,01 и 0,001 г-экв растворенного вещества, то раствор называется соответственно нормальным, децинормальным, сантинормальным или миллинормальным. По аналогии называются растворы молярной или моляльной концентраций.

Титр раствора (Т) – точное число граммов растворенного вещества в 1 мл раствора. Единица титра – г/мл (г/см^3). Понятие «титр» часто заменяют *нормировочным коэффициентом.*

Пример 1. Приготовить 500 г 5 % - ного раствора KNO_3.

Решение.

1) Найдем массу соли, необходимую для приготовления раствора из пропорции:

5 г соли содержится в 100 г раствора

x г соли содержится в 500 г раствора

$x = 5 \cdot 500/100 = 25$ г

2) Рассчитаем, сколько нужно воды для приготовления:

500 – 25 = 475 г

Пример 2. К 15 % - ному раствору, масса которого 80 г, добавили 30 г воды. Какой стала массовая доля растворенного вещества в полученном растворе?

Решение.

В результате разбавления раствора водой масса раствора увеличилась, а вещества в нем осталось столько же.

1) Рассчитаем массу соли в растворе: $x = 80 \cdot 15/100 = 12$ г

2) Рассчитаем массу вновь полученного раствора: 80 + 30 = 110 г

3) Рассчитаем массовую долю растворенного вещества во втором растворе:

$x = 12 \cdot 100 /110 = 10,9$ %

Пример 3. Рассчитайте массу хлорида бария, необходимую для приготовления 2 л раствора, концентрация которого 0,2М.

Решение.

1) Массу соли, содержащейся в 1 л раствора, рассчитаем из пропорции:

1М $BaCl_2$ содержит 1 моль/л соли или 208 г $BaCl_2$ в 1 л раствора

0,2М $BaCl_2$ содержит $0,2 \cdot 208 = 41,6$ г $BaCl_2$ в 1 л раствора

2) Масса соли, содержащаяся в 2 л: $41,6 \cdot 2 = 83,2$ г $BaCl_2$

Пример 4. Определите массу безводной соды Na_2CO_3, необходимую для приготовления 500 мл 0,1 н раствора.

Решение.

1) Подсчитаем грамм-эквивалент соды:

Э Na_2CO_3 = M/2 = 106/2 = 53 г

2) Находим массу Na_2CO_3 для приготовления раствора:

1н Na_2CO_3 содержит 1 г-экв/л или 53 г Na_2CO_3 в 1 л раствора

0,1н содержит 0,1 г-экв/л или 5,3 г Na_2CO_3 в 1 л раствора

3) Масса соды в 500 мл (0,5 л) составит 5,3 · 0,5 = 2,65 г

Исходные материалы и данные:

Варианты заданий	**Задачи**
1	1) Сколько щавелевой кислоты ($H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$) необходимо для приготовления 100 мл 0,15 н раствора? 2) Какова нормальная концентрация 0,1М раствора хлорида хрома?
2	1) Приготовить 3 н раствор $MgSO_4$ в объёме 300 мл. 2) Какова процентная концентрация раствора, полученного при растворении 75 г K_2CO_3 в 300 г воды?
3	1) В 200 мл раствора HNO_3 содержится 2,45 г HNO_3. Вычислить молярность и нормальность раствора. 2) Сколько граммов KCl необходимо добавить к 100 г воды для получения 20 % - ного раствора соли?
4	1) Сколько граммов NaOH содержится в 2 л 0,1 н раствора? 2) Сколько граммов NaCl необходимо растворить в 100 г воды для получения 1 % - ного раствора?
5	1) В 200 мл раствора H_2SO_4 содержится 2,45 г H_2SO_4. Вычислить молярность и нормальность раствора. 2) Сколько граммов NaCl необходимо растворить в 100 г воды для получения 10 % - ного раствора?
6	1) Определить массу сульфата натрия, необходимую для приготовления 200 мл 0,01 н раствора. 2) В 250 мл воды растворили 90 г соли. Какова процентная концентрация полученного раствора (плотность воды равна 1 г/мл)?
7	1) Какова процентная концентрация раствора полученного при растворении 175 г K_2CO_3 в 1300 г воды? 2) Какова нормальная концентрация 0,1 М раствора хлорида калия?
8	1) Сколько граммов KCl необходимо добавить к 100 г воды для получения 10 % - ного раствора соли? 2) Какова нормальная концентрация 0,1 М раствора хлорида аммония?
9	1) Какова молярная концентрация 0,5 н раствора сульфата меди? 2) В 140 мл воды растворили 30 г соли. Какова процентная концентрация полученного раствора (плотность воды равна 1 г/мл)?
10	1) Сколько граммов KOH содержится в 200 мл 2 н раствора? 2) Рассчитать массу хлорида натрия, необходимую для приготовления 2 л раствора с концентрацией 0,2 М.
11	1) Приготовить 0,2 н раствор KOH в объёме 0,5 л. 2) Рассчитать массу хлорида натрия, необходимую для приготовления 0,5 л раствора с концентрацией 0,01М.
12	1) Сколько граммов NaCl необходимо растворить в 100 г воды для получения 7% - ного раствора? 2) Приготовить 0,01М раствор NaOH в объёме 100 мл.
13	1) В 200 мл раствора KNO_3 содержится 2,45 г KNO_3. Вычислить молярность и нормальность раствора. 2) Вычислить молярность раствора NaCl 0,5 % - ной концентрации. Плотность раствора 1 г/см^3

14	1) Рассчитать массу хлорида натрия, необходимую для приготовления 5 л раствора с концентрацией 0,1М. 2) В 500 мл воды растворили 90 г соли. Какова процентная концентрация полученного раствора (плотность воды равна 1 г/мл)?
15	1) Приготовить 5 % - ный раствор NaOH в объёме 500 мл. 2) Определить массу $CuSO_4$, необходимую для приготовления 200 мл 0,01 н раствора и 200 мл 0,01М раствора.

Продолжение

Варианты заданий	Задачи
16	1) В 240 г воды растворили 80 г соли. Какова % - ная концентрация? 2) Приготовить 0,01М $AgNO_3$ в объёме 0,5 л.
17	1) В 200 мл раствора K_2SO_4 содержится 2,45 г K_2SO_4. Вычислить молярность и нормальность раствора. 2) В 300 г воды растворили 80 г соли. Какова % - ная концентрация?
18	В 750 г воды, растворили 60 г $AgNO_3$. Какова процентная концентрация полученного раствора? 2) Приготовить 0,1М $AgNO_3$ в объёме 0,5 л.
19	1) Какова молярная концентрация 2 н раствора соляной кислоты? 2) В 200 мл воды растворили 50 г соли. Какова процентная концентрация полученного раствора (плотность воды равна 1 г/мл)?
20	1) Сколько воды необходимо прибавить к 500 мл 20 % - го раствора поваренной соли (плотность 1,152 г/мл), чтобы получить 4,5 % - ный раствор? 2) В 300 мл раствора содержится 0,3723 г тиосульфата натрия ($Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$). Определите молярность и нормальность раствора.
21	1) В 200 мл спирта (плотность 0, 84 г/см^3) растворено 17 г йода. Чему равна процентная концентрация получившегося раствора? 2) Определить массу $CuSO_4$, необходимую для приготовления 200 мл 0,01 н раствора и 200 мл 0,01М раствора.
22	1) Какова нормальная концентрация раствора, если известно, что в 500 мл раствора содержится 5 г сульфита натрия? 2) Сколько граммов $NaNO_3$ и воды необходимо для приготовления 1,6 кг 10 % - ного раствора?
23	1) Определить массу $CuSO_4$, необходимую для приготовления 200 мл 0,01 н раствора и 200 мл 0,01М раствора. 2) Приготовить 0,5 н раствор $AgNO_3$ в объёме 1500 мл.
24	1) Сколько граммов Na_2SO_3 потребуется для приготовления 5 л 8 % - ного раствора с плотностью 1,075 г/см^3? 2) Приготовить 0,5 н раствор $KMnO_4$ в объёме 1500 мл.

Содержание и порядок выполнения работы:

1 Ознакомиться с теоретической частью занятия.

2 По заданному варианту:

1) решить задачи с пояснениями и указанием единиц измерения;

2) написать диссоциацию электролитов, приведенных в задачах;

3) написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах веществ; за основу взять химические соединения, приведенные в задачах.

3 Оформить отчет по практической работе.

4 Ответить на контрольные вопросы.

Содержание отчета:

Наименование практического занятия

Цель занятия

Вариант задания

Отчет о выполнении на каждый этап раздела «Содержание и порядок выполнения работы»

Список использованной литературы и других источников

Выводы

Даты и подписи курсанта и преподавателя

Вопросы для самопроверки:

1. Дайте определения понятиям «кислота», «основание», «соль» в свете теории электролитической диссоциации.

2. Что называется концентрацией раствора? Как она выражается?

3. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации следующих кислот: H_2SO_4, H_2S, H_3AsO_4.

4. Как диссоциируют на ионы соли: KNO_3, $Ca(NO_3)_2$, $Al(NO_3)_3$?

5. Напишите уравнения диссоциации следующих оснований: $Ba(OH)_2$, $Ca(OH)_2$, $Al(OH)_3$.

6. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах между растворами хлорида натрия и нитрата серебра.

7. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме между растворами хлорида бария и серной кислоты.

1.2 Вторая аналитическая группа катионов

Практическое занятие № 4. Вычисление степени диссоциации по константе диссоциации и концентрации электролитов. Вычисление значений произведения растворимости бинарных электролитов по растворимости и наоборот

Цель занятия:

Уметь вычислять степень диссоциации по константе диссоциации и концентрации электролитов, значения произведения растворимости по растворимости и наоборот ОК 01-ОК 05, ОК 07,ОК 09, ПК 1.4,1.5, ПК 2.4, 2.5,ПК 3.4.

Используемые источники:

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева;

Таблица растворимости кислот, солей и оснований в воде;

Таблица произведений растворимости;

Таблица констант диссоциации;

[1], [2].

Теоретическая часть:

Вещества, растворы которых полностью или частично состоят из ионов, называются *электролитами.* Распад молекул на ионы под действием молекул воды (или другого растворителя) называется *электролитической диссоциацией.*

Диссоциация – процесс обратимый. Способность вещества распадаться на ионы под действием молекул растворителя характеризуют величиной степени электролитической диссоциации или константы диссоциации.

Сила электролита определяется степенью его диссоциации. Степень диссоциации, α, в долях единицы или в процентах, будет равна:

$\alpha = x/C$ или $\alpha = x/C \cdot 100\ \%$, (1)

где С – общее число растворенных молекул;

x – число молекул, распавшихся на ионы.

Таким образом, *степенью диссоциации* называется число, показывающее, какая часть от общего количества растворенного электролита распадается на ионы.

Если α = 0, то диссоциация отсутствует, а если α = 1 или 100 %, то электролит полностью распадается на ионы. Если α = 20 %, то это означает, что из 100 молекул данного электролита 20 распалось на ионы, а 80 – нет.

Сильные электролиты имеют α > 30 % (> 0,3 до 1,0); слабые электролиты имеют α < 3 %. Средние электролиты имеют степень диссоциации от 3 до 30 %.

Сильные электролиты при растворении в воде практически полностью диссоциируют на ионы, слабые электролиты – частично.

В этом случае процесс диссоциации является обратимым, и к нему применим *закон действующих масс.* Например, для диссоциации уксусной кислоты (слабого электролита), происходящей по уравнению $CH_3COOH \leftrightarrow CH_3COO^- + H^+$, константа химического равновесия может быть записана следующим образом:

$K = [H^+] \cdot [CH_3COO^-] / [CH_3COOH]$.

Величину «К» называют *константой диссоциации.* Она характеризует способность электролита диссоциировать на ионы. Чем больше «К», тем больше ионов в растворе. Константа диссоциации не зависит от концентрации электролита. Она зависит от природы электролита и от температуры.

Между константой диссоциации и степенью диссоциации существует следующая зависимость (закон разбавления Оствальда):

$\alpha = \sqrt{K \cdot V}$ или $\alpha = \sqrt{K/C}$, (2)

где V – разбавление раствора (V = 1/C);

С – концентрация электролита (моль/л).

Из этой зависимости следует, что степень диссоциации увеличивается при уменьшении концентрации (т.е. при разбавлении раствора), а также при увеличении «К» (т.е. у более сильных электролитов).

Система, состоящая из насыщенного раствора и осадка, называется *гетерогенной (неоднородной) системой.* В насыщенном водном растворе малорастворимого в воде электролита устанавливается равновесие между кристаллами твердого вещества (осадком) и его ионами, находящимися в растворе: «осадок ↔ насыщенный раствор».

Гетерогенное равновесие «осадок ↔ насыщенный раствор» подчиняется *правилу произведения растворимости:* в насыщенном растворе малорастворимого электролита произведение концентраций ионов, возведенных в степень стехиометрических коэффициентов, есть величина постоянная при данной температуре.

Для уравнения общего вида $A_mB_n \leftrightarrow mA^+ + nB^-$ выражение произведения растворимости малорастворимого электролита, ПР, будет иметь вид:

$$ПР_{A_mB_n} = [A^+]^m \cdot [B^-]^n, \quad (3)$$

где $[A^+]$ и $[B^-]$ – равновесные концентрации соответствующих ионов в насыщенном растворе, моль/л;

m и n – стехиометрические коэффициенты.

Отсюда вытекают два следствия:

1. *Условие растворения осадка:* произведение концентраций ионов, возведенных в степень стехиометрических коэффициентов, должно быть меньше величины произведения растворимости:

$$[A^+]^m \cdot [B^-]^n < ПР_{A_mB_n} \quad (4)$$

2. *Условие осаждения осадка:* произведение концентраций ионов, возведенных в степень их стехиометрических коэффициентов, должно быть больше величины произведения растворимости:

$$[A^+]^m \cdot [B^-]^n > ПР_{A_mB_n} \quad (5)$$

Вычисление степени диссоциации по константе диссоциации и концентрации электролитов.

Пример 1. Вычислить степень диссоциации 0,2М раствора муравьиной кислоты HCOOH, если $К = 2{,}1 \cdot 10^4$.

Решение. По закону разбавления

$\alpha = \sqrt{K/C} = \sqrt{2{,}1 \cdot 10^{-4}} / 0{,}2 = 3{,}24 \cdot 10^{-2}$ или 3,24 %.

Вычисление значений произведения растворимости бинарных электролитов по растворимости и наоборот. При расчетах необходимо помнить, что растворимость веществ может быть выражена в разных единицах (моль/л; мг/мл; мг/л), а в ПР входят концентрации ионов в моль/л.

Пример 2. Произведение растворимости $PbSO_4$ равно $2,2 \cdot 10^{-8}$. Вычислить

а) концентрацию ионов Pb^{2+} и SO_4^{2-}; б) растворимость $PbSO_4$ (моль/л, г/л).

Решение.

1) Для уравнения химического равновесия $PbSO_4 \leftrightarrow Pb^{2+} + SO_4^{2-}$ находим

$$ПР_{PbSO_4} = [Pb^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$$

2) Обозначим молярную концентрацию насыщенного раствора $PbSO_4$ через *x*. Так как растворенная часть соли нацело диссоциирована, то

$[Pb^{2+}] = [SO_4^{2-}] = x$, подставим *x* в уравнение:

$x^2 = 2,2 \cdot 10^{-8}$; $x = \sqrt{2,1 \cdot 10^{-8}} = 1,5 \cdot 10^{-4}$ г-ион/л.

Следовательно, $[Pb^{2+}] = [SO_4^{2-}] = 1,5 \cdot 10^{-4}$ г-ион/л.

3) растворимость $PbSO_4$ равна $1,5 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

M_{PbSO_4} = 303 г/моль. Вычислим растворимость в граммах на 100 г раствора: в 1000 г раствора содержится $1,5 \cdot 10^{-4} \cdot 303$ г

в 100 г « *x* г

$x = 4,5 \cdot 10^{-3}$ г.

Пример 3. Растворимость $Mg(OH)_2$ при некоторой температуре равна 0,012 г/л. Определить $ПР_{Mg(OH)_2}$.

1) Растворимость $Mg(OH)_2$: $m_{Mg(OH)_2} / M_{Mg(OH)_2} = 0,012/58 = 2,07 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

2) Уравнение диссоциации (равновесия): $Mg(OH)_2 \leftrightarrow Mg^{2+} + 2OH^-$;

откуда $[Mg^{2+}] = [Mg(OH)_2] = 2,07 \cdot 10^{-4}$ г-ион/л, а концентрация $[OH^-]$ в 2 раза больше: $2 \cdot 2,07 \cdot 10^{-4} = 4,14 \cdot 10^{-4}$;

3) $ПР_{Mg(OH)_2} = [Mg^{2+}] \cdot [OH^-]^2 = 2,07 \cdot 10^{-4} \cdot (4,14 \cdot 10^{-4})^2 = 3,6 \cdot 10^{-11}$.

Пример 4. Образуется ли осадок $CaCO_3$ при смешении равных объемов 0,02М растворов хлористого кальция и углекислого натрия? $ПР_{CaCO_3} = 1 \cdot 10^{-5}$.

1) Объем смеси в 2 раза больше, а концентрация каждого из ионов в 2 раза меньше, чем в исходных растворах.

Следовательно, $[CaCl_2] = [Ca^{2+}] = 0,02 \cdot 0,5 = 1 \cdot 10^{-2}$ моль/л;

$[Na_2CO_3] = [CO_3^{2-}] = 0,02 \cdot 0,5 = 1 \cdot 10^{-2}$ моль/л, откуда

$[Ca^{2+}][CO_3^{2-}] = 1 \cdot 10^{-2} \cdot 1 \cdot 10^{-2} = 1 \cdot 10^{-4}$

2) Проанализируем полученный результат и данные задачи в соответствии с формулами (4) и (5): осадок образуется, так как $1,0 \cdot 10^{-5} < 1,0 \cdot 10^{-4}$.

Исходные материалы и данные:

Таблица 1

Вариант задания № 1	**Электролит**	**Молярная концентрация, моль/л**	**Константа диссоциации, К**	**Вариант задания № 1**	**Электролит**	**Молярная концентрация, моль/л**	**Константа диссоциации, К**
1	HNO_2	0,01	$4 \cdot 10^{-4}$	6	HIO_4	0,05	$2,3 \cdot 10^{-2}$
2	NH_4OH	0,05	$1,79 \cdot 10^{-5}$	7	HF	0,03	$6,61 \cdot 10^{-4}$
3	NH_4OH	0,02	$1,79 \cdot 10^{-5}$	8	HClO	0,04	$5,01 \cdot 10^{-8}$
4	$Pb(OH)_2$	0,05	$9,6 \cdot 10^{-4}$	9	HCN	0,01	$7,9 \cdot 10^{-10}$
5	HBrO	0,02	$2,06 \cdot 10^{-9}$	10	H_2SO_3	0,02	$1,58 \cdot 10^{-2}$

Таблица 2

Вариант задания № 2	**Вещество**	**Количество вещества, г в 1 л насыщенного раствора**
1	Хлористое серебро	0,00172
2	Бромистое серебро	0,000118
3	Йодистое серебро	0,00000282
4	Углекислый барий	0,00164
5	Углекислый стронций	0,0059
6	Щавелевокислый кальций	0,00538
7	Оксалат стронция	0,00422
8	Оксалат бария	0,009
9	Карбонат кадмия	0,00276
10	Хромовокислый свинец	0,000042

Содержание и порядок выполнения работы:

1 Ознакомиться с теоретической частью занятия.

2 Вычислить по предложенному варианту задания:

1) № 1 степень диссоциации раствора слабого электролита;

2) № 2 произведение растворимости малорастворимого электролита.

3 Оформить отчет по практической работе.

4 Ответить на контрольные вопросы.

Содержание отчета:

Наименование практического занятия

Цель занятия

Вариант задания

Отчет о выполнении на каждый этап раздела «Содержание и порядок выполнения работы»

Список использованной литературы и других источников

Выводы

Даты и подписи курсанта и преподавателя

Вопросы для самопроверки:

1. Какие вещества называются электролитами?
2. Чем отличается сильные электролиты от средних, слабых?
3. От чего зависит степень диссоциации электролита? Как математически она связана с константой диссоциации?
4. Что определяет константа диссоциации химической реакции, от каких факторов он зависит?
5. Дать формулировку правила произведения растворимости.
6. Напишите выражение для ПР в общем виде.
7. Каковы условия растворения и осаждения осадка?
8. Какие факторы влияют на растворимость соединений?

Практическое занятие № 5. Вычисление концентрации ионов водорода и величины водородного показателя. Вычисление pH буферных растворов

Цель занятия:

Ознакомиться с понятиями «ионное произведение воды», «водородный показатель», «буферные растворы». Научиться рассчитывать величину pH (ОК 01-ОК 02, ОК 09, ПК 1.4, ПК 2.4, ПК 3.4).

Используемые источники:

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева;

Таблица логарифмов;

Таблица растворимости кислот, солей, оснований в воде;

[1], [2].

Теоретическая часть:

Ионное произведение воды. Водородный показатель.

Вода является слабым электролитом и диссоциирует по уравнению:

$H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$

При 25 ^oC в 1 л воды распадаются на ионы лишь 10^{-7}моль. При диссоциации из каждой молекулы воды образуется по одному иону H^+ и OH^-, следовательно, их концентрации в чистой воде равны: $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$моль/л.

Константа диссоциации воды:

$$K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-] / [H_2O] \quad (1)$$

Преобразуем это уравнение:

$[H^+] \cdot [OH^-] = K_{H_2O} \cdot [H_2O]$ (2)

Принимая во внимание концентрацию воды, $[H_2O]$, величиной практически постоянной, можно считать, что правая часть уравнения (2), значит, и произведение $[H^+] \cdot [OH^-]$ – величина постоянная.

Эту величину называют *ионным произведением воды, $K_в$:*

$K_в = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$ (3)

Ионное произведение воды – величина постоянная, равная 10^{-14} при 25 °С. При повышении температуры $K_в$ быстро увеличивается.

В *нейтральных* растворах $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$.

Если к воде прибавить *кислоты*, то $[H^+]$ станет $> 10^{-7}$, а $[OH^-] < 10^{-7}$.

Если к воде прибавить *щелочь*, то наблюдается обратная картина, $[H^+]$ станет $< 10^{-7}$, а $[OH^-] > 10^{-7}$.

Но как бы не менялись $[H^+]$ и $[OH^-]$, их произведение всегда остается равным постоянным.

Таким образом, степень кислотности или щелочности раствора можно выразить с помощью концентрации ионов $[H^+]$ или $[OH^-]$. Обычно пользуются концентрацией водородных ионов.

Вместо концентрации H^+ удобнее использовать *отрицательный десятичный логарифм концентрации водородных ионов – водородный показатель pH:*

$pH = - \lg [H^+]$ (4)

С учетом этого pH различных растворов будут иметь следующие значения:

Кислый раствор pH < 7

Нейтральный раствор pH = 7

Щелочной раствор pH > 7

Кроме водородного показателя pH при расчетах используют и гидроксидный показатель $pOH = - \lg [OH^-]$.

Сумма водородного и гидроксидного показателей в воде постоянна и равна показателю ионного произведения воды. При 25 °С:

$pK_в = pH + pOH$ (5)

Буферные растворы (от англ. *buffer* – смягчать толчки)

Буферные растворы – это растворы, pH которых практически не меняется при разведениях или добавлении небольших количеств кислоты или щелочи.

В качестве буферных растворов используют смеси растворов слабых кислот и их солей, смеси растворов слабых оснований и их солей. Некоторые из них представлены в таблице 1.

Таблица 1

Название буферной системы	**Состав буферной системы**	**pH**
Ацетатная смесь	CH_3COOH и CH_3COONa	4,7
Аммиачно-аммонийная смесь	NH_4OH и NH_4Cl	9,2

Способность буферных смесей поддерживать постоянство pH при добавлении к ним небольших количеств сильной кислоты или сильного основания основана на том, что входящие в них компоненты связывают H^+ - ионы кислоты или OH^-- ионы оснований, вводимых в раствор или образующихся в результате реакции, протекающей в этом растворе.

Но такая способность буферных смесей поддерживать постоянство pH в растворе, не безгранична, предел ее зависит от концентрации компонентов буферной смеси. Таким образом, буферная смесь обладает определенной *буферной емкостью*, т.е. имеется предельное количество кислоты или основания, которое можно добавить к буферному раствору, и при этом значение pH изменилось бы не более чем на единицу.

Расчеты.

Пример 1. Концентрация ионов водорода в растворе равна 0,004 г-ион/л. Определить pH раствора.

Решение. Зная, что $pH = -\lg [H^+]$ и округляя логарифмы до 0,01, получаем: $pH = -\lg 0{,}004 = -3{,}60 = -(-3 + 0{,}60) = 2{,}4$.

Пример 2. Определить концентрацию ионов водорода в растворе, pH которого равен 4,6.

Решение. Согласно условию задачи $-\lg [H^+] = 4{,}6$ или $\lg [H^+] = -4{,}6$.

Чтобы определить отсюда $[H^+]$, нужно найти по данному логарифму число (антилогарифм). Если воспользоваться таблицами логарифмов, то вначале надо преобразовать наш логарифм так, чтобы только целочисленная часть его (характеристика) была отрицательная, а дробная (мантисса) – положительной. Для этого от характеристики отнимем, а к мантиссе прибавим единицу:

$-4{,}6 = (-4 - 1) + (-0{,}6 + 1) = -5 + 0{,}4 = 5{,}4$

Таким образом, логарифм $\lg [H^+] = 5{,}4$.

Найдя затем по таблицам соответствующий антилогарифм, получаем:

$[H^+] = 0{,}000025 = 2{,}5 \cdot 10^{-5}$ г-ион/л.

Пример 3. Какова концентрация гидроксильных ионов в растворе, pH которого равен 10,8?

Решение. Находим $[H^+]$ в растворе: $– \lg [H^+] = 10,8$; $\lg [H^+] = – 10,8 = 11,2$; $[H^+] = 1,6 \cdot 10^{-11}$ г-ион/л.

Так как $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$, то $[OH^-] = 10^{-14} / 1,6 \cdot 10^{-11} = 6,25 \cdot 10^{-4}$ г-ион/л.

Исходные материалы и данные:

Таблица 2

Вариант задания	**pH**	**Вариант задания**	**pH**	**Вариант задания**	**pH**
1	9,48	6	12,05	11	0,13
2	2,22	7	8,01	12	11,32
3	5,44	8	10,52	13	6,90
4	9,14	9	0,15	14	7,10
5	10,95	10	7,72	15	13,27
16	10,13	21	11,75	26	11,87
17	1,07	22	10,06	27	8,92
18	4,56	23	8,74	28	11,25
19	9,63	24	9,88	29	9,28
20	0,70	25	2,16	30	7,96

Содержание и порядок выполнения работы:

1 Ознакомиться с теоретической частью занятия.

2 По заданному варианту вычислить концентрации иона водорода и гидроксид-иона.

3 Оформить отчет по практической работе.

4 Ответить на контрольные вопросы.

Содержание отчета:

Наименование практического занятия

Цель занятия

Вариант задания

Отчет о выполнении на каждый этап раздела «Содержание и порядок выполнения работы»

Список использованной литературы и других источников

Выводы

Даты и подписи курсанта и преподавателя

Вопросы для самопроверки:

1. Что называется ионным произведением воды?

2. Какова концентрация ионов водорода в нейтральном растворе? В кислом? В щелочном?

3. Что такое водородный показатель? Что характеризует его величина?
4. Что такое гидроксидный показатель? Что характеризует его величина?
5. Как рассчитывают показатель ионного произведения воды?
6. Один раствор имеет pH = 3, другой имеет pH = 5. Какой раствор более кислый?
7. Какой раствор более щелочной: имеющий pH = 8 или имеющий pH = = 10?
8. Что такое буферные растворы? Приведите примеры.
9. Что характеризует буферную систему?
10. Как определяется буферная емкость раствора?

1.4 Четвертая аналитическая группа катионов

Практическое занятие № 6. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления. Упражнения

Цель занятия:

Освоить составление уравнений окислительно-восстановительных реакций (ОК 01-ОК 02, ОК 09, ПК 1.4, ПК 2.4, ПК 3.4).

Используемые источники:

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева;

Электрохимический ряд напряжений металлов;

[1], [2].

Теоретическая часть:

Реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются *окислительно-восстановительными.*

Степенью окисления называют условный электрический заряд атома в молекуле, вычисленный исходя из предположения, что молекула состоит только из положительных и отрицательных ионов.

Степень окисления может иметь отрицательное, положительное и нулевое значение, которое обычно выражают арабскими цифрами со знаком (+) или (-) и ставят над символом элемента. Например, $Na_2^{+1}O^{-2}$, Cl_2^{0}.

Чтобы правильно определить степень окисления атомов в соединении, надо помнить, что молекула в целом электронейтральна, следовательно, алгебраическая сумма положительных и отрицательных атомов в молекуле всегда равна нулю, а в сложном ионе – заряду иона.

Степень окисления – условное, формальное понятие. Во многих случаях степень окисления атома элемента не совпадает с его валентностью. Валентность не имеет знака.

Многие атомы (а значит, и элементы) имеют несколько значений степени окисления. Высшая положительная степень окисления проявляется, когда в образовании связи принимают участие все валентные электроны атома. Численно она равна номеру группы периодической системы. Наименьшее значение степени окисления элемента принято называть *низшей степенью окисления*. Все остальные степени окисления элемента называют промежуточными. Например, у атома (элемента) серы высшая степень окисления равна +6, низшая равна –2, промежуточная равна +4.

Рассмотрим основные положения теории окислительно-восстановительных реакций.

1. *Окислением* называется процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом: $Na^0 - \bar{e} \rightarrow Na^+$

$Fe^{2+} - \bar{e} \rightarrow Fe^{3+}$

При окислении степень окисления повышается.

2. *Восстановлением* называется процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом: $Mn^{7+} + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+}$

$Fe^{3+} + \bar{e} \rightarrow Fe^{2+}$

При восстановлении степень окисления понижается.

3. Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны, называются *восстановителями.* Во время реакции они окисляются. Атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны, называются *окислителями.* Во время реакции они восстанавливаются.

4. Окисление всегда сопровождается восстановлением и, наоборот. Поэтому окислительно-восстановительные реакции представляют собой единство двух противоположных процессов.

5. Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединяемых окислителем.

В качестве восстановителей в аналитической химии используют: металлический цинк и железо $Na_2S_2O_3$, Na_2SO_3, $SnCl_2$, $Cr_2(SO_4)_3$, $FeSO_4$, H_2S, в качестве окислителей: $KMnO_4$, H_2O_2, $K_2Cr_2O_7$, Br_2, KJO_3, HNO_3, I_2.

Окислительно-восстановительные реакции широко применяются в химическом анализе. В качественном анализе их применяют для открытия и разделения ионов.

В количественном анализе в основе целого ряда титриметрических методов лежат реакции окисления-восстановления, например, в методах перманганатометрии, йодометрии.

Пример 1. Вычислить степень окисления хрома в бихромате калия $K_2Cr_2O_7$.

Обозначим степень окисления одного атома хрома через «х» и умножим степени окисления атомов калия и кислорода на число их атомов в соединении. Составим уравнение:

$2 + 2x + (-2) \cdot 7 = 0;$

$2x = +12;\ x = +6.$

Пример 2. Определить степень окисления атомов азота в соединении NH_4NO_3.

Заряд комплексного иона аммония NH_4^+, нитрат-иона NO_3^-. Чтобы определить степень окисления атома азота («х») в ионе аммония, составим уравнение:

$x + (+1) \cdot 4 = +1;\ x = -3$

Определим степень окисления азота в нитрат-ионе:

$x + (-2) \cdot 3 = -1;\ x = +5$

Следовательно, в соединении атомы азота имеют разную степень окисления: −3 и +5.

Для безошибочного нахождения коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях следует помнить *правила сохранения числа атомов каждого элемента в реакции и сохранения заряда:* надо брать столько атомов или ионов каждого элемента, сколько их содержится в молекуле окислителя и восстановителя и число электронов, отданных восстановителем, равно числу электронов, принятых окислителем.

Пример 3. Составление уравнения реакции окисления солей Mn (II) в кислой среде: $Mn(NO_3)_2 + PbO_2 + HNO_3 \rightarrow HMnO_4 + Pb(NO_3)_2 + H_2O$

При подборе коэффициентов используем *метод электронного баланса*. Указав степени окисления элементов, составляем уравнения электронного баланса:

2		$Mn^{2+} - 5\bar{e} \rightarrow Mn^{7+}$
5	10	$Pb^{4+} + 2\bar{e} \rightarrow Pb^{2+}$

Число 10, множитель, – наименьшее общее кратное между числом отданных и принятых электронов. Это число делят на число этих электронов. Числа 2 и 5

являются коэффициентами для окислителя PbO_2 и восстановителя $Mn(NO_3)_2$. Уравниваем число кислотных остатков и молекул воды:

$2Mn(NO3)2 + 5PbO_2 + 6HNO_3 = 2HMnO_4 + 5Pb(NO_3)_2 + 2H_2O$

Для проверки правильности составленного уравнения надо проверить число атомов каждого элемента в его правой и левой части.

Пример 4. Составление уравнения реакции, протекающей между солями:

$$FeCl_3 + SnCl_2 \rightarrow FeCl_2 + SnCl_4$$

Составляем уравнения электронного баланса $2 \mid Fe^{3+} + \bar{e} \rightarrow Fe^{2+}$

$1 \mid Sn^{2+} - 2\bar{e} \rightarrow Sn^{4+}$

Окончательное уравнение реакции: $2FeCl_3 + SnCl_2 = 2FeCl_2 + SnCl_4$.

Исходные материалы и данные:

Вариант задания	Схема окислительно-восстановительной реакции
1	$CuSO_4 + Zn \rightarrow ZnSO_4 + Cu$
2	$Na_2S_2O_3 + I_2 \rightarrow Na_2S_4O_6 + NaI$
3	$KMnO_4 + NaNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + NaNO_3 + K_2SO_4 + H_2O$
4	$KMnO_4 + Na_2C_2O_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + CO_2 + K_2SO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$
5	$PbS + H_2O_2 \rightarrow PbSO_4 + H_2O$
6	$K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$
7	$Br_2 + H_2S + H_2O \rightarrow HBr + H_2SO_4$
8	$Ca + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$
9	$H_2S + HIO_3 \rightarrow S + I_2 + H_2O$
10	$Fe + HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 + NO + H_2O$
11	$K_2Cr_2O_4 + HCl \rightarrow CrCl_3 + Cl_2 + KCl + H_2O$
12	$Cu + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + H_2O$
13	$HI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + H_2S + H_2O$
14	$H_2SO_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$
15	$Na_2(S_2O_3) + I_2 \rightarrow Na_2S_4O_6 + NaI$
16	$FeCl_3 + H_2S \rightarrow FeCl_2 + S + HCl$
17	$PbS + HNO_3 \rightarrow PbSO_4 + NO_2 + H_2O$
18	$KI + Cl_2 \rightarrow I_2 + KCl$
19	$Ag + HNO_3 \rightarrow AgNO_3 + NO_2 + H_2O$
20	$C + H_2SO_4 \rightarrow CO_2 + SO_2 + H_2O$
21	$I_2 + H_2O_2 \rightarrow HIO_3$

Содержание и порядок выполнения работы:

1 Ознакомиться с теоретической частью.

2 По заданному варианту:

1) найти атомы, изменяющие степень окисления в реакции;
2) выполнить расчет степени окисления;

3) составить уравнения полуреакций окисления-восстановления методом электронного баланса с нахождением множителей;

4) подобрать коэффициенты поэлементно;

5) рассчитать г-экв (Э) окислителя и восстановителя с указанием единиц измерения.

3 Оформить отчет по практической работе.

4 Ответить на контрольные вопросы.

Содержание отчета:

Наименование практического занятия

Цель занятия

Вариант задания

Отчет о выполнении на каждый этап раздела «Содержание и порядок выполнения работы»

Список использованной литературы и других источников

Выводы и предложения

Даты и подписи курсанта и преподавателя

Вопросы для самопроверки:

1. Что такое степень окисления? Ее отличие от валентности.

2. Может ли степень окисления быть положительной, отрицательной и нулевой?

3. Может ли степень окисления быть больше номера группы?

4. Определить степень окисления марганца в соединениях: MnO_2, H_2MnO_3, $MnSO_4$, $MnCl_2$, $KMnO_4$

5. Какие реакции называют окислительно-восстановительными?

6. Какой процесс называют окислением?

7. Какой процесс называют восстановлением?

8. Назовите важнейшие окислители, восстановители.

1.5 Пятая аналитическая группа катионов

Практическое занятие № 7. Гидролиз солей. Упражнения

Цель занятия:

Изучить гидролиз солей. Уметь составлять уравнения гидролиза солей (ОК 01-ОК 02, ОК 09, ПК 1.4, ПК 2.4, ПК 3.4).

Используемые источники:

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева;

Растворимость солей, кислот и оснований в воде;

Степень диссоциации электролитов;

[1], [2].

Теоретическая часть:

Растворимые вещества в воде часто сопровождаются химическим взаимодействием. Обменная реакция между веществами и водой, протекающая с образованием малодиссоциированных соединений (слабых электролитов), называется *гидролизом*. Гидролиз в переводе означает «разложение водой».

Вода, являясь слабым электролитом, диссоциирует на ионы в незначительной степени:

$H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$

При растворении некоторых солей в воде ионы растворимой соли взаимодействуют с ионами воды. При этом происходит смещение равновесия диссоциации воды, т.к. один из ее ионов (или оба) связываются ионами растворенного вещества с образованием малодиссоциированного соединения (или иона).

Таким образом, гидролиз соли – взаимодействие ионов соли с ионами воды с образованием малодиссоциируемых соединений (или ионов) и возможным изменением pH среды.

Каждую соль можно представить как *продукт*, образованный взаимодействием кислоты и основания. Кислоты и основания могут быть сильными или слабыми электролитами. Следовательно, в зависимости от своего состава, соли по-разному реагируют с водой.

Соли, образованные взаимодействием сильных кислот и сильных оснований, гидролизу не подвергаются и реакция растворов солей этого типа будет нейтральной (pH = 7). Например:

Сульфат калия – сильный электролит и при растворении в воде диссоциирует на ионы:

$K_2SO_4 \leftrightarrow 2K^+ + SO_4^{2-}$

Одновременно, вода диссоциирует на ионы:

$H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$

Ионы в растворе взаимодействуют между собой. При этом ионы калия не могут связать гидрооксид-ионы в молекулы, т.к. КОН является сильным электролитом и существует в растворе только в виде ионов. В то же время сульфат-

ионы не связывают ионы водорода т.к. H_2SO_4 является сильным электролитом и существует в растворе только в виде ионов. Суммарное уравнение одновременно протекающих процессов:

$H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$

Это уравнение показывает, что гидролиза не происходит и реакция раствора сульфата калия нейтральная (pH = 7).

Следует обратить внимание на распространенную ошибку при составлении уравнений реакции гидролиза: *нельзя в уравнении гидролиза использовать более чем одну молекулу воды – это неправильно!*

Различают три варианта гидролиза:

1 Гидролиз солей, образованных взаимодействием сильных оснований и слабых кислот. Примером такой соли может служить ацетат натрия CH_3COONa.

Ацетат натрия – сильный электролит и при растворении в воде диссоциирует на ионы:

$CH_3COONa \leftrightarrow CH_3COO^- + Na^+$

Одновременно, вода диссоциирует на ионы:

$H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$

Ионы в растворе взаимодействуют между собой. При этом ионы натрия не могут связать гидрооксид-ионы в молекулы, т.к. NaOH является сильным электролитом и существует в растворе только в виде ионов. В то же время ацетат-ионы связывают ионы водорода с образованием молекул слабого электролита – уксусной кислоты.

Суммарное уравнение одновременно протекающих процессов:

$CH_3COO^- + H_2O \leftrightarrow CH_3COOH + OH^-$

Это уравнение показывает, что в результате гидролиза реакция раствора ацетата натрия щелочная (pH > 7).

2 Гидролиз солей, образованных взаимодействием слабых оснований и сильных кислот. Например, гидролиз хлорида аммония NH_4Cl.

Хлорид аммония – сильный электролит и при растворении в воде диссоциирует на ионы:

$NH_4Cl \leftrightarrow NH_4^+ + Cl^-$

Одновременно, вода диссоциирует на ионы:

$H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$

В этом случае образуется слабый электролит NH_4OH. При этом ионы хлора не могут связать ионы водорода в молекулы, т.к. HCl является сильным электролитом и существует в растворе только в виде ионов.

Суммарное уравнение гидролиза можно записать так:

$NH_4^+ + H_2O \leftrightarrow NH_4OH + H^+$

Следовательно, в результате гидролиза хлорида аммония раствор этой соли приобретает кислую реакцию (pH<7).

3 Гидролиз солей, образованных взаимодействием слабых оснований и слабых кислот. В растворах таких солей связываются и ионы водорода, и гидроксид-ионы воды. Например, гидролиз ацетата аммония CH_3COONH_4:

$CH_3COO^- + NH_4^+ + H_2O \rightarrow CH_3COOH + NH_4OH$

Поскольку степени диссоциации продуктов гидролиза примерно равны, то раствор соли будет нейтральным (pH = 7).

Исходные материалы и данные:

Варианты заданий	**Название солей**
1	Нитрат серебра
2	Хлорид аммония
3	Ацетат натрия
4	Цианид калия
5	Карбонат натрия
6	Сульфат меди
7	Нитрит калия
8	Борат натрия
9	Сульфид аммония
10	Фосфат натрия
11	Сульфат калия
12	Нитрат ртути (II)
13	Хлорид кальция
14	Ацетат серебра
15	Цианид натрия
16	Карбонат аммония
17	Сульфат цинка
18	Нитрит меди
19	Борат калия
20	Сульфид калия
21	Фосфат калия
22	Сульфит аммония
23	Нитрат серебра
24	Хлорид цинка
25	Ацетат бария
26	Цианид калия
27	Карбонат калия
28	Сульфат магния
29	Нитрит аммония
30	Борат лития
31	Сульфид лития
32	Фосфат аммония

33	Сульфит натрия

Содержание и порядок выполнения работы:

1 Ознакомиться с теоретической частью занятия.

2 Составить уравнения гидролиза согласно варианту задания и оформить отчет по практической работе.

3 Ответить на контрольные вопросы.

Содержание отчета:

Наименование практического занятия

Цель занятия

Вариант задания

Отчет о выполнении на каждый этап раздела «Содержание и порядок выполнения работы»

Список использованной литературы и других источников

Выводы

Даты и подписи курсанта и преподавателя

Вопросы для самопроверки:

1. Какая реакция называется реакцией гидролиза?
2. Образованием каких продуктов сопровождается реакция гидролиза солей?
3. Вследствие чего изменяется pH раствора при гидролизе соли?
4. Какие соли подвергаются гидролизу?
5. Почему соль, образованная сильным основанием и сильной кислотой, не подвергается гидролизу? Чему равен pH растворов этих солей?
6. Приведите три примера различных типов солей, подвергающихся гидролизу.
7. Как используется реакция гидролиза соли в технике безопасности при работе в химической лаборатории?

2 КОЛИЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ

2.1 Гравиметрический метод анализа

Практическое занятие № 8. Аналитические весы, их устройство. Правила взвешивания

Цель занятия:

Изучить устройство и правила взвешивания на аналитических весах. Освоить методику взвешивания на аналитических весах (ОК 01-ОК 02, ОК 09, ПК 1.4, ПК 2.4, ПК 3.4).

Используемые источники: [1], [2].

Материальное обеспечение:

Аналитические весы ВЛР-200

Быстродействующие технические весы для приблизительного взвешивания

Аналитический разновес

Стеклянный бюкс или часовое стекло

Пробы химических веществ.

Теоретическая часть:

В основе гравиметрического (весового) метода анализа лежит точное измерение массы продуктов реакции. Основная операция весового анализа – взвешивание на аналитических весах с предельной нагрузкой 200 г и точностью до 0,0002 г.

Одной из самых важных частей аналитических весов является коромысло с укрепленными на нем тремя агатовыми призмами. Средняя призма служит опорой коромысла в момент взвешивания. Призмы, помещенные на концах коромысла, является опорой для чашек весов.

Аналитические весы снабжены специальным приспособлением – арретиром. При помощи арретира коромысло весов приподнимают и ставят в такое положение, при котором ни одна из призм не касается своих опорных подушек. Арретир приводят в движение рукояткой, прикрепленной к нижней части доски весов.

Весы помещены в стеклянный футляр, защищающий от пыли, колебаний температуры и резкого движения воздуха.

Правила работы на аналитических весах:

1. Перед каждым взвешиванием и проверять состояние весов. Аккуратно очистить пыль, проверить нулевую точку.

2. При обнаружении неисправности весов ни в коем случае не исправлять весы самому.

3. Нельзя допускать никаких прикосновений к неарретированным весам. Опускать и поднимать арретир надо осторожно и плавным поворотом ручки.

4. Не сдвигать весы с занимаемого места.

5. Не перегружать весы сверх предельной нагрузки – 200 г.

6. Категорически запрещается взвешивать вещества непосредственно на чашке весов; взвешиваемое вещество помещают в бюкс, тигель, часовое стекло.

7. Прибавлять или убавлять взвешиваемое вещество можно только вне футляра весов.

8. Нельзя взвешивать горячие или слишком холодные предметы. Взвешиваемые предметы должны иметь температуру весовой комнаты.

9. Все взвешивания данного анализа проводить на одних и тех же весах, пользуясь одним и тем же разновесом. Все гири аналитического разновеса можно брать только пинцетом.

10. По окончании взвешивания надо убедиться, что весы арретированы, нагрузка снята, дверки полностью закрыты.

Взвешивание на аналитических весах производят в следующем порядке:

1. Вначале производят взвешивание предмета на быстродействующих технических весах для приблизительного определения массы.

2. Перед началом взвешивания на аналитических весах специальной ручкой диск делительного устройства устанавливают на отметку «00» и другой ручкой нулевую отметку шкалы совмещают с отсчетной отметкой экрана.

3. Предмет ставят на левую чашку весов, подбирают гири из разновеса и миллиграммовые разновески, встроенные в корпус весов в виде специальных колец. Подбор разновесок продолжают до тех пор, пока на экране не появится изображение шкалы.

4. Записывая результаты взвешивания, вначале записывают массу гирек, а затем показатели экрана: в левом окне – по лимбу гиревого механизма – сотни миллиграммов, в центральном окне – по шкале – десятки миллиграммов и целые миллиграммы, в правом – десятые и сотые доли миллиграммов.

Пример определения массы взвешиваемого предмета и взятия навески:

На правую чашку весов положены гирьки 10 г и 1 г, в левом окне экрана установилась цифра 6, в центральном окне – отметка на шкале 25 и в окне делительного устройства – число 35. Следовательно, масса взвешиваемого предмета равна 11,62535 г.

Если для определения массы предмета достаточно точность до четвертого десятичного знака, пятым знаком можно пренебречь, пользуясь правилами округления: 11,6254 г.

Навеской называется часть пробы химического вещества, точно взвешенное на аналитических весах. Для взятия навески поступают следующим образом:

1. Проверяют, чтобы бюкс или часовое стекло были чистыми и совершенно сухими.

2. Соблюдая все правила взвешивания, взвешивают бюкс или часовое стекло.

3. Суммируют массу бюкса или стекла с массой необходимой навески, определяют их общую массу.

4. Снимают с весов нагрузку, соответствующую массе бюкса, и ставят новую, равную общей массе бюкса и навески.

5. Снимают бюкс с весов, насыпают в него немного вещества и снова ставят на весы. Осторожно открывая арретир, и наблюдают за отклонением стрелки и устанавливают, мало или много вещества в бюксе. Досыпают или отсыпают вещество, снимая бюкс с чашки весов до тех пор, пока не получится нужная масса.

Надо знать, что во многих случаях нет необходимости отвешивать точно рассчитанное количество вещества, важно иметь *точную массу навески*, поэтому в этом случае:

6. В бюкс насыпают примерно нужное количество вещества (с точностью до десятых долей грамма) и взвешивают бюкс вместе с навеской. Массу навески определяют, вычитая из суммарной массы, массу бюкса.

Результаты взвешивания оформляют записью, например:

Масса пустого бюкса – 11,6254 г

Масса бюкса с навеской – 12,9677 г

Масса навески – 1,2423 г.

Ошибки, встречающиеся в лабораторной практике, делятся на *систематические и случайные*.

Ошибки *систематические* обусловлены неправильностью в показаниях приборов, недостатками в методике измерений и односторонне направленным влиянием каких-либо внешних воздействий. Такие ошибки систематически повторяются, поэтому их можно учесть, например, пользуясь поправками к показаниям приборов, которые приводятся в паспортах, периодической поверкой по эталонам (например, поверка разновесов, градуировка термометров, бюреток и т.п.)

Ошибки *случайные* зависят от условий опыта и определяются индивидуальными особенностями учащегося. Эти погрешности обычно невелики, но они неустранимы.

Ошибки при измерениях вообще неизбежны ввиду отсутствия идеальных измерительных приборов, несовершенства органов чувств экспериментатора и непостоянства воздействий внешних условий: влажности воздуха, давления, сотрясений здания лаборатории и т.п.

Абсолютную и относительную ошибки измерений находит следующим образом.

Абсолютная ошибка измерения – разность между «истинным» значением величины и результатом измерения этой величины.

Относительная ошибка измерения – процентное отношение абсолютной ошибки к истинному значению измеряемой величины.

В условиях лабораторного практикума допускается относительная ошибка в пределах 3 – 5 %.

Исходные материалы и данные:

Навеска химического вещества	**Варианты заданий**					
	1	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**
NaCl	0,5			0,6		
NaOH		0,9			1,0	
$BaCl_2 \cdot 2H_2O$			1,2			1,3

1 Ознакомиться с теоретической частью занятия.

2 По заданному варианту:

1) произвести взятие навески химического вещества, пользуясь аналитическими весами и аналитическим разновесом, соблюдая правила работы на весах;

2) записать результаты взвешивания.

3 Оформить отчет по практической работе.

4 Ответить на контрольные вопросы.

Содержание отчета:

Наименование практического занятия

Цель занятия

Вариант задания

Отчет о выполнении на каждый этап раздела «Содержание и порядок выполнения работы»

Список использованной литературы и других источников

Выводы

Даты и подписи курсанта и преподавателя

Вопросы для самопроверки:

1. С какой точностью можно взвешивать на аналитических весах?
2. Каково назначение арретира?
3. Каков порядок взвешивания?
4. Как проверить нулевую точку?

5. Каковы правила, которые необходимо выполнять при работе с аналитическими весами?

6. Как правильно записать результаты взвешивания?

7. Виды ошибок измерений в лабораторном практикуме? Приведите примеры.

2.2 Методы титриметрического анализа

Практическое занятие № 9. Расчеты в титриметрическом анализе

Цель занятия:

Освоить методику расчетов в титриметрическом анализе (ОК 01-ОК 02, ОК 09, ПК 1.4, ПК 2.4, ПК 3.4).

Используемые источники:

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева;

Таблица растворимости солей, кислот, оснований;

[1], [2].

Теоретическая часть:

В титриметрическом (объемном) анализе количественное определение вещества производится по объему раствора известной концентрации, затраченного на реакцию с определяемым веществом.

Процесс определения содержания вещества или точной концентрации раствора объемно-аналитическим путем называется *титрованием.*

Эта важнейшая операция титриметрического анализа заключается в том, что к исследуемому раствору приливают другой раствор точно известной концентрации до окончания реакции. При титровании прибавляют не избыточное количество реактива, а точно отвечающее уравнению реакции. Следовательно, такое определение возможно только в том случае, если количество прибавляемого реактива эквивалентно количеству определяемого соединения.

Известно, что *объемы растворов, количественно реагирующих между собой, обратно пропорциональны нормальным концентрациям этих растворов (закон эквивалентов):*

$V_1/V_2 = N_2/N_1$ или $N_1 \cdot V_1 = V_2 \cdot N_2$, (1)

где V_1 и V_2 – объемы первого и второго растворов, мл ($см^3$);

N_1 и N_2 – нормальные концентрации растворов, г-экв/л (н).

Это положение и легло в основу титриметрического определения.

Важнейшими моментами титриметрических определений являются:

1. точное измерение объемов реагирующих растворов;

2. приготовление растворов точно известной концентрации, с помощью которых проводится титрование, так называемых *рабочих растворов (титрантов);*

3. определение конца реакции (точки эквивалентности).

Для определения точки эквивалентности применяются специальные вещества, называемые *индикаторами.*

Концентрацию рабочего раствора выражают через нормальность или через титр.

Для определения точной концентрации рабочего раствора (установки титра или стандартизации рабочего раствора) пользуются так называемым *исходным или установочным веществом.* Исходное вещество должно удовлетворять следующим *требованиям:*

1. его состав должен строго соответствовать его химической формуле;

2. оно должно быть химически чистым (х.ч.);

3. оно должно быть устойчивым на воздухе и в растворе;

4. оно должно быть хорошо растворимо в воде;

5. оно должно реагировать с раствором, титр которого устанавливается, по строго определенному уравнению и с большой скоростью.

Способы приготовления титрованных растворов:

1. по точной навеске исходного вещества;

2. по неточной навеске исходного вещества или разбавлением концентрированного раствора в мерном цилиндре;

3. из фиксанала (стандартного титра).

По способу выполнения объемно-аналитических определений различают прямое и косвенное титрование.

При прямом титровании: определяемый компонент непосредственно титруют подходящим рабочим раствором.

При косвенном титровании – титруют не сам определяемый компонент, а продукт его взаимодействия со специально добавленным веществом (*метод замещения*) или избыток такого специально добавленного вещества, который остается по завершении его взаимодействия с определяемым компонентом (*метод обратного титрования*).

Таким образом, в методах косвенного титрования непосредственно титруют не определяемое вещество, а специально добавленное.

Варианты титриметрического анализа: метод пипетирования и метод отдельных навесок.

В первом титруют несколько раз одинаковые порции раствора, отбираемого пипеткой из мерной колбы определенного объема, в которой растворена масса навески исходного или определяемого вещества. Титрование проводят три раза и для расчета берут средний результат.

Во втором – несколько навесок вещества, рассчитанных на одно титрование, растворяют в произвольном объеме растворителя и титруют каждый раствор. Для титрования берется не менее двух навесок, и вычисляют средний результат.

Важно знать, что все расчеты в титриметрическом анализе ведутся до четвертой значащей цифры.

Примеры вычислений в титриметрическом анализе.

Пример 1. Для определения концентрации рабочего раствора NaOH в качестве исходного раствора был взят 0,1н раствор соляной кислоты. Объем исходного раствора, взятого для титрования, равен 10 мл. Объем рабочего раствора, пошедшего на титрование, 11,3 мл.

Решение. Точная нормальность рабочего раствора находится из формулы (1):

$N_{NaOH} = N_{HCl} \cdot V_{HCl} / V_{NaOH} = 0,1 \cdot 10 / 11,3 = 0,08850$ г-экв/л (н).

При выражении точной нормальной концентрации рабочего раствора часто применяют так называемый «поправочный коэффициент» (К).

Величину К находят, разделив определенную титриметрически нормальность раствора на предполагаемое значение нормальности раствора:

$$К = N/N_o, \qquad (2)$$

где N – экспериментально определенная нормальность раствора, г-экв/л;

N_o – предполагаемая нормальность раствора, г-экв/л.

Если рабочий раствор приготовлен точно заданной концентрации из фиксанала или по точно взятой навеске, то К = 1, и на склянке он не обозначается.

Пример 2. Найти поправочный коэффициент «К» приблизительно 0,1 н раствора NaOH, если его определенная титриметрически нормальная концентрация 0,08850 н.

Решение. Воспользуемся формулой (2).

К = 0,0885 / 0,1 = 0,885

Концентрация раствора может быть выражена титром рабочего раствора, т.е. в граммах вещества на 1 мл раствора:

$T = Э \cdot N / 1000$ или $T = m / V$, (3)

где Э – эквивалентная масса вещества, г;

N – нормальность раствора, г-экв/л (н);

M – навеска вещества, г.

Для приготовления растворов определенной концентрации навеску, m, г, рассчитывают по формуле:

$m = N \cdot Э \cdot V / 1000$, (4)

где N – заданная нормальная концентрация г-экв/л (н);

Э – г-экв вещества, г;

V – объем приготовленного раствора, мл.

Расчеты при выражении концентрации через титр по определяемому веществу, т.е. массой определяемого вещества, которому соответствует 1 мл рабочего раствора, ведутся по формуле:

$T_{x/y} = N_x \cdot Э_y/1000$, (5)

где x – рабочий раствор;

y – определяемое вещество;

N_x – нормальность рабочего раствора г-экв/л (н);

$Э_y$ – г-экв определяемого вещества, г.

Пример 3. Нормальность раствора $AgNO_3$ равна 0,1020 н. Найти его титр по хлору.

Решение. Воспользуемся формулой (5):

$T_{AgNO_3/Cl^-} = 0,1020 \cdot 35,5 / 1000 = 0,003616$ г/мл.

Титр также рассчитывают до четвертой значащей цифры.

Пример 4. Вычислить титр 0,1 н раствора $AgNO_3$ по NaCl.

Решение. Воспользуемся формулой (5):

$T_{AgNO_3/NaCl} = N \cdot Э / 1000 = 0,1 \cdot 58,5/1000 = 0,005850$ г/мл, что означает: 1 мл 0,1 н раствора $AgNO_3$ вступает в реакцию с 0,005850 г NaCl.

Пример 5. Какое количество хлор-ионов содержалось в титруемом хлориде, если на титрование затрачено 8,20 мл нитрата серебра? $T_{AgNO_3/Cl^-} = 0,003616$ г/мл.

Решение. Воспользуемся формулой (3), тогда масса хлор-ионов будет равна:

$$m = T_{AgNO_3/Cl^-} \cdot V_{AgNO_3} = 0{,}003616 \cdot 8{,}20 = 0{,}02965 \text{ г.}$$

Исходные материалы и данные:

Вариант задания	Стандартный раствор и его характеристика			Титр, г/см^3	Определяемое вещество
	вещество	концентрация, н.	г-экв		
1	H_2SO_4	0,1	49	0,005880	Na_2CO_3
2	HCl	0,1	36,5	0,002920	NaOH
3	KOH	0,1	56	0,006160	HCl
4	NaOH	0,1	40	0,003600	H_2SO_4
5	H_2SO_4	0,1	49	0,004998	KOH
6	HCl	0,1	36,5	0,003797	$NaHCO_3$
7	NaOH	0,1	40	0,004880	HCl
8	$AgNO_3$	0,1	170	0,005850	NaCl
9	HCl	0,1	365	0,005300	Na_2CO_3
10	$Hg_2(NO_3)_2$	0,1	280,6	0,033670	NaCl

Содержание и порядок выполнения работы:

1. Ознакомиться с теоретической частью занятия.

2. По заданному варианту вычислить нормальность, поправочный коэффициент и титр по определяемому веществу для стандартного раствора. Решение выполнить с подробными пояснениями и указанием единиц измерения.

3. Оформить отчет по практической работе.

4. Ответить на контрольные вопросы.

Содержание отчета:

Наименование практического занятия

Цель занятия

Вариант задания

Отчет о выполнении на каждый этап раздела «Содержание и порядок выполнения работы»

Список использованной литературы и других источников

Выводы

Даты и подписи курсанта и преподавателя

Вопросы для самопроверки:

1. Что такое титриметрическое определение?

2. Что называется титрованием?

3. Напишите формулу зависимости объемов количественно реагирующих растворов и их нормальных концентраций.

4. Что такое рабочий раствор?

5. Как выражается концентрация рабочего раствора?

6. Что такое исходное вещество?

7. Каковы требования, предъявляемые к исходным веществам?

8. Какие существуют способы приготовления титрованных растворов?

9. В чем принципиальная разница между прямым и косвенным титрованием?

10. В чем сущность метода пипетирования и метода отдельных навесок?

11. Напишите формулу, по которой можно рассчитать титр рабочего раствора по определяемому веществу, если известна нормальная концентрация рабочего раствора.

12. Напишите формулу, по которой можно рассчитать титр раствора, зная его точную нормальную концентрацию.

13. Напишите формулу для вычисления количества вещества, если известны объем рабочего раствора, пошедшего на титрование, и титр раствора по определяемому веществу.

14. Что показывает поправочный коэффициент?

2.2 Методы титриметрического анализа

Практическое занятие № 10. Расчеты в кислотно-основном методе

Цель занятия:

Освоить методику расчетов в кислотно-основном методе (ОК 01-ОК 02, ОК 09, ПК 1.4, ПК 2.4, ПК 3.4).

Используемые источники:

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева;

Таблица растворимости кислот, солей, оснований в воде;

Плотность водных растворов кислот;

[1], [2].

Теоретическая часть:

В основе кислотно-основного метода (метода нейтрализации) лежит реакция нейтрализации: $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$

Этот метод применяется для количественного определения кислот, щелочей, солей, способных гидролизоваться в водных растворах, а также их смесей.

В качестве рабочих растворов используют чаще всего растворы соляной и серной кислот, растворы гидроксидов натрия и калия.

В качестве исходных веществ для установки титра раствора кислот используют тетраборат натрия (бура) $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ или карбонат натрия безводный Na_2CO_3, а для установки титра раствора щелочей – щавелевую $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ или янтарную кислоту $H_2C_4H_4O_4$.

При помощи кислотно-основного метода определяют карбонатную жесткость воды, кислотность молочных и рыбных продуктов, кислотное число масла и жира.

В методе нейтрализации в качестве индикатора применяют органические соединения, меняющие свою окраску в зависимости от концентрации ионов водорода в растворе. Величину pH, при которой заканчивают титрование с данным индикатором, называют *показателем титрования (pT).*

Характеристика некоторых индикаторов:

Индикатор	**pT**	**Изменение окраски**
Метиловый оранжевый	4,0	красная → желтая
Метиловый красный	5,5	красная → желтая
Фенолфталеин	9,0	бесцветная → синяя
Тимолфталеин	10,0	бесцветная → красная

Примеры расчетов в кислотно-основном методе.

Следует иметь в виду: 1) в процессе растворения вещества или разбавлении раствора, масса вещества, а, следовательно, и число его эквивалентов не изменяется; 2) в любой реакции вещества реагируют в эквивалентных количествах.

Пример 1. Требуется приготовить 5 л 0,1 н раствора соляной кислоты из концентрированной с плотностью ρ =1,19 (38 % - справочные данные).

Решение.

1) $Э_{HCl} = M_{HCl} = 36,5$ г.

2) Находим массу чистой (100 %) HCl для приготовления 5 л 0,1 н раствора:

1 н HCl содержит 1 г-экв = 36,5 г HCl в 1 л раствора;

0,1 н HCl содержит 0,1 г-экв = 3,65 г HCl в 1 л раствора;

0,1 н HCl содержит $3,65 \cdot 5 = 18,25$ г HCl в 5 л раствора.

3) Из пропорции находим массу 1 мл 38 % - ного раствора HCl:

38 г х.ч. HCl содержится в 100 г исходной кислоты

х г « $1 \cdot 1,19$ г

$x = 38 \cdot 1 \cdot 1,19/100 = 0,452$ г.

4) Определяем объем 38 % - ного раствора соляной кислоты, необходимого для приготовления 5 л 0,1 н раствора:

$V = m/\rho = 18,25/0,452 = 40,4$ мл.

Пример 2. Рассчитать, сколько гидроксида натрия содержится в 500 мл раствора, если на титрование 20 мл этого раствора идет 20,8 мл раствора соляной кислоты, титр которого равен 0,002022 г/мл.

Решение. Уравнение реакции: $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$ (1)

1 способ расчета:

1) Количество соляной кислоты, содержащейся в 20,8 мл раствора:

$m_{HCl} = V \cdot T = 20,8 \cdot 0,002022 = 0,04206$ г.

2) По уравнению реакции (1) на 1 г-экв NaOH идет 1 г-экв HCl, значит:

на 40 г NaOH требуется 36,45 г HCl

x г « 0,04206 г

$x = 40 \cdot 0,04206/36,45 = 0,04613$ г

3) Тогда масса NaOH:

$m_{NaOH} = x_{NaOH} \cdot V_{колбы}/ V_{NaOH} = T \cdot V_{колбы} = 0,04613 \cdot 500/20 = 1,1532$ г.

2 способ расчета:

1) Находим нормальную концентрацию соляной кислоты:

$N_{HCl} = T \cdot 1000/Э = 0,002022 \cdot 1000/36,45 = 0,05546$ н.

2) Нормальность щелочи:

$N_{NaOH} = N_{HCl} \cdot V_{HCl} / V_{NaOH} = 0,05546 \cdot 20,8/20,0 = 0,05768$ н.

3) Масса щелочи, содержащаяся в 500 мл раствора:

$m = Э \cdot N \cdot V/1000 = 40 \cdot 0,05768 \cdot 500/1000 = 1,1532$ г.

Пример 3. Необходимо приготовить 500 мл приблизительно 0,1 н H_2SO_4 из кислоты плотностью 1,84 г/см^3 (при 20 ^oC) и установить точную нормальность по рабочему раствору NaOH.

Решение.

1) При полной нейтрализации серной кислоты ее грамм-эквивалент равен

$Э = M/2 = 98/2 = 49$ г.

2) Поэтому количество граммов чистой (100 %) H_2SO_4, необходимое для приготовления 0,5 л 0,1 н раствора, можно вычислить следующим образом:

$m_{H_2SO_4} = Э \cdot N \cdot V = 49 \cdot 0,1 \cdot 0,5 = 2,45$ г.

3) Серная кислота плотностью 1,84 г/см^3 имеет концентрацию 96,0 % (справочные данные). Легко вычислить в каком количестве этой кислоты содержится 2,45 г чистой H_2SO_4:

100 г 96 % - ной кислоты содержат 96 г H_2SO_4

x г « 2,45 г H_2SO_4

x = 100 · 2,45/96 = 2,55 г.

4) Но серную кислоту не взвешивают, а отмеривают по объему. Чтобы перейти от массы к объему кислоты, пользуются формулой:

V = m/ρ = 2,55/1,84 = 1,39 мл.

Таким образом, для приготовления 500 мл приблизительно 0,1 н раствора H_2SO_4 нужно отмерить мерным цилиндром или градуированной пробиркой 1,39 мл концентрированной серной кислоты (ρ = 1,84 г/см^3), растворить и довести водой до объема 500 мл.

5) Действительную нормальность этого раствора еще нужно установить по исходному веществу (Na_2CO_3, $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$) или по точному раствору едкого натра путем титрования.

Исходные материалы и данные:

Таблица 1

Вариант задания № 1	**Стандартный раствор**				**Исследуемый раствор**			**Объем колбы, мл**
	вещество	**объем, V_1, мл**	**N, н.**	**$K_{попр.}$**	**вещество**	**объем, V_2, мл**	**г-экв**	
1	H_2SO_4	23,44	0,1	0,980	NaOH	25,00	40	250
2	HCl	11,64	0,1	1,050	Na_2CO_3	10,00	53	100
3	NaOH	12,21	0,1	1,100	H_2SO_4	15,00	49	200
4	KOH	9,52	0,1	0,954	HCl	10,00	36,5	200
5	NaOH	9,48	0,1	0,908	$H_2C_2O_4$	10,0	63	1000
6	H_2SO_4	23,44	0,05	0,980	NaOH	25,00	40	250
7	HCl	11,64	0,05	1,050	Na_2CO_3	10,00	53	100
8	NaOH	12,21	0,05	1,100	H_2SO_4	15,00	49	200
9	KOH	9,52	0,05	0,95	HCl	10,00	36,5	200
10	NaOH	9,48	0,05	0,908	$H_2C_2O_4$	10,0	63	1000

Таблица 2

Вариант задания № 2	**Вещество**	**Плотность водного раствора, ρ, г/см^3**	**%**	**Объем колбы, см^3**
1	HCl	1,049	10	1000
2	H_2SO_4	1,143	20	500
3	HNO_3	1,184	30	200
4	CH_3COOH	1,049	40	250
5	HCl	1,100	20	500
6	H_2SO_4	1,503	60	400
7	HNO_3	1,421	70	300
8	CH_3COOH	1,070	80	250
9	HCl	1,152	30	200
10	H_2SO_4	1,819	90	100

Содержание и порядок выполнения работы:

1 Ознакомиться с теоретической частью занятия.

2 По предложенному варианту:

1) задания № 1 (см. таблицу 1) вычислить массу вещества, содержащегося в определенном объеме раствора, по данным титрования;

2) задания № 2 (см. таблицу 2) вычислить массу вещества, содержащегося в определенном объеме раствора.

3 Оформить отчет по практической работе.

4 Ответить на контрольные вопросы.

Содержание отчета:

Наименование практического занятия

Цель занятия

Вариант задания

Отчет о выполнении на каждый этап раздела «Содержание и порядок выполнения работы»

Список использованной литературы и других источников

Выводы

Даты и подписи курсанта и преподавателя

Вопросы для самопроверки:

1. Какой титриметрический метод анализа называется кислотно-основным?
2. Содержание каких веществ можно определить кислотно-основным методом?
3. Растворы каких веществ применяются в качестве рабочих растворов в этом методе?
4. Какие вещества применяются в качестве исходных веществ в этом методе?
5. Как фиксируется точка эквивалентности в кислотно-основном методе?
6. Что представляют собой индикаторы, применяемые в кислотно-основном методе?
7. Что называется показателем титрования?
8. Какую окраску имеет индикатор фенолфталеин при pH=7,0; 9,0; 13,0?
9. Какую окраску имеет индикатор метиловый оранжевый при pH=2,0; 5,0; 7,0?

2.3 Методы редоксиметрии

Практическое занятие № 11. Расчеты в методе перманганатометрии

Цель занятия:

Освоить методику расчетов в методе перманганатометрии (: ОК 01-ОК 05, ОК 07,ОК 09, ПК 1.4,1.5, ПК 2.4, 2.5,ПК 3.4.

Используемые источники:

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева;

Таблица растворимости солей, кислот и оснований в воде;

Электрохимический ряд напряжений металлов;

[1], [2].

Теоретическая часть:

В основу методов редоксиметрии (оксидиметрии) положены окислительно-восстановительные реакции, в результате которых изменяются степени окисления ионов или элементов. Термин «редокс» произошел в результате сочетания латинских слов *reduction* – восстановление и *oxydatio* – окисление.

Перманганатометрия – частный случай редоксиметрии, этот метод основан на окислительном действии рабочего раствора перманганата калия. Перманганат калия является сильным окислителем, особенно в кислой среде. Для подкисления применяют только серную кислоту. При титровании протекает следующая реакция:

$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 + 5H_2C_2O_4 = 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 10CO_2 + 8H_2O$

Уравнения электронного баланса для расстановки коэффициентов:

$2 \mid \quad \mid Mn^{7+} + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+}$

$5 \mid 10 \mid C_2O_4^{2-} - 2\bar{e} \rightarrow 2CO_2^0$

Титрование ведется без индикатора, так как точка эквивалентности фиксируется по обесцвечиванию самого же рабочего раствора, имеющего в начале фиолетовую окраску.

Перманганат калия не является стандартным веществом, (препарат содержит примеси MnO_2). Готовят рабочий раствор $KMnO_4$, выдерживают его в склянке из темного стекла в течение 7-10 суток, после чего отделяют раствор от осадка MnO_2 (фильтрование). Хранят раствор в склянке из темного стекла с пришлифованной пробкой. Раствор стандартизируют по щавелевой кислоте, ее дигидрату ($H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$) или оксалату натрия ($Na_2C_2O_4$).

Методом перманганатометрии можно определять восстановители (прямое титрование) и окислители (обратное титрование). Перманганатометрия применяется для определения так называемой окисляемости воды, т.е. определения $KMnO_4$,

необходимого для окисления органических веществ в сточных водах; количества тяжелых металлов и серы в рыбной продукции.

Грамм-эквивалент окислителя и восстановителя в окислительно-восстановительных реакциях находится по формуле:

$Э = M/n,$ (1)

где M – молекулярная масса окислителя (восстановителя);

n – число переходящих электронов, приобретенных (потерянных) элементами или ионами каждой молекулы окислителя (восстановителя).

Окисляющая способность раствора $KMn^{+7}O_4$ объясняется восстановлением его в разных средах до:

$Mn^{+2}SO_4$ – в кислой среде;

$Mn^{+4}O_2$ – в нейтральной среде;

$K_2Mn^{+6}O_4$ – в щелочной среде.

Поэтому, грамм-эквивалент $KMnO_4$ в разных средах находится по формуле (1):

$Э_{KMnO_4} = 158,03/5 = 31,61$ г – в кислой среде,

где $Mn^{7+} + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+}$;

$Э_{KMnO_4} = 158,03/3 = 52,68$ г – в нейтральной среде,

где $Mn^{7+} + 3\bar{e} \rightarrow Mn^{4+}$;

$Э_{KMnO_4} = 158,03/1 = 158,03$ г – в щелочной среде,

где $Mn^{7+} + 1\bar{e} \rightarrow Mn^{6+}$.

Примеры в методе перманганатометрии. При решении задач *следует помнить*, *что в любой реакции вещества реагируют в эквивалентных количествах:* число эквивалентов одного из веществ равно числу эквивалентов другого вещества, прореагировавшего с ним, и равно числу эквивалентов каждого из получившихся в результате реакций веществ.

Основная расчетная формула титрования исходит из этого закона эквивалентов, произведение «N·V» постоянно, то есть чем больше нормальность раствора, тем меньше его объем, содержащий определенное количество эквивалентов.

Пример 1. Из 1,4380 г оксалата натрия приготовлено 200 мл раствора. На титрование 25,0 мл полученного раствора израсходовано 23,85 мл раствора перманганата калия. Определить нормальность и титр $KMnO_4$.

Решение:

1) Нормальность раствора $Na_2C_2O_4$ находим из формулы:

$$N_{Na_2C_2O_4} = m \cdot 1000/Э \cdot V = 1,4380 \cdot 1000/67 \cdot 200 = 0,1073 \text{ н.},$$

где $Э_{Na_2C_2O_4} = M/2 = 134/2 = 67$ г.

2) Нормальность раствора $KMnO_4$ находим исходя из закона эквивалентов:

$$N_{KMnO_4} = N_{Na_2C_2O_4} \cdot V_{Na_2C_2O_4} / V_{KMnO_4} = 0,1073 \cdot 25,0/23,85 = 0,1125 \text{ н.}$$

3) Титр раствора $KMnO_4$:

$$T_{KMnO_4} = Э \cdot N/1000 = 31,61 \cdot 0,1125/1000 = 0,003556 \text{ г/мл},$$

где $Э_{KMnO_4} = M/5 = 158,04/5 = 31,61$ г.

Пример 2. Навеска 3,2240 г щавелевой кислоты растворена в мерной колбе емкостью 500 мл. На титрование 25 мл этого раствора израсходовано 22,8 мл раствора $KMnO_4$ 0,1122 н. концентрации. Определить процентное содержание $H_2C_2O_4$ в образце.

Решение.

1) Нормальность раствора щавелевой кислоты:

$$N_{H_2C_2O_4} = N_{KMnO_4} \cdot V_{KMnO_4} / V_{H_2C_2O_4} = 0,1122 \quad 22,8/25 = 0,1023 \text{ н.}$$

2) Количество щавелевой кислоты в 500 мл раствора:

$$m = Э\ N\ V/1000 = 45,02 \cdot 0,1023 \cdot 500/1000 = 2,3034 \text{ г},$$

где $Э_{H_2C_2O_4} = M/2 = 90/2 = 45$ г.

3) Процентное содержание кислоты в образце составит:

$$\%\ H_2C_2O_4 = m\ 100/3,2240 = 2,3034 \quad 100/3,2240 = 71,44\ \%.$$

Пример 3. Нормальность перманганата равна 0,0220 н. Чему равны титры его по $H_2C_2O_4$, по Fe, по H_2O_2?

Решение.

1) $T_{KMnO_4/H_2C_2O_4} = N_{KMnO_4} \cdot Э_{H_2C_2O_4}/1000 = 0,0220 \cdot 45/1000 = 0,0009904$ г/мл.

2) $T_{KMnO_4/Fe} = N_{KMnO_4} \cdot Э_{Fe}/1000 = 0,0220 \cdot 55,85/1000 = 0,001228$ г/мл.

3) $T_{KMnO_4/H_2O_2} = N_{KMnO_4} \cdot Э_{H_2O_2}/1000 = 0,0220 \cdot 17/1000 = 0,0003741$ г/мл.

Пример 4. На титрование 0,03350 г $Na_2C_2O_4$ израсходовано 12,50 $см^3$ раствора $KMnO_4$. Определите титр и нормальную концентрацию раствора $KMnO_4$.

Решение. Уравнение реакции:

$$2KMnO_4 + 8H_2SO_4 + 5Na_2C_2O_4 = 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 10CO_2 + 8H_2O + 5Na_2SO_4$$

1) Вычисляем, какая масса $KMnO_4$ содержится в 12,50 $см^3$ (прореагировало с 0,03350 г $Na_2C_2O_4$):

$5 \cdot 134$ г $Na_2C_2O_4$ эквивалентно $2 \cdot 158$ г $KMnO_4$

0,03350 г $Na_2C_2O_4$ « *x* г $KMnO_4$

x = 0,03350 · 2 · 158/5 · 134 = 0,01580 г.

2) Определяем титр раствора $KMnO_4$:

$T_{KMnO_4} = m/V = 0,01580/12,50 = 0,001264$ г/ $см^3$.

3) Нормальность раствора $KMnO_4$: N = Т·1000/Э = 0,001264·1000/158 = 0,008000 н.

Исходные материалы и данные:

Вариант задания	Объем раствора перманганата калия, см^3	Вещество	Навеска, г
1	22,48	Fe	0,1262
2	11,67	$(NH_4)_2Fe(SO_4) \cdot 6H_2O$	0,9367
3	18,06	$H_2C_2O_4 \cdot H_2O$	0,1139
4	24,68	$H_2C_2O_4 \cdot H_2O$	0,3111
5	28,12	$Na_2C_2O_4$	0,3772
6	44,96	Fe	0,2524
7	23,34	$(NH_4)_2Fe(SO_4) \cdot 6H_2O$	1,8734
8	36,12	$H_2C_2O_4 \cdot H_2O$	0,2278
9	49,36	$H_2C_2O_4 \cdot H_2O$	0,6222
10	56,24	$Na_2C_2O_4$	0,7544

Содержание и порядок выполнения работы:

1 Ознакомиться с теоретической частью занятия.

2 По заданному варианту вычислить нормальность и титр раствора, если на титрование навески пошел определенный объем раствора.

3 Оформить отчет по практической работе.

4 Ответить на контрольные вопросы.

Содержание отчета:

Наименование практического занятия

Цель занятия

Вариант задания

Отчет о выполнении на каждый этап раздела «Содержание и порядок выполнения работы»

Список использованной литературы и других источников

Выводы

Даты и подписи курсанта и преподавателя

Вопросы для самопроверки:

1. Какие методы количественного анализа относятся к методам оксидиметрии?

2. Назовите основные условия перманганатометрического титрования.

3. Какая реакция лежит в основе количественных определений по методу перманганатометрии?

4. Какая реакция называется автокаталитической?

5. Что является катализатором в реакции по методу перманганатометрии?

6. Назовите рабочий раствор перманганатометрии. Как его хранят?

7. В какой среде проводятся перманганатометрические определения?

8. Как определяется точка эквивалентности в методе перманганатометрии?

9. Какая кислота применяется для подкисления титруемых растворов в методе перманганатометрии? Почему?

10. Почему в перманганатометрии возможно титрование без специального индикатора?

11. Назовите исходные вещества для определения точной концентрации раствора перманганата калия.

12. Как найти г-экв перманганата калия в разных средах?

13. Какие аналитические задачи решают методом перманганатометрии?

Практическое занятие № 12. Расчеты в методе йодометрии

Цель занятия:

Освоить методику расчетов в йодометрии (: ОК 01-ОК 05, ОК 07,ОК 09, ПК 1.4,1.5, ПК 2.4, 2.5,ПК 3.4.

Используемые источники:

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева;

Таблица растворимости солей, кислот и оснований в воде;

Электрохимический ряд напряжений металлов;

[1], [2].

Теоретическая часть:

В основу методов редоксиметрии положены окислительно-восстановительные реакции. Название методов, в которых используется принцип редоксиметрии, происходит от названия рабочих растворов.

Йодометрия – это метод, в котором рабочим раствором служит раствор йода в йодиде калия (KI). Метод основан на реакциях, в ходе которых образуется или расходуется йод:

$$I_2^0 + 2\bar{e} \leftrightarrow 2I^-$$

Методом йодометрии можно определить как окислители (они окисляют I^- до I^0), так и восстановители (они восстанавливают йод до I^-).

Для определения окислителей используется рабочий раствор тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$ и вспомогательный раствор йодида калия KI, который берется в избытке.

Тиосульфат натрия не относится к стандартным (исходным) веществам, так как может не соответствовать своей химической формуле из-за неустойчивости при хранении, разрушения тиобактериями и выветривания кристаллизационной воды.

Исходным веществом для установки титра тиосульфата натрия служит дихромат калия $K_2Cr_2O_7$ (окислитель).

При титровании применяется *метод замещения*.

В основе йодометрического определения лежат две реакции:

$$K_2Cr_2O_7 + 6KI + 7H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + 3I_2 + 4K_2SO_4 + 7H_2O \quad (1)$$

Образуется йод в количестве, эквивалентном количеству $K_2Cr_2O_7$.

Уравнения электронного баланса:

$$1 \mid \quad \mid 2Cr^{6+} + 6\bar{e} \rightarrow 2Cr^{3+}$$
$$3 \mid 6 \mid 2I^- - 2\bar{e} \rightarrow 2I^o$$

Выделившийся йод оттитровывают раствором тиосульфата натрия:

$$2Na_2S_2O_3 + I_2^0 = Na_2S_4O_6 + 2NaI \quad (2)$$

Уравнения электронного баланса:

$$1 \mid 2 \mid 2S_2O_3^{2-} - 2\bar{e} \rightarrow S_4O_6^{2-}$$
$$1 \mid 2 \mid I_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2I^-$$

Индикатор – раствор крахмала, который добавляют в данном случае в конце титрования, когда концентрация йода мала, и раствор имеет соломенно-желтую окраску. В присутствии крахмала раствор приобретает синюю окраску, титрование продолжают до обесцвечивания раствора.

Методом йодометрии можно определять восстановители *прямым титрованием.* Титрант – раствор йода, который готовят растворением точной навески смеси I_2 с KI ($I_2 + KI = K[I_3]$) в дистиллированной воде. Приготовленный раствор хранят в склянке из темного стекла во избежание окисления йодида и улетучивания йода. Индикатором служит раствор крахмала, который добавляют в начале титрования. Точку эквивалентности фиксируют по появлению синего окрашивания раствора от избыточной капли раствора йода.

Йодометрия используется для определения: свободного хлора в воде; йодного числа растительного масла и жира; меди, ртути и других металлов; витамина С; лактозы и глюкозы в пищевых продуктах.

Примеры расчетов в методе йодометрии. При решении задач по данному методу также *следует помнить*, *что в любой реакции вещества реагируют в эквивалентных количествах:* число эквивалентов одного из веществ равно числу

эквивалентов другого вещества, прореагировавшего с ним, и равно числу эквивалентов каждого из получившихся в результате реакций веществ.

Основная расчетная формула титрования исходит из этого закона эквивалентов, произведение «N·V» постоянно, то есть чем больше нормальность раствора, тем меньше его объем, содержащий определенное количество эквивалентов.

Пример 1. Сколько граммов $K_2Cr_2O_7$ содержится в растворе, если после добавления к нему избытка KI и H_2SO_4 на титрование выделившегося йода пошло 30,0 мл 0,1 н раствора $Na_2S_2O_3$?

Решение.

1) Количество дихромата калия определяем по формуле:

m = Э · N ·V/1000, учитывая, что при данном йодометрическом определении количества $Na_2S_2O_3$ и $K_2Cr_2O_7$ эквивалентны, а Э $K_2Cr_2O_7$ = M/6 = 49,03 г, то масса составит: m = 49,03 · 0,1 · 30/1000 = 0,1471 г.

Пример 2. Навеска 6,8920 г тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$ растворена в мерной колбе емкостью 500 мл. На титрование 25,0 мл этого раствора пошло 25,2 мл рабочего раствора йода 0,05510 н. концентрации. Определить процентное содержание безводного тиосульфата натрия в образце.

Решение.

1) Нормальность раствора тиосульфата натрия:

$$N_{Na_2S_2O_3} = N_{I_2} \cdot V_{I_2} / V_{Na_2S_2O_3} = 0{,}05510 \cdot 25{,}2/25{,}0 = 0{,}0555 \text{ н.}$$

2) Содержание тиосульфата натрия в 500 мл раствора:

$$m = Э \cdot N \cdot V/1000 = 158{,}11 \cdot 0{,}0555 \cdot 500/1000 = 4{,}3908 \text{ г.}$$

где $Э_{Na_2S_2O_3}$ = M = 158,11 г.

3) Процентное содержание тиосульфата натрия в навеске:

% = m · 100/6,8920 = 4,3908 ·100/6,8920 = 63,71 %.

Пример 3. Определить количество йода в растворе, если на титрование пошло 10,3 мл тиосульфата натрия. $T_{Na_2S_2O_3/I_2}$ = 0,01290 г/см^3.

Решение.

1) Находим нормальность тиосульфата натрия из формулы:

$T_{Na_2S_2O_3/I_2} = N_{Na_2S_2O_3} \cdot Э_{I_2}/1000$. Откуда $N_{Na_2S_2O_3} = T_{Na_2S_2O_3/I_2} \cdot 1000/Э_{I_2}$

$N_{Na_2S_2O_3}$ = 0,01290 ·1000/127 = 0,10116 н.,

где $Э_{I_2}$ = M/2 = 127 г.

2) Количество йода в растворе:

$$m = Э \cdot N \cdot V/1000 = 127 \cdot 0,1016 \cdot 10,3/1000 = 0,1329 \text{ г.}$$

Исходные материалы и данные:

Вариант задания	**Раствор**	**Объем раствора, см^3**	**Вещество**	**Навеска, г**
1	$Na_2S_2O_3$	21,09	$K_2Cr_2O_7$	0,1053
2	$Na_2S_2O_3$	41,59	$K_2Cr_2O_7$	0,2122
3	$Na_2S_2O_3$	15,67	$CuSO_4$	0,3913
4	K_2CrO_4	12,73	$(NH_4)_2Fe(SO_4) \cdot 6H_2O$	0,4992
5	$K_2Cr_2O_7$	25,88	$(NH_4)_2Fe(SO_4) \cdot 6H_2O$	0,5000
6	$Na_2S_2O_3$	16,78	I_2	0,2129
7	$Na_2S_2O_3$	34,56	$K_2Cr_2O_7$	0,1718
8	$Na_2S_2O_3$	22,44	KIO_3	0,1601
9	$Na_2S_2O_3$	33,56	I_2	0,4258
10	$Na_2S_2O_3$	50,34	I_2	0,6387

Содержание и порядок выполнения работы:

1 Ознакомиться с теоретической частью занятия.

2 По заданному варианту вычислить нормальность и титр раствора, если на титрование навески пошел определенный объем раствора.

3 Оформить отчет по практической работе.

4 Ответить на контрольные вопросы.

Содержание отчета:

Наименование практического занятия

Цель занятия

Вариант задания

Отчет о выполнении на каждый этап раздела «Содержание и порядок выполнения работы»

Список использованной литературы и других источников

Выводы

Даты и подписи курсанта и преподавателя

Вопросы для самопроверки:

1. Какие методы количественного анализа относятся к методам оксидиметрии?

2. Назовите основные условия йодометрического титрования.

3. Какая реакция лежит в основе метода йодометрии?

4. Назовите рабочий раствор для йодометрического определения окислителей. Как его хранят?

5. Назовите рабочий раствор для йодометрического определения восстановителей. Как его готовят и хранят?

6. Назовите исходное вещество для определения титра тиосульфата натрия.

7. Назовите рабочий раствор для определения окислителей методом йодометрии.

8. Назовите рабочий раствор для определения восстановителей методом йодометрии.

9. Напишите уравнение реакции взаимодействия дихромата калия с йодидом калия.

10. Напишите уравнение реакции, которая происходит при титровании тиосульфатом натрия раствора йода.

11. Какое вещество применяется в качестве индикатора в йодометрии? Каковы особенности его использования для йодометрического определения окислителей и восстановителей?

12. Какие аналитические задачи решают методом йодометрии?

Список использованных источников:

Виды источников	Наименование рекомендуемых учебных изданий
Основные	1. Никитина, Н. Г. Аналитическая химия [Электронный ресурс] : учебник и практикум для сред. проф. образования / Н. Г. Никитина, А. Г. Борисов, Т. И. Хаханина. - 4-е изд., испр. и доп. - М. : Юрайт, 2021. 2. Вершинин, В. И. Аналитическая химия [Электронный ресурс] : учебник / В. И. Вешинин, И. В. Власова, И. А. Никифорова. - 3-е изд. - Санкт-Петербург : Лань, 2019. - 428 on-line
Дополнительные	1. Аналитическая химия. Учебник для студ. сред. проф. учеб. заведений. Под ред. А.А. Ищенко. М., ИЦ «Академия», 2011 – с. 317 *Методические пособия и рекомендации для выполнения практических занятий, лабораторных и самостоятельных работ*
Электронные образовательные ресурсы	1. ЭБС «Book.ru», https://www.book.ru 2. ЭБС « ЮРАЙТ»https://www.biblio-online.ru 3. ЭБС «Академия», https://www.academia-moscow.ru 4. Издательство «Лань», https://e.lanbook.com 5.Электронно-библиотечная система «Университетская библиотека онлайн»,https://www.biblioclub.ru
Периодические издания	