

Учреждение образования
«Витебская ордена «Знак Почета» государственная академия
ветеринарной медицины»

В.М. Холод, Т.В. Пипкина, О.В. Господарик

**ЛАБОРАТОРНЫЕ И ПРАКТИЧЕСКИЕ
ЗАНЯТИЯ ПО ОБЩЕЙ И
НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

Учебно-методическое пособие
для студентов специальности «Ветеринарная фармация»

Витебск
ВГАВМ
2011

УДК 546(07)(075.8)
ББК 24.1 я73
Х 73

Рекомендовано в качестве учебно-методического пособия редакционно-издательским советом УО «Витебская ордена «Знак Почета» государственная академия ветеринарной медицины» от 21.06.2010 г. (протокол №1).

Авторы:

доктор биологических наук, профессор В. М. Холод, ст. преподаватель Т.В. Пипкина, ст. преподаватель О. В. Господарик

Рецензенты:

кандидат ветеринарных наук, доцент Н. Г. Толкач, кандидат биологических наук, доцент Е. Н. Кудрявцева

Холод В.М.

X 73 Лабораторные и практические занятия по общей и неорганической химии: уч.-метод. пособие / В. М. Холод, Т. В. Пипкина, О. В. Господарик. – 2-е изд. стереотипн. – Витебск: ВГАВМ, 2011. - 64 с.

ISBN

Учебно-методическое пособие составлено в соответствии с типовой учебной программой по общей и неорганической химии для высших учебных заведений по специальности 1-74 03 05 «Ветеринарная фармация». Пособие включает работы по общей и неорганической химии, вопросы и задания к коллоквиумам, а также план задания выносимого на управляемую самостоятельную работу. По каждой теме сформулированы основные теоретические вопросы, приведены примеры решения задач и задания для самостоятельной внеурочной работы. Учебно-методическое пособие будет способствовать выработке у студентов навыков самостоятельной работы и улучшит подготовку к лабораторно-практическим занятиям.

УДК
546(07)(075.8)
ББК 24.1 я73

ISBN

© Холод В. М., Пипкина Т. В., Господарик О. В., 2011
© Учреждение образования «Витебская ордена «Знак Почета» государственная академия ветеринарной медицины», 2011

СОДЕРЖАНИЕ

	стр.
Введение	4
Техника безопасности при работе в лаборатории аналитической химии	5
Тема 1. «Основные химические понятия и законы»	7
Тема 2. «Энергетика химических процессов»	9
Тема 3. «Кинетика химических реакций. Химическое равновесие»	11
Тема 4. «Растворы. Способы выражения состава растворов»	16
Тема 5. «Растворы. Свойства растворов неэлектролитов. Свойства растворов электролитов»	18
Тема 6. «Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель»	21
Тема 7. «Гидролиз солей. Буферные растворы»	22
Тема 8 «Строение атома. Химическая связь»	26
Тема 9. «Окислительно-восстановительные реакции»	27
Тема 10. «Комплексные соединения»	32
Тема 11: «Элементы VIIA группы»	38
Тема 12: «Элементы VIA группы»	40
Тема 13: «Элементы VA группы»	42
Тема 14: «d-элементы»	44
Вопросы и задания к коллоквиуму №1	48
Вопросы и задания к коллоквиуму №2	50
Вопросы и задания к коллоквиуму №3	52
Литература	54
Приложение	55

ВВЕДЕНИЕ

Учебно-методическое пособие «Лабораторные и практические занятия по общей и неорганической химии» предназначено для студентов специальности «Ветеринарная фармация». Настоящее учебно-методическое пособие представляет собой руководство к выполнению лабораторных работ и проведению практических занятий. Оно составлено в соответствии с образовательным стандартом, типовой учебной программой дисциплины, количеством выделенных часов и включает 14 тем лабораторных и практических занятий. Приведенный в пособии материал базируется на современных представлениях о строении вещества, а также важнейших общих закономерностях протекания химических реакций.

Учебно-методическое пособие охватывает важнейшие разделы курса общей и неорганической химии, технику лабораторных работ и описание выполняемых опытов, а также правила их оформления.

Лабораторные работы являются достаточно простыми в выполнении, они составлены с учетом того, что эта дисциплина изучается в первом семестре, и студенты не обладают достаточными навыками. В тоже время они в значительной мере способствуют закреплению основных теоретических положений изучаемого курса. Описание техники выполнения лабораторных работ позволяет студентам подготовиться к ее выполнению заранее и не терять время на изучение во время проведения аудиторных занятий. Это способствует более продуктивному использованию времени лабораторно-практических занятий, что особенно важно в условиях небольшого числа часов, отведенных на дисциплину.

Учебно-методическое пособие имеет универсальную структуру: в каждой теме приведены основные теоретические вопросы, на которые следует обратить внимание при изучении, рассмотрены примеры решения типовых задач, приведены вопросы и задачи для самостоятельной работы, в случае лабораторного занятия – дано описание выполняемых лабораторных работ.

Вторая часть пособия посвящена химии элементов и их соединений. Используется наиболее распространенная в практике преподавания химии последовательность их изучения – сначала элементы главных подгрупп начиная с галогенов, а затем элементы побочных подгрупп.

В пособии приведены также вопросы и задачи к 3-ем коллоквиумам, на которые выносятся наиболее важный материал изучаемого курса: «Энергетика и кинетика химических реакций», «Учение о растворах» и «Строение вещества. Комплексные соединения». Знакомство с требованиями, которые будут предъявлены на коллоквиумах, позволит студентам наиболее эффективно подготовиться как к самим коллоквиумам, так и к семестровому экзамену.

ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ЛАБОРАТОРИИ АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ

1. Работать одному в лаборатории строго запрещается.
2. При работе будьте предельно внимательны. Работайте тщательно, аккуратно. Выполняйте только порученную Вам работу.
3. На лабораторном столе не должно быть посторонних вещей (портфелей, сумок, головных уборов и т.д.). Для них должно быть специальное место.
4. В лаборатории категорически запрещается пить воду, принимать пищу, курить.
5. Приступая к анализу, необходимо тщательно изучить содержание работы, проверить наличие всех необходимых реактивов, посуды и оборудования.
6. Все реактивы, используемые при работе, должны быть снабжены этикетками. Пользоваться реактивами без этикеток (или с нечетко написанными этикетками) запрещается.
7. Категорически запрещается всасывать ртом в пипетку растворы кислот, щелочей и аммиака с концентрацией выше 5%.
8. С ядовитыми, раздражающими органы дыхания и дурно пахнущими веществами необходимо работать только в вытяжном шкафу.
9. Не пробуйте химические вещества на вкус. При исследовании запаха жидкости нужно осторожно направлять ее пары к себе легким движением ладони.
10. Концентрированные кислоты и щелочи следует хранить в вытяжном шкафу. Их следует переливать осторожно, под тягой, не уносить их на свои рабочие места.
11. Сухие вещества следует отбирать из банок сухим шпателем или специальной ложкой. Запрещается брать сыпучие реактивы незащищенными руками.
12. Не выливайте излишки реактива в общую склянку во избежание возможного загрязнения содержимого склянки.
13. При разбавлении кислоты (особенно серной) необходимо осторожно небольшими порциями добавлять ее к воде (а не наоборот).
14. Отработанные концентрированные кислоты или щелочи следует выливать не в раковину, а в специально подготовленные банки, установленные под тягой.
15. Работу с легковоспламеняющимися и взрывоопасными жидкостями (эфир, спирт, ацетон и др.) следует проводить вдали от источника открытого огня.
16. При нагревании жидкостей нельзя держать пробирку или колбу отверстием к себе или в сторону находящегося рядом человека.
17. Если в лаборатории чувствуется запах газа, немедленно выключайте общую газовую магистраль, проверьте вентили газовых горелок и тща-

тельно проветрите помещение. Категорически запрещается пользоваться спичками и включать электрический свет.

18. По окончании работы следует вымыть всю бывшую в употреблении посуду и привести в порядок свое рабочее место.
19. При всех несчастных случаях следует немедленно обращаться к преподавателю, ведущему занятие.
20. При ожоге концентрированными кислотами необходимо промыть обожженное место струей воды, а затем 2-3% раствором соды.
21. При ожоге едкими щелочами обожженное место следует промыть водой до полного удаления щелочи, а затем 2-3% раствором борной или уксусной кислот.

Тема 1. «Основные химические понятия и законы»

Основные вопросы темы

1. Атомно-молекулярное учение. Химический элемент, атом, молекула. Относительная атомная масса элементов и относительная молекулярная масса. Атомная единица массы (а.е.м.). Постоянная Авогадро. Расчет абсолютных масс атомов и молекул.
2. Моль – мера количества вещества. Молярная масса. Расчеты с использованием понятия «моль».
3. Закон Авогадро. Следствия из закона Авогадро. Молярный объем газа. Определение относительной плотности одного газа по другому.
4. Закон постоянства состава. Границы его применения. Соединения постоянного и переменного состава.
5. Закон эквивалентов. Химический эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента.
6. Расчет молярных масс эквивалентов простых и сложных веществ.

Примеры решения задач

Пример 1. Определите массу фторида натрия NaF, если его химическое количество равно 0,5 моль.

Решение: Массу вещества можно рассчитать по формуле:

$$m = M \cdot n,$$

где: M – молярная масса вещества;

n – химическое количество вещества.

$$M(\text{NaF}) = 42 \text{ г/моль}; \quad n = 0,5 \text{ моль.}$$

$$m(\text{NaF}) = 42 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ моль} = 21 \text{ г}$$

Пример 2: Вычислите абсолютную массу одной молекулы йода I_2 .

Решение: Молярная масса йода $M(\text{I}_2)$ равна 254 г/моль. Один моль йода содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул, поэтому масса одной молекулы йода равна:

$$m_{\text{мол-лы}}(\text{I}_2) = 254 \text{ г} / 6,02 \cdot 10^{23} = 4,2 \cdot 10^{-22} \text{ г.}$$

Пример 3: Вычислите молярную массу эквивалента марганца в соединениях MnO_2 и Mn_2O_7 .

Решение: Молярная масса эквивалента элемента вычисляется по формуле:

$$M_{\text{э}} = \frac{M(\text{A})}{z},$$

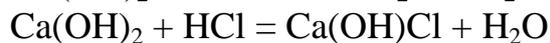
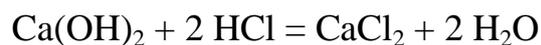
где: $M(\text{A})$ – молярная масса элемента;

z – валентность элемента в данном соединении.

$$\text{Поэтому для } \text{MnO}_2 \quad M_{\text{э}}(\text{Mn}) = 55/4 = 13,75 \text{ г/моль.}$$

$$\text{для } \text{Mn}_2\text{O}_7 \quad M_{\text{э}}(\text{Mn}) = 55/7 = 7,86 \text{ г/моль.}$$

Пример 4: Определите молярную массу эквивалента $\text{Ca}(\text{OH})_2$, исходя из уравнений реакций:



Решение: Молярная масса эквивалента сложного вещества определяется той реакцией, в которой это вещество участвует. Она равна молярной массе вещества, деленной на суммарную валентность замещенных радикалов, которая определяется, исходя из уравнения реакции.

Поэтому для первой реакции:

$$M_{\text{Э}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{74 \text{ г/моль}}{2} = 37 \text{ г/моль},$$

так как заместились 2 одновалентные группы OH .

Для второй реакции:

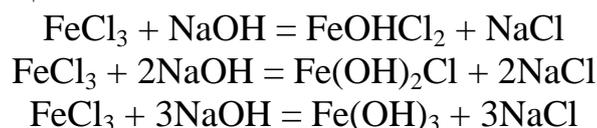
$$M_{\text{Э}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{74 \text{ г/моль}}{1} = 74 \text{ г/моль},$$

так как в ходе реакции заместились 1 группа OH .

Вопросы и задачи для самостоятельной работы

- Сколько грамм вещества содержится в:
 - 2 моль H_2SO_4 ;
 - 1,5 моль Na_2SO_4 ;
 - 0,5 моль $\text{Ba}(\text{OH})_2$.
- Рассчитайте количество моль и моль-эквивалентов вещества в данной массе вещества:
 - 20 г K_2SO_4 ;
 - 15,6 г FeCl_3 ;
 - 12 г $\text{Cu}(\text{OH})_2$.
- Какой объем займет при нормальных условиях смесь 0,2 моль водорода и 0,5 моль кислорода?
- Плотность паров брома по воздуху 5,5. Из скольких атомов состоит молекула брома?
- Кислород содержит примесь озона. После разложения озона объем газа увеличился на 1%. Какова объемная доля (в %) озона в исходной пробе?
- Вычислите абсолютную массу атома железа.
- Рассчитайте химическое количество меди массой 6,35 г. Сколько атомов меди содержится в данном образце?
- Сера образует несколько оксидов. Содержание серы в одном из них равно 50%, в другом – 40%. Определите молярные массы эквивалентов серы в оксидах, если молярная масса эквивалента кислорода 8 г/моль.
- Рассчитайте молярные массы эквивалентов: $\text{Al}(\text{OH})_3$, H_3PO_4 , HClO_4 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Чему равен фактор эквивалентности в каждом из этих случаев?

10. Определите молярную массу эквивалента хлорида железа (III), исходя из следующих реакций:



11. Рассчитайте молярные массы эквивалента оксидов MgO, MnO₂, Cl₂O₇, P₂O₅, K₂O.

Тема 2. «Энергетика химических процессов»

Основные вопросы темы

1. Понятие о системе и фазе. Системы гомогенные и гетерогенные, открытые, закрытые, изолированные. Внутренняя энергия системы. Первое начало термодинамики.
2. Термохимия. Термохимические уравнения. Тепловой эффект реакции. Реакции экзотермические и эндотермические. Первый закон термохимии (закон Лавуазье- Лапласа).
3. Энтальпия. Стандартная энтальпия образования и стандартная энтальпия сгорания веществ.
4. Закон Гесса и следствия из него. Расчет теплового эффекта реакции по стандартным энтальпиям образования и сгорания веществ.
5. Второе начало термодинамики. Свободная энергия (энергия Гиббса). Стандартная свободная энергия.
6. Определение изменения свободной энергии в ходе реакции. Реакции экзергонические и эндергонические.
7. Энтропия. Расчет изменения энтропии в ходе реакции. Связь между энтропией, энтальпией и свободной энергией.
8. Фазовые равновесия. Энтальпия и энтропия фазовых превращений.

Примеры решения задач

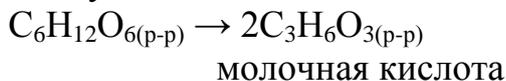
Пример 1. Вычислить тепловой эффект реакции ($\Delta H^\circ_{p-ции}$) при стандартных условиях: $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$

Решение: а) В таблице находим значения стандартных энтальпий образования: $\Delta H^\circ_{обр}(\text{NH}_3) = -46$ кДж/моль; $\Delta H^\circ_{обр}(\text{NO}) = 91$ кДж/моль; $\Delta H^\circ_{обр}(\text{H}_2\text{O}) = -286$ кДж/моль. Стандартные энтальпии образования простых веществ равны 0.

б) Согласно первому следствию из закона Гесса тепловой эффект химической реакции равен сумме энтальпий образования продуктов реакции за вычетом суммы энтальпий образования исходных реагентов с учетом стехиометрических коэффициентов реакции

$$\Delta H^{\circ}_{\text{р-ции}} = [4\Delta H^{\circ}_{\text{обр}}(\text{NO}) + 6\Delta H^{\circ}_{\text{обр}}(\text{H}_2\text{O})] - [4\Delta H^{\circ}_{\text{обр}}(\text{NH}_3) + 5\Delta H^{\circ}_{\text{обр}}(\text{O}_2)] = \\ = [4 \cdot 91 + 6(-286)] - [4(-46) + 5 \cdot 0] = -1168 \text{ кДж.}$$

Пример 2. Вычислить свободную энергию процесса гликолиза происходящего в организме животных. Может ли он протекать самопроизвольно при стандартных условиях.



$$\Delta G^{\circ}_{\text{обр}} \quad -917 \quad -539 \text{ кДж/моль (табличные данные)}$$

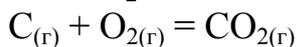
Решение: Изменение свободной энергии в ходе реакции определяется как разность свободных энергий образования продуктов реакции за вычетом свободных энергий образования исходных реагентов с учетом стехиометрических коэффициентов

$$\Delta G^{\circ}_{\text{р-ции}} = 2\Delta G^{\circ}_{\text{обр}}(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3) - \Delta G^{\circ}_{\text{обр}}(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 2(-539) - (-917) = -161 \text{ кДж}$$

Реакция может протекать самопроизвольно.

Пример 3. При взаимодействии 3 г углерода с кислородом с образованием CO_2 выделилось 98 кДж энергии. Рассчитайте энтальпию образования CO_2 .

Решение: Энтальпия образования CO_2 соответствует реакции



Отсюда: 3 г С – 98 кДж

12 г С – x кДж,
(1 моль)

$$x = 392 \text{ кДж. Следовательно } \Delta H^{\circ}_{\text{обр}}(\text{CO}_2) = -392 \text{ кДж/моль}$$

Вопросы и задачи для самостоятельной работы

1. Что понимается под энтальпией образования и энтальпией сгорания вещества? Как их используют для определения теплового эффекта реакции?
2. Как определить возможность самопроизвольного протекания химической реакции? На основании какого термодинамического параметра она рассчитывается?
3. При взаимодействии 2,1 г железа с серой выделилось 3,77 кДж теплоты. Рассчитайте энтальпию образования сульфида железа.
4. Энергетические затраты коровы на образование 1 л молока составляют 3000 кДж. Какое количество глюкозы будет затрачено на образование 20 л молока, если допустить, что процесс молокообразования энергетически обеспечивается только за счет окисления глюкозы по уравнению:

$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(\text{к})} + 6\text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 6\text{CO}_{2(\text{г})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$$
5. Исходя из стандартных значений энтальпий сгорания веществ, рассчитайте стандартную энтальпию образования пропанола-1.

6. Какой путь разложения глюкозы термодинамически наиболее вероятен? Какой реализуется в организме? Почему?
- а) $C_6H_{12}O_{6(к)} + 6O_{2(г)} \rightarrow 6CO_{2(г)} + 6H_2O_{(ж)}$
 б) $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_5OH_{(ж)} + 2CO_{2(г)}$
7. Может ли оксид азота (I), используемый в медицине и ветеринарии в качестве наркотического средства, вызывать отравление в результате превращения в токсичный оксид азота (II).
- $$2N_2O_{(г)} + O_{2(г)} = 4NO_{(г)}$$
8. Пользуясь справочными данными, рассчитать изменения энтальпии, энтропии и свободной энергии в процессе аэробного окисления глюкозы в организме животных. Реакция идет в соответствии с уравнением:
- $$C_6H_{12}O_{6(р)} + 6O_{2(р)} \rightarrow 6CO_{2(р)} + 6H_2O_{(ж)}$$
9. Какое количество теплоты поглотится при растворении в воде 25 г бромида калия, если $\Delta H^{\circ}_{\text{раств.}}(KBr) = 17 \text{ кДж/моль}$.

Тема 3. «Кинетика химических реакций.

Химическое равновесие»

Основные вопросы темы

1. Определение скорости химической реакции. Средняя и мгновенная скорость. Факторы, от которых зависит скорость химической реакции.
2. Влияние концентрации реагирующих веществ. Реакции простые и сложные. Закон действия масс и границы его применения. Порядок реакции.
3. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа, температурный коэффициент.
4. Энергия активации, ее влияние на скорость реакции. Уравнение Аррениуса.
5. Катализаторы. Гомогенный и гетерогенный катализ. Особенности ферментативного катализа.
6. Влияние давления на скорость химической реакции. Закон Дальтона. Парциальное давление и его связь с концентрацией.
7. Химическое равновесие. Константа химического равновесия и ее вывод. Химическое равновесие в гомогенных и гетерогенных системах. Константа равновесия и энергия Гиббса.
8. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Равновесие истинное и ложное.

Примеры решения задач

Пример 1. Вычислить среднюю скорость реакции, если начальная концентрация исходных веществ равна 8 моль/л, а через 2 мин – 4 моль/л.

Решение:
$$V_{\text{ср}} = \pm \frac{C_{\text{кон}} - C_{\text{нач}}}{\Delta\tau} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta\tau} = -\frac{4-8}{120} = 0,033 \text{ моль/л}\cdot\text{с}$$

Пример 2. Как изменится скорость прямой реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$, если концентрацию SO_2 увеличить в 2 раза и концентрацию O_2 в 3 раза?

Решение: а) Скорость реакции (V_1) при начальных концентрациях равна:

$$V_1 = k [\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

б) При новых концентрациях SO_2 и O_2 скорость реакции (V_2) будет равна: $V_2 = k [2\text{SO}_2]^2 \cdot [3\text{O}_2] = 12k [\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2] = 12V_1$

Скорость реакции увеличится в 12 раз.

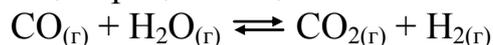
Пример 3. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на 30°C , если температурный коэффициент скорости реакции равен 2?

Решение: По уравнению Вант-Гоффа: $v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot 2^{\frac{30}{10}} = v_{t_1} \cdot 2^3 = 8 \cdot v_{t_1}$$

Скорость реакции возрастает в 8 раз.

Пример 4. Начальные концентрации веществ в системе:



были равны (моль/л): $C_0(\text{CO}) = 0,5$; $C_0(\text{H}_2\text{O}) = 0,6$; $C_0(\text{CO}_2) = 0,4$; $C_0(\text{H}_2) = 0,2$. Чему равны концентрации всех участвующих в реакции веществ после того, как прореагирует 30% водяных паров?

Решение: 1. Рассчитаем, какое количество воды прореагировало:

$$C(\text{H}_2\text{O}) = 0,6 \cdot 0,3 = 0,18 \text{ (моль/л)}$$

2. Концентрация воды после реакции:

$$C_1(\text{H}_2\text{O}) = 0,6 - 0,18 = 0,42 \text{ (моль/л)}$$

3. Согласно уравнению, 1 моль CO реагирует с 1 моль H_2O , при этом образуется 1 моль CO_2 и 1 моль H_2 . Если воды прореагировало 0,18 моль/л, то и CO прореагирует 0,18 моль/л, и CO_2 и H_2 образуется тоже по 0,18 моль/л. Значит, концентрация CO уменьшится на 0,18 моль и станет равна:

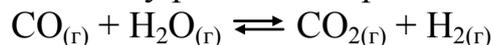
$$C_1(\text{CO}) = 0,5 - 0,18 = 0,32 \text{ (моль/л)}$$

а концентрации CO_2 и H_2 увеличатся на 0,18:

$$C_1(\text{CO}_2) = 0,4 + 0,18 = 0,58 \text{ (моль/л)}$$

$$C_1(\text{H}_2) = 0,2 + 0,18 = 0,38 \text{ (моль/л)}$$

Пример 5. Рассчитайте константу равновесия реакции



если концентрации всех участвующих веществ в реакции в момент равновесия равны (моль/л): $C(\text{H}_2\text{O}) = 0,42$; $C(\text{CO}_2) = 0,58$; $C(\text{CO}) = 0,32$; $C(\text{H}_2) = 0,38$.

Решение:
$$K_C = \frac{C(\text{CO}_2) \cdot C(\text{H}_2)}{C(\text{CO}) \cdot C(\text{H}_2\text{O})} = \frac{0,58 \cdot 0,38}{0,32 \cdot 0,42} = 1,64$$

Вопросы и задачи для самостоятельной работы

1. Для каких реакций применим закон действия масс? Что характеризует константа скорости реакции?
2. Как объяснить влияние температуры на скорость химической реакции?
3. Как объяснить ускорение химической реакции под действием катализатора?
4. Какой физический смысл имеет константа химического равновесия? Что она характеризует.
5. Чем отличается истинное равновесие от ложного? К какому из них применим принцип Ле-Шателье?
6. Как изменится скорость прямой и скорость обратной реакции при увеличении давления в 3 раза? $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$. Произойдет ли смещение равновесия?
7. Химическая реакция при 10°C заканчивается за 8 минут. При какой температуре она закончится за 1 минуту при температурном коэффициенте равном 2?
8. Реакция идет согласно уравнению $\text{H}_{2(г)} + \text{I}_{2(г)} = 2\text{HI}_{(г)}$. Начальные концентрации реагирующих веществ были равны: $[\text{H}_2] = 0,1$ моль/л; $[\text{I}_2] = 0,5$ моль/л. Рассчитайте концентрации всех участвующих в реакции веществ, после того как прореагировало 50% водорода.
9. При состоянии равновесия в системе: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ концентрации участвующих в реакции веществ равны: $C(\text{SO}_2) = 2$ моль/л; $C(\text{O}_2) = 1$ моль/л; $C(\text{SO}_3) = 3$ моль/л. Рассчитать: а) константу равновесия; б) исходные концентрации SO_2 и O_2 ; в) направление смещения равновесия при увеличении концентрации SO_3 .

Лабораторная работа № 1.

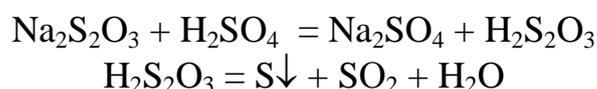
Зависимость скорости реакции от концентрации, температуры, катализатора. Смещение химического равновесия.

Цель работы: Изучить влияние на скорость химической реакции и состояние химического равновесия концентрации реагирующих веществ и температуры.

Выполнение лабораторной работы:

1. Зависимость скорости реакций от концентрации реагирующих веществ.

Изучение зависимости скорости реакции от концентрации проводится на примере реакции между H_2SO_4 и $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, которая сопровождается выпадением осадка.



О скорости реакции судят по времени появления помутнения от образующейся серы. Время отсчитывают от начала реакции (момент сливания реактивов) до появления заметного для глаза помутнения. Поэтому во всех трех опытах изменение концентрации серы (до первого появления мути) будет иметь одну и ту же величину, которую можно принять за 1. Тогда скорость выражается как обратная величина времени.

Проделайте 3 опыта с разной концентрацией $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Опыт 1. В колбу емкостью 100 мл отмерьте из бюретки 15 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. В пробирку отмерьте из бюретки 10 мл H_2SO_4 . Вылейте кислоту из пробирки в колбу с раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. В момент добавления H_2SO_4 запустите секундомер. Отсчитайте число секунд, прошедших от момента сливания раствора до появления помутнения.

Опыт 2. Повторите опыт, изменив концентрацию $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Для этого в колбу отмерьте из бюреток 10 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 5 мл воды и прибавьте 10 мл раствора H_2SO_4 , как в первом опыте. Заметьте время появления помутнения.

Опыт 3. Отмерьте в колбу 5 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 10 мл воды и добавьте 10 мл H_2SO_4 из пробирки. Отметьте время появления помутнения.

Сформулируйте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

2. Зависимость скорости реакции от температуры.

Опыт 1. Отмерьте из бюретки в одну пробирку 15 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в другую – 10 мл раствора H_2SO_4 . Поместите термометр в пробирку с серной кислотой и измерьте ее температуру. Слейте растворы в колбу вместимостью 100 мл, и отметьте время появления помутнения.

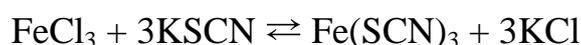
Опыт 2. Отмерьте в 2 пробирки то же количество растворов $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 . Поместите пробирки в кипящую водяную баню и нагрейте растворы на 10°C выше первоначальной температуры (под контролем термометра). Слейте растворы из пробирок в колбу, и отметьте время появления помутнения.

Опыт 3. Опыт повторите, нагрев растворы на 20°C выше первоначальной температуры.

Вычислите температурный коэффициент реакции по правилу Вант-Гоффа и сделайте вывод о влиянии температуры на скорость реакции.

3. Влияние концентрации реагирующих веществ на состояние равновесия.

Смещение равновесия можно наблюдать при проведении реакции между хлоридом железа (III) и тиоцианатом калия.



Раствор FeCl_3 – слабо желтого цвета, растворы KSCN и KCl – бесцветны, раствор $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ – кроваво-красного цвета. Поэтому смещение равновесия при изменении концентрации одного из компонентов реакции сопровождается изменением окраски раствора, которая светлеет или темнеет.

В 4 пробирки внесите по 5-7 капель 0,003 н раствора FeCl_3 и KSCN и перемешайте. Образуется раствор характерного кроваво-красного цвета, обусловленный присутствием малодиссоциированных молекул тиоцианата железа. Одну пробирку с полученным раствором сохраните для сравнения результатов опыта (эталон). В остальные пробирки добавьте следующие реактивы: в первую – 2-3 капли насыщенного раствора FeCl_3 , в другую – 2-3 капли насыщенного раствора KSCN , в третью – несколько кристаллов KCl .

Сравнить интенсивность окраски полученных растворов с интенсивностью окраски эталона. По изменению интенсивности окраски определить направление смещения равновесия.

Запишите выражение для константы равновесия, используя концентрации участников реакции. Сделайте вывод о влиянии изменения концентрации исходных веществ и продуктов реакции на смещение равновесия.

4. Влияние температуры на химическое равновесие

При действии йода на крахмал образуется непрочное соединение сложного состава, окрашенное в синий цвет. В общем виде ее можно представить уравнением:



В 2 пробирки налейте по 2-3 мл раствора крахмала и добавьте по 2-3 капли йодной воды. Наблюдайте появление синей окраски. Нагрейте одну из пробирок.

Что наблюдаете? Куда сместилось химическое равновесие? Укажите знак теплового эффекта прямой реакции. Объясните наблюдаемые изменения на основании принципа Ле-Шателье. Запишите выражение для константы равновесия, используя концентрации участников реакции.

Оформление лабораторной работы

1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

№ опыта	Объем $Na_2S_2O_3$ (мл)	Объем H_2O (мл)	Объем H_2SO_4 (мл)	Время, τ (сек)	Скорость, $v = 1/\tau$
1.					
2.					
3.					

2. Зависимость скорости реакции от температуры.

№ опыта	Объем $Na_2S_2O_3$ (мл)	Объем H_2SO_4 (мл)	Температура, t ($^{\circ}C$)	Время, τ	Скорость, $v = 1/\tau$
1.					
2.					
3.					

3. Влияние изменения концентрации на состояние равновесия.

№ опыта	Что добавлено	Изменение концентрации $Fe(CNS)_3$	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия
1.				
2.				
3.				

Тема 4. «Растворы. Способы выражения состава растворов»

Основные вопросы темы

1. Понятие раствор, растворитель, растворенное вещество.
2. Подчиняются ли растворы закону постоянства состава.
3. Термодинамические характеристики растворения: энтальпия, свободная энергия, энтропия процесса растворения.
4. Способы выражения состава растворов: массовая, объемная, мольная доля, молярная, мольная концентрации, молярная концентрация эквивалента.
5. Растворимость веществ. Факторы, влияющие на растворимость веществ. Закон Генри. Закон Сеченова.

Примеры решения задач

Пример 1. Вычислить, сколько г растворенного вещества содержится в 200 г 8,4% раствора NaCl.

Решение: Массовая доля вещества рассчитывается по формуле:

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\% \Rightarrow m_{\text{в-ва}} = \frac{\omega \cdot m_{\text{р-ра}}}{100\%}$$

$$m(\text{NaCl}) = \frac{8,4 \cdot 200}{100} = 16,8 \text{ г}$$

или: $100 - 8,4$

$$200 - m \quad m(\text{NaCl}) = \frac{200 \cdot 8,4}{100} = 16,8 \text{ г}$$

Пример 2. Сколько г NaOH необходимо взять для приготовления 100 мл 0,5М раствора?

Решение: $C_M = \frac{m}{M \cdot V_{(л)}} \Rightarrow m = C_M \cdot M \cdot V = 0,5 \cdot 40 \cdot 0,1 = 2 \text{ г}$

Пример 3. Содержание ионов K^+ в сыворотке крови составляет 20 мг%. Вычислите содержание ионов K^+ в сыворотке крови в ммоль/л ($\rho = 1,025 \text{ г/мл}$).

Решение: 1. Если $m_{\text{сыв. крови}} = 100 \text{ г}$, тогда $m(\text{K}^+) = 20 \text{ мг} = 20 \cdot 10^{-3} \text{ г}$

$$1. V_{\text{сыв.}} = \frac{m_{\text{сыв. крови}}}{\rho_{\text{сыв. крови}}} = \frac{100 \text{ г}}{1,025 \text{ г/мл}} = 97,6 \text{ мл} = 0,0976 \text{ л}$$

$$2. C_M(\text{K}^+) = \frac{20 \cdot 10^{-3} \text{ г}}{39 \text{ г/моль} \cdot 0,0976 \text{ л}} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л} = 5 \text{ ммоль/л}$$

Пример 4. Рассчитать массу фосфорной кислоты, необходимую для приготовления 500 мл 0,2 н раствора.

Решение: 1. $M_3(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{98}{3} = 32,67 \text{ г/моль}$

$$2. C_H = \frac{m}{M_3 \cdot V_{(л)}} \Rightarrow m = C_H \cdot M_3 \cdot V = 0,2 \cdot 32,67 \cdot 0,5 = 3,27 \text{ г}$$

Пример 5. Сколько мл 80% раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,7 \text{ г/см}^3$) нужно взять для приготовления 200 мл 0,1н раствора?

Решение: 1. $M_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль}$

$$2. C_H = \frac{m}{M_3 \cdot V} \Rightarrow m_{\text{в-ва}} = C_H \cdot M_3 \cdot V = 0,1 \cdot 49 \cdot 0,2 = 0,98 \text{ г}$$

$$3. \omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \Rightarrow m_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{\omega} = \frac{0,98}{0,8} = 1,22 \text{ г (80\% р-ра H}_2\text{SO}_4)$$

$$4. V_{\text{р-ра H}_2\text{SO}_4} = \frac{m}{\rho} = \frac{1,22}{1,7} = 0,72 \text{ мл (80\% р-ра H}_2\text{SO}_4)$$

Задачи для самостоятельной работы

1. Какой объем воды необходимо взять, чтобы из 50 г хлорида натрия приготовить 0,9% физиологический раствор?
2. В 500 мл воды растворили 120 мл хлороводорода (н.у.). Рассчитайте массовую долю соляной кислоты в полученном растворе.
3. К 500 мл 15% раствора серной кислоты ($\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$) прилили 100 мл воды. Рассчитайте массовую долю серной кислоты в полученном растворе.
4. Сколько граммов гидроксида бария нужно взять для приготовления 500 мл 0,2 н раствора? Как приготовить такой раствор?
5. В 500 мл воды растворили 80 мл этанола ($\rho_{\text{этанола}} = 0,8 \text{ г/см}^3$). Рассчитайте молярную концентрацию полученного раствора (изменением объема при смешивании пренебречь).
6. В 200 г воды растворили 4,5 г Na_2CO_3 . Рассчитайте молярную концентрацию и молярную долю растворенного вещества.
7. Сколько мл 20% раствора азотной кислоты ($\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$) необходимо для приготовления 500 мл 0,2М раствора?
8. Сколько мл раствора H_2SO_4 90% концентрации ($\rho = 1,82 \text{ г/см}^3$) необходимо для приготовления 200 мл 0,5 н раствора?
9. Содержание ионов натрия в сыворотке крови составляет 250 мг%. Выразите его содержание в сыворотке крови в ммоль/л.
10. В медицинской практике широко используется CaCl_2 . Сколько грамм кристаллического $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ потребуется для приготовления 200 мл 2% раствора ($\rho = 1 \text{ г/см}^3$) в расчете на безводную соль? Какова молярная концентрация и молярная концентрация эквивалента этого раствора?

Тема 5. «Растворы. Свойства растворов неэлектролитов. Свойства растворов электролитов»

Основные вопросы темы

1. Какие вещества называют неэлектролитами? Как они себя ведут при растворении?
2. Количественные свойства разбавленных растворов неэлектролитов: осмос, понижение давления насыщенного пара над раствором, повышения температуры кипения и понижение температуры замерзания, законы Вант-Гоффа и Рауля.
3. Осмотическое давление в биологических системах. Изотонические, гипертонические и гипотонические растворы. Онкотическое давление.
4. Определение молекулярной массы растворенного вещества по изменению температур кипения и замерзания растворов по сравнению с чистым растворителем.

5. Основные положения теории электролитической диссоциации. Диссоциация кислот, оснований, солей в водных растворах.
6. Применимость законов Вант-Гоффа и Рауля к растворам электролитов. Изотонический коэффициент.
7. Слабые электролиты. Степень и константа диссоциации слабых электролитов.
8. Сильные электролиты. Активность, коэффициент активности иона. Ионная сила раствора.

Примеры решения задач

Пример 1. Вычислить молярную массу неэлектролита, если его водный раствор с массовой долей 1,96% замерзает при $-0,248^{\circ}\text{C}$.

Решение: а) Понижение температуры замерзания растворов неэлектролитов рассчитывается по формуле:

$$\Delta t_{\text{зам}} = K \cdot C_m, \text{ где}$$

K – криоскопическая постоянная (для воды $1,86^{\circ}\text{C}$);

C_m – моляльная концентрация.

б) $\Delta t_{\text{зам}} = t_{\text{зам}}(\text{H}_2\text{O}) - t_{\text{зам}}(\text{р-ра}) = 0^{\circ}\text{C} - (-0,248^{\circ}\text{C}) = 0,248^{\circ}\text{C}$

в) Моляльная концентрация рассчитывается по формуле:

$$C_m = \frac{m_{\text{в-ва}}(\text{г})}{M \cdot m_{\text{р-ля}}(\text{кг})}$$

г) 1,96% раствор содержит 1,96 г неэлектролита и 98,04 г воды

$$\Delta t_{\text{зам}} = K \cdot \frac{m_{\text{в-ва}}}{M \cdot m_{\text{р-ля}}} \Rightarrow M = \frac{K \cdot m_{\text{в-ва}}}{\Delta t_{\text{зам}} \cdot m_{\text{р-ля}}} = \frac{1,86 \cdot 1,96}{0,248 \cdot 0,09804} = 149,9 \text{ г / моль}$$

Пример 2. Вычислить осмотическое давление при 37°C 20% раствора глюкозы ($\rho = 1,08 \text{ г/см}^3$), используемого для внутривенного введения.

Решение: а) По закону Вант-Гоффа

$$P_{\text{осм}} = C_m \cdot R \cdot T, \text{ где}$$

C_m – молярная концентрация;

R – газовая постоянная ($8,31 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}$);

T – абсолютная температура.

б) 20% раствор содержит 20 г глюкозы в 100 г раствора.

$$V_{\text{р-ра}} = \frac{m(\text{р-ра})}{\rho} = \frac{100}{1,08} = 92,6 \text{ мл} = 0,0926 \text{ л}$$

в) $C_m = \frac{m}{M \cdot V_{(\text{л})}}$

$$C_m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = \frac{20}{180 \cdot 0,0926} = 1,2 \text{ моль / л}$$

в) $P_{\text{осм}} = 1,2 \cdot 8,31 \cdot 310 = 3091,3 \text{ кПа}$

Пример 3. Рассчитать осмотическое давление 0,01М раствора КСl при 37⁰С, если кажущаяся степень диссоциации равна 0,96.

Решение: а) В растворах электролитов осмотическое давление рассчитывается по формуле:

$$P_{осм} = i \cdot C_m \cdot R \cdot T$$

б) Найдем изотонический коэффициент i

$$\alpha = \frac{i - 1}{n - 1}, \text{ где}$$

n – число ионов, на которые диссоциирует молекула электролита (для КСl $n = 2$)

$$0,96 = \frac{i - 1}{2 - 1} \Rightarrow i = 1,96$$

в) Находим осмотическое давление

$$P_{осм} = 1,96 \cdot 0,01 \cdot 8,31 \cdot 310 = 50,5 \text{ кПа}$$

Задачи для самостоятельной работы

1. Рассчитать осмотическое давление раствора при 25⁰С, содержащего 90 г глюкозы в 2 л раствора.
2. В радиатор автомобиля залили 8 л воды и 3 л этилового спирта ($\rho = 0,8 \text{ г/см}^3$). Ниже какой температуры антифриз замерзнет и радиатор разорвет?
3. В 200 г воды растворили 2,76 г неэлектролита, при этом температура замерзания раствора понизилась на 0,279⁰С. Рассчитать молярную массу неэлектролита.
4. Вычислить ионную силу раствора, содержащего 0,01 моль/л NaCl, 0,02 моль/л KCl и 0,03 моль/л K₂SO₄.
5. Вычислить константу диссоциации 0,1М раствора циановодородной кислоты, если ее степень диссоциации равна $2,5 \cdot 10^{-5}$.
6. Раствор, содержащий 0,53 г карбоната натрия в 200 г воды, замерзает при температуре -0,13⁰С. Вычислить кажущуюся степень диссоциации соли.
7. Вычислить температуру кипения и замерзания 10% раствора глюкозы.
8. Как изменится давление насыщенного пара над раствором, содержащим 5,85 г хлорида натрия в 800 г воды, если давление насыщенного пара над чистым растворителем при той же температуре составляет 7300 Па. Кажущаяся степень диссоциации хлорида натрия 0,92.

Тема 6. «Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель»

Основные вопросы темы

1. Диссоциация воды. Константа диссоциации. Ионное произведение воды.
2. Водородный показатель (рН). Значение рН в кислой, нейтральной и щелочной средах.
3. Определение рН в растворах сильных кислот и оснований.
4. Определение рН в растворах слабых кислот и оснований.
5. Индикаторный и потенциометрический методы определения рН.
6. рН биологических жидкостей и его значение.

Примеры решения задач

Пример 1. Рассчитать концентрацию ионов водорода в крови с рН = 7,42.

Решение: $pH = -\lg C_{H^+} \Rightarrow C_{H^+} = 10^{-pH} = 10^{-7,42} = 3,8 \cdot 10^{-8}$ моль/л

Пример 2. Рассчитайте рН 0,001М раствора КОН.

Решение: а) Так как КОН сильный электролит, то $C_{OH^-} = C_{KOH} = 0,001 = 10^{-3}$

$$\text{б) } [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}; [H^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11}$$

$$\text{в) } pH = -\lg C_{H^+} = -\lg 10^{-11} = 11$$

Пример 3. Вычислить рН 0,004М раствора уксусной кислоты ($K_{CH_3COOH} = 1,76 \cdot 10^{-5}$).

Решение: а) Уксусная кислота – слабая, поэтому

$$[H^+] = \sqrt{K_{к-ты} \cdot C} = \sqrt{1,76 \cdot 10^{-5} \cdot 4 \cdot 10^{-3}} = 2,64 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{б) } pH = -\lg C_{H^+} = -\lg 2,64 \cdot 10^{-4} = 3,58$$

Задачи для самостоятельной работы

1. Определите рН 0,001М раствора NH_4OH .
2. Вычислите рН 10% раствора HCl ($\rho = 1,04$ г/см³).
3. Рассчитайте рН желудочного сока, если массовая доля HCl в нем составляет в норме 0,5% ($\rho = 1$ г/см³).
4. рН внеклеточной среды – 7,4, внутриклеточной – 6,9. Где выше концентрация ионов водорода и во сколько раз?
5. Сколько мл 20% раствора HCl ($\rho = 1,1$ г/см³) нужно взять для приготовления 0,5 л раствора с рН = 2.

6. Вычислите рН 0,07М раствора NH_4OH , если степень диссоциации $\alpha = 1,4 \cdot 10^{-2}$.
7. Вычислите рН 0,01М раствора HCOOH .
8. Вычислите рН 2% раствора KOH ($\rho = 1,02 \text{ г/см}^3$).

Тема 7. «Гидролиз солей. Буферные растворы»

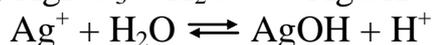
Основные вопросы темы

1. Гидролиз солей. Случаи гидролиза. В каком случае гидролиз не происходит. Молекулярные и ионные уравнения гидролиза.
2. Обратимость реакций гидролиза. Степень и константа гидролиза. Определение константы гидролиза через константу воды и константы диссоциации слабых кислот и оснований.
3. Буферные растворы. Состав и свойства буферных растворов.
4. Определение рН буферных растворов. Формулы Гендерсона-Гассельбаха.
5. Буферная емкость. Определение буферной емкости.
6. Буферные системы в организме животных и человека и их роль.

Примеры решения задач

Пример 1. Написать уравнение гидролиза, определить рН, 0,1М раствора нитрата серебра (I), если степень гидролиза равна 0,01%.

Решение: а) $\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AgOH} + \text{HNO}_3$



в) Определяем концентрацию H^+ в растворе

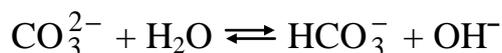
$$C_{\text{H}^+} = C_{\text{соли}} \cdot h = 0,1 \cdot 0,0001 = 10^{-5} \text{ моль/л}$$

г) Рассчитываем величину рН

$$pH = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 10^{-5} = 5$$

Пример 2. Напишите уравнение гидролиза и рассчитайте рН раствора, содержащего 2,12 г карбоната натрия в 200 мл раствора (учитывая, что при комнатной температуре гидролиз идет в основном по первой ступени).

Решение: а) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$



Это первая ступень гидролиза. Соответствующая константа гидролиза определяется значением константы диссоциации образующегося при гидролизе кислоты (HCO_3^-), т.е. второй константой диссоциации угольной кислоты ($K_{\text{к-ты } 2} = 4,7 \cdot 10^{-11}$)

б) Определяем молярную концентрацию NaHCO_3 в растворе

$$C_M = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{2,12 \text{ г}}{106 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ л}} = 0,1 \text{ моль/л}$$

в) Определяем константу гидролиза

$$K_2 = \frac{K_{\text{воды}}}{K_{\text{к-ты}}} = \frac{10^{-14}}{4,7 \cdot 10^{-11}} = 2,1 \cdot 10^{-4}$$

г) Определяем степень гидролиза

$$K_r = C \cdot h^2$$
$$h = \sqrt{\frac{K_2}{C_{\text{к-ты}}}} = \sqrt{\frac{2,1 \cdot 10^{-4}}{0,1}} = 4,6 \cdot 10^{-2}$$

д) Рассчитываем $[\text{OH}^-]$

$$[\text{OH}^-] = h \cdot C_{\text{соли}} = 4,6 \cdot 10^{-2} \cdot 10^{-1} = 4,6 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

е) Определяем рОН и рН

$$pOH = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 4,6 \cdot 10^{-3} = 2,3$$
$$pH = 14 - pOH = 14 - 2,3 = 11,7$$

Пример 3. Чтобы изменить рН крови с 7,36 до 7,00 к 100 мл крови нужно добавить 3,6 мл 0,1М соляной кислоты. Рассчитать буферную емкость крови по кислоте.

Решение: а) Определяем число моль HCl

$$n_{\text{HCl}} = 0,1\text{М} \cdot 3,6 \cdot 10^{-3} \text{ л} = 3,6 \cdot 10^{-4} \text{ моль}$$

б) Рассчитываем буферную емкость

$$B = \frac{n}{\Delta pH \cdot V_{p-pa(l)}} = \frac{3,6 \cdot 10^{-4}}{0,36 \cdot 0,1} = 0,01 \text{ моль/л}$$

Пример 4. Определить рН буферного раствора, полученного смешиванием 100 мл 0,2М раствора NH_4OH и 100 мл 0,1М раствора NH_4Cl ($K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

Решение: а) Определяем $pK_{\text{осн}}$.

$$pK = -\lg K = -\lg 1,8 \cdot 10^{-5} = 4,75$$

б) Рассчитываем рН аммиачного буферного раствора, учитывая, что при смешении равных объемов растворов концентрация каждого компонента уменьшится в 2 раза:

$$C_{\text{осн}} = \frac{0,2}{2} = 0,1 \text{ моль/л}; \quad C_{\text{соли}} = \frac{0,1}{2} = 0,05 \text{ моль/л}$$

$$pH = 14 - pK_{\text{осн}} + \lg \frac{C_{\text{осн}}}{C_{\text{соли}}} = 14 - 4,75 + \lg \frac{0,1}{0,05} = 9,55$$

Вопросы и задачи для самостоятельной работы

1. Рассчитать рН ацетатного буферного раствора, приготовленного смешиванием 200 мл 0,1 н раствора CH_3COOH и 200 мл 0,05 н раствора CH_3COONa .
2. Рассчитать буферную емкость раствора по кислоте, если при добавлении к 50 мл этого раствора 2 мл соляной кислоты с концентрацией 0,8 моль/л рН уменьшится с 7,5 до 7,1.
3. Напишите уравнения гидролиза гипохлорита калия KClO . Рассчитайте рН, константу и степень гидролиза 0,01М раствора KClO .
4. Указать какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу: K_2S , CuCl_2 , KCl , NaNO_3 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$. Для каждой из гидролизующихся солей напишите в молекулярной и ионной форме уравнение гидролиза.
5. В мерной колбе емкостью 2 л растворили 8 г нитрата аммония и довели до метки водой. Рассчитайте рН, константу и степень гидролиза соли.
6. Какие буферные растворы находятся в крови? Приведите формулы определения рН в этих растворах.
7. Как готовят буферные растворы? Чем определяется буферное действие этого раствора?
8. Чем объясняется буферное действие амфолитов?
9. Дайте определение буферной емкости. Какие факторы влияют на буферную емкость?
10. В какой цвет окрасятся растворы Na_2CO_3 и NH_4Cl при добавлении к ним: а) метилового оранжевого; б) фенолфталеина; в) лакмуса?

Лабораторная работа № 2

Гидролиз солей

Цель работы: Изучить механизм гидролиза и причину изменения рН в растворах гидролизующихся солей. Определить влияние природы соли, концентрации и температуры на характер гидролиза.

Выполнение лабораторной работы:

Опыт 1. Реакция среды в растворах различных солей.

В четыре пробирки налейте по 6-8 капель растворов: в первую – Na_2CO_3 , во вторую – ZnCl_2 , в третью – NaNO_3 , в четвертую – $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$. Определите рН раствора каждой соли с помощью универсальной индикаторной бумаги. Результаты оформите в виде таблицы.

№ пробирки	Раствор соли	Тип соли	рН раствора	Реакция среды
1	Na_2CO_3			
2	ZnCl_2			
3	NaNO_3			
4	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$			

Сделайте вывод о том, какие соли подверглись гидролизу. Составьте уравнения гидролиза, имея в виду, что карбонат натрия и хлорид цинка гидролизуются при комнатной температуре по первой ступени.

Опыт 2. Влияние силы кислоты и основания, образующих соль, на степень ее гидролиза.

В одну пробирку внесите несколько кристаллов Na_2CO_3 , в другую – столько же кристаллов Na_2SO_3 , добавьте примерно по 1 мл воды и перемешайте.

Определите pH растворов с помощью универсальной индикаторной бумаги. Для этого смочите индикаторную бумагу исследуемой жидкостью и по стандартной цветной шкале определите значение pH этого раствора.

В растворе какой соли концентрация ионов водорода выше?

Напишите уравнения гидролиза солей по первой ступени. Степень гидролиза какой соли больше? Почему?

Опыт 3. Влияние температуры на степень гидролиза.

В пробирку налейте около 1 мл раствора CH_3COONa и добавьте 1-2 капли фенолфталеина. Разлейте раствор в две пробирки, одну из которых оставьте в качестве контрольной, а другую нагрейте до кипения.

Как меняется интенсивность окраски раствора в нагретой пробирке? В каком направлении смещается равновесие реакции гидролиза? Сделайте вывод о влиянии температуры на степень гидролиза.

Опыт 4. Влияние разбавления на степень гидролиза.

Получите соль хлорид висмута (III), для чего к раствору нитрата висмута (III) прибавьте хлорид натрия. Затем постепенно добавляйте воду до выпадения белого осадка BiOCl . Этот осадок образуется на второй ступени гидролиза из $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{Cl}$ путем отщепления воды.

Напишите уравнения первой и второй ступеней гидролиза. Сделайте вывод о том, как влияет разбавление на степень гидролиза.

Контрольное задание. Получите у преподавателя образец соли и растворите небольшое количество его в воде (в пробирке), измерьте pH при помощи универсальной индикаторной бумаги и ответьте на следующие вопросы:

1. Какова реакция среды раствора соли?
2. Какова природа соли (каким основанием и какой кислотой образована)?
3. Характер гидролиза соли при комнатной температуре. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения гидролиза.
4. На основании уравнения гидролиза запишите выражение константы гидролиза соли.

Тема 8. «Строение атома. Химическая связь»

Данная тема выносится на самостоятельное изучение. В соответствии с поставленными вопросами составьте подробный реферат по указанной теме.

Основные вопросы темы

1. Основные квантово-механические положения, лежащие в основе современной квантово-механической теории строения атома: двойственная природа электрона, квантованность излучения и поглощения энергии, энергия кванта, принцип неопределенности Гейзенберга.
2. Представления о характере движения электрона в атоме, атомная орбиталь и ее физический смысл, квантовые числа, характеризующие положение электрона в атоме.
3. Правила, регулирующие порядок заполнения электронных оболочек многоэлектронных атомов: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Гунда, правило Клечковского.
4. Квантово-механическая природа химической связи. Параметры химической связи: длина связи, энергия связи, валентные углы.
5. Метод валентных схем (ВС). Объяснение направленности и насыщенности ковалентной связи в рамках этого метода. σ - и π -связи.
6. Гибридизация химических связей и ее объяснение в рамках метода валентных связей. Наиболее простые случаи гибридизации (sp^3 -, sp^2 -, sp -гибридизация).
7. Метод молекулярных орбиталей (метод ЛКАО-МО).
8. Связывающие и разрыхляющие молекулярные орбитали. Квантовые числа молекулярных орбиталей.
9. Составьте электронно-графическую схему молекулярных орбиталей молекулы O_2 и объясните кратность связи и парамагнитные свойства молекулы с точки зрения метода МО.
10. Составьте электронно-графическую схему молекулярных орбиталей гипотетической молекулы Ne_2 и объясните в рамках метода МО невозможность существования такой молекулы.
11. Донорно-акцепторная связь. Дативная связь как разновидность донорно-акцепторной связи.
12. Ионная связь. Современные представления о механизме возникновения и природе ионной связи.
13. Водородная связь, природа водородной связи. Внутримолекулярная и межмолекулярная водородная связь.
14. Межмолекулярные силы (силы Ван-дер-Ваальса).

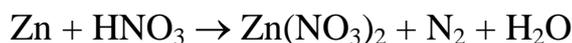
Тема 9. «Окислительно-восстановительные реакции»

Основные вопросы темы:

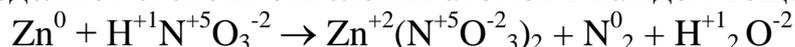
1. Что такое «степень окисления»? Правила определения степени окисления.
2. Какие реакции относятся к окислительно-восстановительным? Типы окислительно-восстановительных реакций: межмолекулярные, внутримолекулярные, диспропорционирования.
3. В чем заключаются с точки зрения электронной теории процессы окисления и восстановления? Как изменяются значения степеней окисления атомов в результате этих процессов?
4. Как зависят окислительно-восстановительные свойства веществ от значений степеней окисления атомов, входящих в их состав?
5. Какие вещества являются типичными окислителями, типичными восстановителями?
6. Приведите примеры веществ, которые в зависимости от условий могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства?
7. Что является количественной характеристикой окислительно-восстановительных свойств веществ? Что представляет собой стандартный электродный (окислительно-восстановительный) потенциал?
8. Нормальный водородный электрод. Уравнение Нернста.
9. Как оценивается принципиальная возможность протекания ОВР? Как определяется направление протекания ОВР?
10. Как можно определить наиболее вероятную ОВР из нескольких возможных реакций?
11. Константы химического равновесия ОВР и её зависимость от значений электродных потенциалов полуреакций?
12. Какова роль окислительно-восстановительных реакций в процессах жизнедеятельности?

Примеры решения задач:

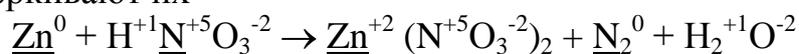
Пример 1: Подобрать коэффициенты в уравнение методом электронного баланса.



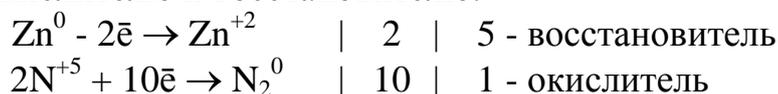
Решение: а) Определяют степень окисления атомов в каждом веществе



б) Определяют элементы, изменившие степень окисления, и подчеркивают их



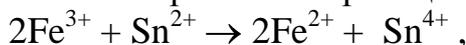
в) Составляют схему перехода электронов и подбирают коэффициенты к окислителю и восстановителю.



г) Расставляют коэффициенты в уравнении (с учетом процесса солеобразования)

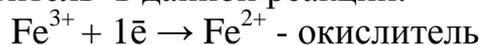


Пример 2: Оценить возможность протекания реакции:



используя стандартные электродные потенциалы.

Решение: а) Составим схему перехода электронов и определим окислитель и восстановитель в данной реакции:



б) По справочным таблицам найдем потенциалы для электродов:

$$\varphi^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77\text{В}; \quad \varphi^0(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}) = 0,15\text{В}.$$

в) Вычислим ЭДС (ΔE^0) реакции :

$$\text{ЭДС} = \varphi^0_{(\text{окислителя})} - \varphi^0_{(\text{восстановителя})}$$

Значит:

$$E^0 = \varphi^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) - \varphi^0(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}) = 0,77 - 0,15 = 0,62 \text{ В}.$$

Реакция возможна, т.к ЭДС – величина положительная.

Пример 3: Рассчитать ЭДС гальванического элемента, образованного двумя окислительно-восстановительными электродами: ($\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$) и ($\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$), если концентрации ионов составили (моль/л): $C(\text{Fe}^{3+}) = 0,2$; $C(\text{Fe}^{2+}) = 0,02$; $C(\text{MnO}_4^-) = 0,05$; $C(\text{Mn}^{2+}) = 0,5$; $\text{pH} = 2$, а стандартные окислительно-восстановительные потенциалы равны: $\varphi^0_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = 0,77\text{В}$, $\varphi^0_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = 1,51\text{В}$.

Решение: а) Запишем формулу Нернста для данных окислительно-восстановительных потенциалов и сделаем расчет:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{OX}^-]}{[\text{Red}^-]}$$

$$\text{Fe}^{3+} + 1\bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$$

$$\varphi_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = \varphi^0_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} + \frac{0,059}{1} \lg \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} = 0,77 + 0,059 \lg \frac{0,2}{0,02} = 0,83\text{В}$$



б) Найдем C_{H^+}

$$\text{pH} = -\lg C_{\text{H}^+}; \quad 2 = -\lg C_{\text{H}^+}; \quad C_{\text{H}^+} = 10^{-2}$$

$$\varphi_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = \varphi^0_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} + \frac{0,059}{5} \lg \frac{[\text{MnO}_4^-] \cdot [\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]} = 1,51 + \frac{0,059}{5} \lg \frac{0,05 \cdot (10^{-2})^8}{0,5} =$$

$$= 1,51 - 0,22 = 1,31 \text{ В}.$$

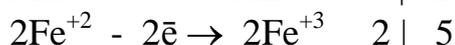
в) Найдем ЭДС реакции по формуле:

$$E = \varphi_{\text{ок}} - \varphi_{\text{в}} = \varphi_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} - \varphi_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = 1,31 - 0,83 = 0,48 \text{ В}.$$

Пример 4: Рассчитать значение константы химического равновесия для реакции окисления сульфата железа (II) перманганатом калия в сернокис-

лом растворе, в котором концентрации всех потенциалопределяющих ионов равны 1 моль/л.

Решение: а) Составим уравнение данной ОВР, расставим коэффициенты методом электронного баланса и найдем значение n .



Из уравнений электронного баланса видно, что число электронов, отданных восстановителем и принятых окислителем, т. е. число n равно 10.

б) Найдем значения потенциалов полуреакций окисления ионов железа (а) и восстановления перманганат-ионов в кислой среде:

$$\text{а) } \varphi^{\circ}_{\text{Fe}^{+3}/\text{Fe}^{+2}} = 0,77\text{В}; \quad \text{б) } \varphi^{\circ}_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{+2}} = 1,51\text{В}$$

в) Рассчитаем значение ΔE° реакции:

$$E^{\circ} = \varphi^{\circ}_{\text{окисл}} - \varphi^{\circ}_{\text{восст}}$$

$$\Delta E^{\circ} = \varphi^{\circ}_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{+2}} - \varphi^{\circ}_{\text{Fe}^{+3}/\text{Fe}^{+2}} = 1,51\text{В} - 0,77\text{В} = 0,74\text{В}$$

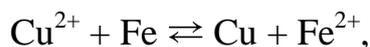
г) Вычислим значение константы равновесия:

$$\lg K_{\text{равн}} = \frac{n \cdot E}{0,059} = \frac{10 \cdot 0,74}{0,059} = 125; \quad K_{\text{равн}} = 10^{125}$$

Такое огромное значение константы равновесия свидетельствует о том, что данная реакция протекает слева направо практически необратимо.

Вопросы и задачи для самостоятельной работы:

1. Определить степень окисления атомов в соединениях: KNO_2 , Na_2SO_4 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, H_2S , Na_2SO_3 , MnO_2 , KMnO_4 , K_2MnO_4 .
2. Подобрать коэффициенты методом электронного баланса. Указать окислитель и восстановитель, тип окислительно-восстановительной реакции:
 - $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{H}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
 - $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$
3. Какие из приведенных веществ могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительные свойства: MnCl_2 , KMnO_4 , KClO_4 , KI , S , I_2 , HNO_2 , H_2S , H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , MnO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2SO_3 , CO , Al , Fe^{2+} ?
4. Определить возможность протекания реакции и свободную энергию при 25°C в реакции:



5. Для стерилизации сточных вод используют два химических метода: хлорирование и озонирование. Какой из реагентов хлор или озон, оказывает более сильное окислительное воздействие на бактерии, если $\varphi^0_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-} = 1,36 \text{ В}$; $\varphi^0_{\text{O}_3/\text{O}_2} = 2,03 \text{ В}$.
6. В каком направлении данная окислительно-восстановительная реакция протекает самопроизвольно при стандартных условиях:

$$2\text{KF} + 2\text{FeCl}_3 \rightleftharpoons \text{F}_2 + 2\text{FeCl}_2 + 2\text{KCl},$$
7. Электродный потенциал цинка, помещенного в раствор нитрата цинка, равен $-0,85 \text{ В}$. Вычислить значение молярной концентрации ионов цинка в данном растворе.
8. Рассчитайте массу перманганата калия, необходимого для приготовления раствора объемом $0,5 \text{ дм}^3$ с молярной концентрацией эквивалента данной соли $0,025 \text{ моль/л}$, если известно, что приготовленный раствор будет использован для окисления в нейтральной среде.
9. Вычислите молярную концентрацию эквивалента дихромата калия в растворе с массовой долей его 10% и плотностью раствора $1,070 \text{ г/мл}$, если дихромат-ион восстанавливается до Cr^{3+} .
10. Какой из окислителей: MnO_2 ; PbO_2 ; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ является наиболее эффективным по отношению к HCl при получении хлора?

Лабораторная работа № 3.

Окислительно-восстановительные реакции.

Цель работы: Изучить различные типы окислительно-восстановительных реакций, рассмотреть какие факторы влияют на продукты окислительно-восстановительных процессов.

Выполнение лабораторной работы:

Опыт 1. Влияние реакции среды на течение окислительно-восстановительных реакций.

Налейте в 3 пробирки по 3-4 капли водного раствора KMnO_4 . В первую добавьте 3-4 капли 2н раствора H_2SO_4 , во вторую – 3-4 капли воды, в третью – 3-4 капли 2н раствора KOH . Затем во все пробирки добавьте 3-4 капли Na_2SO_3 .

Объясните наблюдаемые явления, составьте уравнения реакций, рассчитайте эквивалентные массы окислителя в данных реакциях. Сделайте вывод о влиянии реакции среды на глубину восстановления окислителя.

Опыт 2. Окислительно-восстановительная двойственность нитритов.

В две пробирки поместите по 3-4 капли раствора NaNO_2 , прибавьте по 1-2 капли разбавленной H_2SO_4 . Затем в первую пробирку добавьте 6-7 капель

раствора KMnO_4 , а во вторую – 1 каплю раствора крахмала и 2-3 капли раствора KI .

Объясните наблюдаемые явления, составьте уравнения реакций. Сделайте вывод о том, в каких случаях NaNO_2 является восстановителем, в каких – окислителем.

Опыт 3. Взаимодействие азотной кислоты с медью (в вытяжном шкафу!).

В пробирку поместите кусочек меди, добавьте концентрированной азотной кислоты.

Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции, укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 4. Реакции диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления)

а) реакция диспропорционирования сульфита натрия.

В две цилиндрические пробирки поместите по 2-3 кристаллика сульфита натрия. Одну пробирку оставьте в качестве контрольной. Вторую закрепите в штативе и нагревайте в течении 5-6 мин. Дайте пробирке остыть. В обе пробирки внесите по 5-6 капель дистиллированной воды, размешайте стеклянными палочками до растворения солей, находящихся в пробирках. Добавьте в каждую пробирку по 2-3 капли раствора сульфата меди (II).

Отметьте окраску осадков в обеих пробирках. Напишите уравнения реакции разложения сульфита натрия, учитывая, что вторым продуктом прокалывания является сульфат натрия.

б) реакция диспропорционирования брома.

Внесите в пробирку 5-7 капель бромной воды и добавьте к ней несколько капель 2н раствора щелочи до обесцвечивания раствора.

Напишите уравнения реакции взаимодействия брома со щелочью, учитывая, что при этом образуются соли бромоводородной и бромноватистой кислот.

Опыт 5. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции. Разложение нитрата меди

Поместите в пробирку несколько кристалликов нитрата меди $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. Закрепите пробирку в штативе и осторожно нагрейте.

Наблюдайте изменение цвета взятой соли и выделение газа. Напишите уравнение реакции разложения нитрата меди, учитывая, что продуктами реакции являются оксид меди, оксид азота (II) и кислород

Тема 10. «Комплексные соединения»

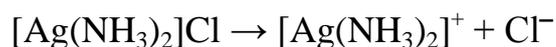
Основные вопросы темы:

1. Понятие «комплексные соединения».
2. Особенности структуры комплексных соединений. Комплексообразователь, лиганды (адденды), координационное число, внутренняя координационная сфера комплексного соединения, внешняя сфера. Циклические комплексные соединения. Внутриккомплексные соединения.
3. Номенклатура комплексных соединений.
4. Природа химической связи в комплексных соединениях.
5. Поведение комплексных соединений в растворе: электролитическая диссоциация, реакции обмена. Константа нестойкости комплексного иона.
6. Биологическая роль комплексных соединений.

Примеры решения задач:

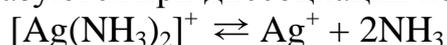
Пример 1: Вычислить концентрацию ионов серебра в 0,1 М растворе $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$. Константа нестойкости иона $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ составляет $6,8 \cdot 10^{-8}$.

Решение: а) По первой ступени комплексная соль полностью распадается на ионы:



Концентрация ионов $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ будет равна концентрации исходной соли, т.е. 0,1 моль/л.

б) Ионы серебра образуются при диссоциации комплексного иона:



$$K_{\text{нест.}} = \frac{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2}{[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]} = 6,8 \cdot 10^{-8}$$

в) Пусть продиссоциировало x моль/л ионов $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, тогда равновесная концентрация ионов Ag^+ будет равна x , а молекул аммиака – $2x$. Равновесная концентрация $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ составит $0,1-x$. Т.к. величина x очень мала по сравнению с 0,1, ею можно пренебречь.

г) Подставим соответствующие значения в выражение константы нестойкости комплексного иона:

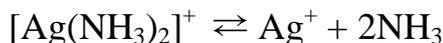
$$\frac{x \cdot (2x)^2}{0,1} = 6,8 \cdot 10^{-8}; \quad 4x^3 = 6,8 \cdot 10^{-9}$$

$$x^3 = 1,7 \cdot 10^{-9}; \quad x = \sqrt[3]{1,7 \cdot 10^{-9}} = 0,0012$$

$$[\text{Ag}^+] = 0,0012 \text{ моль/л.}$$

Пример 2: Вычислить концентрацию ионов серебра в 0,1 М растворе $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$, содержащем 1 моль/л аммиака. Константа нестойкости иона $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ составляет $6,8 \cdot 10^{-8}$.

Решение: а) Ионы серебра образуются при диссоциации комплексного иона по схеме:



б) В присутствии избытка аммиака равновесие диссоциации смещено влево настолько, что количеством молекул NH_3 , образующихся при этом, можно пренебречь. Равновесную концентрацию аммиака в растворе можно принять равной 1 моль/л, а концентрацию ионов $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ можно принять равной 0,1 моль/л. Концентрацию ионов серебра выразим из константы нестойкости комплексного иона:

$$K_{\text{нест.}} = \frac{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2}{[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]} = 6,8 \cdot 10^{-8}$$

Отсюда:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{K_{\text{нест.}} \cdot [[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]}{[\text{NH}_3]^2} = \frac{6,8 \cdot 10^{-8} \cdot 10^{-1}}{1^2} = 6,8 \cdot 10^{-9} \text{ моль/л}$$

Пример 3: Эмпирическая формула соли $\text{CrCl}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Считая, что координационное число хрома равно 6, вычислите, какой объем 0,1 М раствора нитрата серебра необходим для осаждения ионов, содержащихся в 200 мл 0,01 М раствора комплексного соединения. Считать, что вся вода, входящая в состав соли, находится во внутренней сфере.

Решение: а) Так как вся вода находится во внутренней сфере и координационное число 6, формула комплексного соединения:



б) Рассчитаем, количество соли, которое содержится в 200 мл 0,01 М раствора:

$$\begin{array}{l} 1000 \text{ мл} \text{ ————— } 0,01 \text{ моль} \\ 200 \text{ мл} \text{ ————— } x \text{ моль} \end{array} \quad x = 0,002 \text{ моль}$$

в) Найдем количество ионов хлора во внешней сфере:

из 1 моль соли образуется 2 моль Cl^- согласно уравнению диссоциации: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \rightleftharpoons [\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]^{2+} + 2\text{Cl}^-$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ моль} \text{ ————— } 2 \text{ моль } \text{Cl}^- \\ 0,002 \text{ ————— } x \end{array} \quad x = 0,004 \text{ моль}$$

г) Осаждение ионов хлора идет согласно уравнению:



1 моль ионов хлора осаждается 1 моль ионов серебра, значит, для осаждения 0,004 моль Cl^- необходимо такое же количество Ag^+ .

д) Найдем объем раствора:

$$\begin{array}{l} 1000 \text{ мл} \text{ ————— } 0,1 \text{ моль} \\ x \text{ мл} \text{ ————— } 0,004 \end{array} \quad x = 40 \text{ мл}$$

Вопросы и задачи для самостоятельной работы:

1. Назовите составные части комплексного соединения $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.
2. Определите заряд комплексообразователя и укажите его координационное число в следующих соединениях: $\text{K}[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_2\text{Br}_4]$, $\text{K}_2[\text{Be}(\text{SO}_4)_2]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Br}_2]\text{Br}_2$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$.
3. Закончить уравнение реакций: $\text{CuSO}_4 + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow$;
 $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$;
 $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6] \rightarrow$.
4. Составить уравнения диссоциации комплексных соединений и записать выражения для констант нестойкости комплексных ионов:
 - а) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}$;
 - б) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$
5. Написать формулы перечисленных комплексных соединений:
 - а) тетрахлордиамминплатина;
 - б) хлорид гексааминникеля (II);
 - в) трифторгидроксобериллат магния.
6. Вычислите концентрацию ионов Ag^+ в 0,1 М растворе комплексной соли $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$. Будет ли раствор обладать бактерицидным действием, если нижний предел бактерицидного действия Ag^+ оценивается концентрацией порядка 10^{-9} г/л?
7. Рассчитайте концентрацию цианид-иона в 0,1 М растворе $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Оцените возможность отравления этим раствором, если опасность представляют растворы, концентрация цианид-иона в которых не ниже 10^{-7} моль/л. Летальная доза цианида составляет 20 мг.

Лабораторная работа № 4.

Строение и свойства комплексных соединений.

Цель работы: Изучить строение и свойства комплексных соединений.

Выполнение лабораторной работы:

Опыт 1. Получение анионных комплексных соединений:

а) тетроиодовисмутата калия

В пробирку к 3-4 каплям раствора нитрата висмута прибавьте по каплям раствор иодида калия до выпадения темно-бурого осадка иодида висмута. Растворите этот осадок в избытке иодида.

Какой цвет имеет полученный раствор? Присутствием каких ионов может быть обусловлена эта окраска? Какой из этих ионов может быть комплексообразователем? Зная, что состав данного соединения выражается эмпирической формулой $KI \cdot BiI_3$, напишите формулу комплексной соли. Напишите уравнения реакций: образования иодида висмута, взаимодействия иодида висмута с избытком иодида калия и диссоциацию полученного комплексного соединения.

б) тетроиодомеркура́та калия

В две пробирки внесите по 2-3 капли раствора нитрата ртути (II). Одну пробирку оставите в качестве контрольной, а в другую добавьте раствор иодида калия до полного растворения, образуя осадок иодида ртути (II). Испытайте растворы в обеих пробирках на присутствие ионов Hg^{2+} , добавив в каждую пробирку по 2 капли раствора гидроксида натрия.

Напишите уравнения проведенных реакций: образования иодида ртути (II), взаимодействия иодида ртути с избытком иодида калия, электролитической диссоциации нитрата ртути (II) и полученной комплексной соли.

в) гидроксокомплексов

В три пробирки поместите отдельно по 3-4 капли растворов солей цинка, алюминия и хрома (III) и в каждую из них добавьте по каплям раствор щелочи. Наблюдайте вначале выпадение осадков, а затем их растворение в избытке щелочи.

Напишите уравнения проделанных реакций, учитывая, что образуются растворимые гидроксокомплексы.

Опыт 2. Получение катионных комплексных соединений.

а) комплексной соли никеля

Получите осадок гидроксида никеля (II) внося в пробирку 3-4 капли раствора соли никеля (II) и такой же объем раствора едкого натра. К осадку добавьте 5-6 капель 25%-ного раствора аммиака. Что происходит? Сравните окраску ионов Ni^{2+} в растворе сульфата никеля с окраской полученного раствора.

Напишите уравнения реакций: образования гидроксида никеля (II), взаимодействия гидроксида никеля с аммиаком и уравнение электролитической диссоциации образовавшегося комплексного соединения.

б) комплексной соли кадмия

Получите в пробирке осадок гидроксида кадмия, добавляя к раствору его соли равный объем раствора едкого натра. Подействуйте на полученный осадок 25%-ным раствором аммиака до полного растворения осадка.

Напишите уравнения реакций получения тетрааминкадмия и его диссоциации.

Опыт 3. Внутрикомплексные соединения

В три пробирки внесите по 3 капли раствора хлорида железа (III). Одну оставьте в качестве контрольной. В две другие добавьте по 3 капли раствора

щелочи. К образовавшемуся осадку в одну из них добавьте 12-15 капель 2н щавелевой кислоты, в другую – столько же 2н лимонной кислоты. В обе пробирки и в контрольную внесите 1-2 капли роданида калия, который с ионами Fe^{3+} образует ярко окрашенный роданид железа (III). Во всех ли пробирках наблюдается окрашивание? Ответ мотивируйте.

Напишите формулы цитратного и ацетатного внутрикомплексных соединений железа (III).

Опыт 4. Комплексные соединения в реакциях обмена.

а) взаимодействие тетрароданомеркураата калия с солью кобальта

Приготовьте раствор тетрароданомеркураата калия. Для этого в пробирку внесите 3-4 капли раствора нитрата ртути (II) и добавьте насыщенный раствор роданида калия до полного растворения выпавшего вначале осадка роданида ртути (II). В другую пробирку внесите 4-5 капель раствора нитрата кобальта и добавьте такой же объем раствора тетрароданомеркураата калия. Для ускорения образования осадка слегка встряхните пробирку. Обратите внимание на цвет образовавшегося осадка.

Напишите уравнения реакций:

- образования роданида ртути;
- взаимодействия роданида ртути с избытком роданида калия;
- молекулярное и ионное уравнения реакции образования тетрароданомеркураата кобальта.

б) взаимодействие гексацианоферрата (II) калия с сульфатом меди

В пробирку к 4-5 каплям раствора сульфата меди добавьте такой же объем раствора комплексной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Отметьте цвет образующегося осадка гексацианоферрата (II) меди.

Напишите молекулярное и ионное уравнения данного процесса.

Опыт 5. Комплексные соединения в окислительно-восстановительных реакциях.

а) восстановление серебра из его комплексного соединения

В пробирку к 4-5 каплям раствора нитрата серебра добавьте такой же объем раствора хлорида натрия. Полученный осадок растворите в 25%-ном растворе аммиака. Опустите в раствор кусочек гранулированного цинка. Что наблюдаете?

Напишите уравнения: получения осадка хлорида серебра, его растворения в аммиаке с образованием комплекса и взаимодействие полученного комплексного соединения с цинком. Напишите уравнение электролитической диссоциации комплексного иона.

б) восстановление гексацианоферрата(III) калия

В пробирку внесите 8-10 капель 0,1н раствора иодида калия, 6-8 капель 2н раствора соляной кислоты и 5-6 капель бензола. Заметьте, что бензол остается бесцветным. Добавьте несколько кристаллов комплексной соли желе-

за (III) $K_3[Fe(CN)_6]$ и встряхните пробирку. По изменению окраски бензола убедитесь в выделении свободного иода.

Запишите уравнения реакций взаимодействия гексацианоферрата(III) калия с иодидом калия, учитывая, что $K_3[Fe(CN)_6]$ переходит при этом в $K_4[Fe(CN)_6]$ (соляную кислоту в уравнение не вводить). Указать окислитель и восстановитель.

Опыт 6. Прочность комплексных ионов.

а) Разрушение комплекса при разбавлении раствора

Внести в пробирку 2 капли раствора нитрата серебра и добавлять 0,1 н раствор иодида калия по каплям, встряхивая пробирку после каждого добавления. Почему растворяется выпавший вначале осадок иодида серебра? К получившемуся раствору добавить 4-5 капель воды. Что наблюдается?

Написать уравнения реакций: образования иодида серебра, его перехода в комплексное соединение, диссоциации комплексного иона, выражение константы нестойкости. Какое влияние оказывает разбавление раствора на диссоциацию комплексного иона?

б) Сравнительная устойчивость роданидного комплекса кобальта в воде и в спирте

Получить в пробирке тетрароданокобальтат (II) аммония $(NH_4)_2[Co(SCN)_4]$, добавляя к 2-3 каплям насыщенного раствора хлорида кобальта (II) 8-10 капель насыщенного раствора роданида аммония. Наблюдать появление лиловой окраски комплексного соединения. Разделить раствор на 2 пробирки; в одну из них добавить амиловый спирт, в другую — 10 капель воды. Как изменяется окраска в каждой пробирке?

Написать уравнения реакций: образования комплексного соединения, его диссоциации и диссоциации комплексного иона. В воде или в спирте диссоциация комплексного иона протекает полнее? Чем это объясняется?

в) Разрушение комплекса при осаждении комплексобразователя

В две пробирки с раствором сульфата меди добавить: в одну раствор оксалата аммония, в другую — сульфида аммония.

Написать уравнения реакций и отметить цвета выпавших осадков.

В двух других пробирках получить комплексное соединение меди, добавив к 4—5 каплям 1 н. раствора $CuSO_4$ раствор аммиака до растворения выпадающего вначале осадка основной соли меди. Отметить цвет полученного комплексного соединения.

Написать уравнение реакции взаимодействия сульфата меди с аммиаком, учитывая, что координационное число меди равно четырем.

Испытать действие растворов оксалата аммония и сульфида аммония на полученный раствор комплексной соли меди. От действия какого реактива выпадает осадок? На присутствие каких ионов в растворе комплексной соли указывает появление этого осадка? Добавить в пробирку, где выпал осадок, еще 6—7 капель того же реактива и для ускорения коагуляции поместить

пробирку в водяную баню, нагретую до кипения. Сохранилась ли в растворе окраска комплекса меди?

Написать уравнения проделанных реакций, уравнение электролитической диссоциации комплексной соли меди и ее комплексного иона. Как влияет добавление $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ на диссоциацию комплексного иона?

Опыт 8. Различие между двойными и комплексными солями.

В трех пробирках приготовить раствор двойной соли $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (соли Мора), внося в каждую по 6-8 капель воды и по несколько кристалликов соли. В одну пробирку к раствору соли Мора добавить 5—6 капель раствора сульфида аммония, в другую — столько же раствора хлорида бария. Выпавший черный осадок представляет собой сульфид железа (II). Отметить цвет осадков и написать ионные уравнения реакций их образования. На присутствие каких ионов в растворе двойной соли указывают эти реакции?

В третью пробирку добавить 7-8 капель 2 н. раствора едкого натра и, укрепив в штативе, опустить ее в водяную баню, нагретую почти до кипения. Поддержать над пробиркой фенолфталеиновую бумажку, смоченную водой. По изменению окраски лакмуса и по запаху определить, какой газ выделяется из пробирки.

Написать ионное уравнение протекающей реакции его образования. На присутствие каких ионов в растворе двойной соли указывает эта реакция? Учитывая результаты опыта, написать уравнение электролитической диссоциации соли Мора. Проверить действием раствора сульфида аммония, обнаруживаются ли ионы Fe^{2+} в растворе $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Наблюдается ли выпадение черного осадка FeS ? Почему?

Написать уравнения соответствующих реакций. Написать уравнение электролитической диссоциации $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Чем отличается электролитическая диссоциация двойной соли от диссоциации соли, содержащей устойчивый комплексный ион?

Тема 11: «Элементы VIIA группы»

Основные вопросы темы:

1. Общая характеристика элементов VIIA группы.
2. Строение и физические свойства простых веществ. Химические свойства галогенов. Изменение окислительной активности в ряду F – I.
3. Водородные соединения галогенов. Галогеноводородные кислоты и их соли. Соляная кислота и ее свойства. Характерные реакции на галогенид-ионы.
4. Общая характеристика кислородных соединений галогенов. Кислородсодержащие кислоты хлора и их соли.
5. Биологическая роль галогенов. Использование соединений галогенов в ветеринарии и ветеринарной фармации.

Задания для самостоятельной работы

1. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:
 - а) $\text{KBr} \rightarrow \text{Br}_2 \rightarrow \text{HBrO} \rightarrow \text{HBrO}_3 \rightarrow \text{NaBrO}_3$
 - б) $\text{HClO} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl}$
 - в) $\text{NaCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Ca(ClO)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
2. Гипертонический раствор с массовой долей NaCl 10 % применяют наружно в виде компрессов и примочек для лечения гнойных ран. Рассчитайте, какой объем 25% раствора хлорида натрия ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$) и воды потребуется для приготовления 30 г такого гипертонического раствора.
3. Какая масса 10% раствора гидроксида калия потребуется для получения 49 г бертолетовой соли?
4. К 102 г раствора с массовой долей AgNO_3 5% добавили 2,22 г хлорида кальция. Определите массу выпавшего осадка.
5. Определите степень диссоциации (в %) 0,001М раствора бромноватистой кислоты.
6. Рассчитайте ЭДС, константу равновесия реакции и расставьте коэффициенты:



Лабораторная работа № 5.

Свойства соединений галогенов.

Цель работы: Изучить свойства элементов VIIA группы и их соединений и реакции, с помощью которых можно обнаружить галогенид-анионы.

Выполнение лабораторной работы:

Опыт 1. Получение хлора

В пробирку внести 2-3 кристаллика KMnO_4 . Затем добавить 2-3 капли концентрированной хлороводородной кислоты (плотность $1,19 \text{ г/см}^3$). Наблюдать выделение хлора, отметить его окраску.

Написать уравнение протекающей реакции, учитывая, что перманганат калия переходит в хлорид марганца (II). Указать окислитель и восстановитель.

Опыт 2. Восстановительные свойства галогенидов

В три пробирки отдельно внести по 2-3 кристаллика хлорида, бромида и иодида калия или натрия и по 2-3 капли концентрированной серной кисло-

ты (плотность $1,84 \text{ г/см}^3$). Наблюдать в начале реакции выделение белого дыма в каждой пробирке. На образование каких веществ это указывает?

Отметить последующее появление бурых паров брома и иода в соответствующих пробирках. По запаху (*осторожно!*) определить выделение диоксида серы во второй пробирке и сероводорода – в третьей.

Описать наблюдаемые явления и написать уравнения каждой реакции в две фазы: 1) реакций обмена, протекающих с образованием соответствующих галогеноводородов и 2) реакций восстановления избытка серной кислоты бромоводородом и иодоводородом.

Протекала ли реакция восстановления серной кислоты хлороводородом? Как изменяются восстановительные свойства в ряду HF, HCl, HBr, HI? Чем это объясняется?

Опыт 3. Характерные реакции на галогенид-ион.

Налейте в 4 пробирки по 2-3 капли раствора AgNO_3 и прилейте к ним по несколько капель 0,1 М растворов NaF, NaCl, KBr и KI соответственно.

Отметить цвет образующихся осадков.

Составить уравнения соответствующих реакций.

Тема 12: «Элементы VIA группы»

Основные вопросы темы:

1. Общая характеристика элементов VIA группы.
2. Кислород, его физические и химические свойства, получение. Оксиды и пероксиды. Озон.
3. Вода, строение молекулы, физические и химические свойства. Пероксид водорода.
4. Сера, её физические и химические свойства.
5. Сероводород, его свойства и получение. Сероводородная кислота и её соли.
6. Оксид серы (IV) и оксид серы (VI), их свойства. Сернистая кислота и её соли.
7. Серная кислота, её химические свойства. Особенности взаимодействия концентрированной серной кислоты с металлами. Купоросы и квасцы. Тиосерная кислота.
8. Селен и его соединения.
9. Биологическая роль кислорода, серы и селена. Использование соединений халькогенов в ветеринарии и ветеринарной фармации.

Задания для самостоятельной работы

1. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:
 - а) $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2$
 - б) $\text{FeS}_2 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$
 - в) $\text{ZnS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{S}$
2. Какую реакцию среды имеют растворы сульфида аммония, сульфита натрия, сульфата калия? Запишите уравнения реакции гидролиза соответствующих солей.
3. Вычислить pH 0,34%-ного раствора ($\rho = 1 \text{ г/см}^3$) сероводородной кислоты, учитывая лишь первую стадию ее диссоциации.
4. Сульфат меди (II) массой 48 г растворили в 264,6 см³ воды. Рассчитайте температуры кипения и замерзания полученного раствора ($\alpha_{\text{каж.}} = 80\%$).
5. 5,6 г железа сплавили с 4,8 г серы. Затем полученное вещество растворили в избытке соляной кислоты. Выделившийся газ пропустили через избыток раствора CuSO_4 . Определите массу образовавшегося осадка
6. Сульфид селена под названием «сульсен» используется при лечении заболеваний кожи. Массовая доля селена в этом препарате равна 55,24%. Установите химическую формулу «сульсена».

Лабораторная работа № 6.

Свойства соединений элементов VIA группы.

Цель работы: Изучить свойства халькогенов и их соединений, характерные реакции на сульфид-, сульфат-анионы.

Выполнение лабораторной работы:

Опыт 1. Осаждение сульфидов.

В 5 пробирок внесите по 3-4 капли растворов солей кадмия, цинка, марганца, свинца, меди. Затем добавьте в каждую по 2-3 капли Na_2S (тяга!). Отметьте цвет полученных осадков.

К полученным осадкам прибавить 2-3 капли 2н раствора азотной кислоты. Какие сульфиды растворились?

Составить уравнения реакций образования нерастворимых сульфидов, указать их цвет.

Опыт 2. Дегидратирующие свойства серной кислоты

На листочке фильтровальной бумаги с помощью стеклянной палочки сделать надпись концентрированной серной кислоты. Бумагу просушить, держа высоко над пламенем горелки. Отметить и объяснить почернение бумаги. Какое свойство проявляет концентрированная серная кислота в этом опыте?

Опыт 3. Взаимодействие серной кислоты с металлами

а) Взаимодействие разбавленной серной кислоты с металлами

В 2 пробирки внести по 5-8 капель 2н раствора серной кислоты. В первую пробирку добавить кусочек алюминия, во вторую – медь.

Что наблюдаете? В каком случае реакция не идет и почему? Запишите уравнения реакций.

б) Взаимодействие концентрированной серной кислоты с металлами.

В 2 пробирки внести по несколько капель концентрированной серной кислоты. В первую пробирку добавить кусочек алюминия, во вторую – медь (если в случае с медью реакция идет медленно, слегка подогрейте на пламени спиртовки).

Что наблюдаете? В каком случае реакция не идет? Почему? Составьте уравнения реакций.

Опыт 4. Получение малорастворимых сульфатов.

В три пробирки внесите по 3-4 капли растворов солей бария, стронция, свинца. И в каждую пробирку добавьте по 1-2 капли раствора сульфата натрия.

Отметьте цвет получаемых осадков, проверьте их растворимость в 2н HCl. Запишите уравнения реакций.

Опыт 5. Тиосульфат натрия и его свойства

а) Неустойчивость тиосульфата в кислой среде.

Внести в пробирку 5-6 капель раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 2-3 капли 2 н. раствора соляной кислоты.

Отметьте выпадение серы. По запаху определите, какой газ выделился. Написать уравнение реакции.

б) Окислительно-восстановительные свойства тиосульфата натрия

В пробирку прилить 6-8 капель иодной воды и добавить по несколько капель раствора тиосульфата натрия.

Что наблюдаете? Напишите уравнение реакций и укажите какие свойства проявляет в этом процессе тиосульфат натрия.

Тема 13: «Элементы VA группы»

Основные вопросы темы:

1. Общая характеристика элементов.
2. Азот, строение молекулы, физические и химические свойства.
3. Аммиак, его свойства, получение и применение. Соли аммония.
4. Оксиды азота, их свойства. Азотистая кислота и её соли. Окислительно-восстановительная двойственность нитритов.
5. Азотная кислота, её свойства. Особенности взаимодействия азотной кислоты с металлами. Нитраты.

6. Фосфор, его аллотропные модификации. Химические свойства фосфора. Водородные соединения фосфора, фосфида.
7. Оксиды фосфора, фосфорные кислоты, фосфаты и их свойства.
8. Биологическая роль азота и фосфора. Использование их соединений в ветеринарии и ветеринарной фармации.
9. Мышьяк, оксиды мышьяка, кислоты. Токсичность соединений мышьяка.

Задания для самостоятельной работы

1. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:
 - а) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{NaNO}_2$
 - б) $\text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{N}_2 \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \underline{\text{NaNH}_2}$
 - в) $\text{P} \rightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2 \rightarrow \text{PH}_3 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
2. Вычислить рН 0,2М раствора аммиака.
3. Воду массой 150 г добавили к 30% раствору нитрата калия и в результате получили 5% раствор. Установите, какая масса 30% раствора соли была взята.
4. Рассчитайте массовую долю фосфора в двойном суперфосфате $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.
5. Вычислите константу гидролиза и рН в 0,01М растворе цианида калия.
6. Оксид фосфора (V) массой 28,4 г растворили в 200 г горячей воды. Рассчитайте массовую долю (в %) ортофосфорной кислоты в образовавшемся растворе.
7. Какой объем 10% раствора азотной кислоты ($\rho = 1,056 \text{ г/см}^3$) потребуется для растворения 38,4 г меди?

Лабораторная работа № 7.

Свойства соединений элементов VA группы.

Цель работы: Изучить свойства элементов VA группы и их соединений.

Выполнение лабораторной работы:

Опыт 1. Восстановительные свойства аммиака.

В две пробирки внести отдельно по 3-4 капли растворов: а) перманганата калия; б) дихромата калия. В каждую из пробирок добавить по 3-5 капель 25%-ного раствора аммиака. В каждом случае растворы слегка подогреть до изменения их окраски.

Во обоих случаях отметить изменение окраски растворов. Написать соответствующие уравнения реакций, учитывая, что в каждом случае аммиак в

основном окисляется до молекулярного азота, KMnO_4 восстанавливается до MnO_2 , а $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – до Cr_2O_3 .

Опыт 2. Обнаружение катиона аммония.

В пробирку налейте несколько капель раствора NH_4Cl и добавьте примерно столько же раствора NaOH . Смесь нагрейте до кипения и поднесите к пробирке влажную фенолфталеиновую бумажку.

Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

Опыт 3. Окислительные свойства азотной кислоты.

В одну пробирку внести 3-4 капли концентрированной азотной кислоты, в другую – 4 капли 2н раствора азотной кислоты. В каждую пробирку добавить маленький кусочек медной стружки. Пробирку с разбавленной азотной кислотой слегка подогреть. Обе пробирки держать на белом фоне. Отметить различие течения реакций в обоих случаях.

Какой газ выделяется в первой пробирке, какой – во второй? Написать уравнения соответствующих реакций. Чем объяснить легкое пожелтение выделяющегося газа во второй пробирке в начале реакции?

Опыт 4. Окислительные свойства нитратов

В пробирку внесите 5-6 капель раствора нитрата натрия, добавьте столько же раствора NaOH и небольшое количество порошка алюминия и нагрейте. Выделившейся аммиак определите по запаху и по окрашиванию влажной фенолфталеиновой бумажки, поднесенной к отверстию пробирки.

Написать уравнение реакции окисления Al нитратом калия в щелочной среде.

Тема 14: «d-элементы»

Основные вопросы темы:

1. Общая характеристика d-элементов. Строение атомов, валентность, характерные степени окисления. Физические и химические свойства d-элементов. Способность к образованию комплексных соединений, кластеров.
2. Характеристика элементов I В группы. Медь, физические и химические свойства, её соли, комплексные соединения.
3. Характеристика элементов группы II В. Амфотерность оксида и гидроксида цинка. Комплексные соединения. Ртуть, ее оксиды, соли.
4. Элементы VI В группы. Хром, его оксиды, гидроксиды, соли.
5. Элементы VII В группы. Марганец, общая характеристика. Химические свойства марганца. Оксиды, гидроксиды, соли марганца.

6. Элементы VIII В группы. Железо, его свойства. Оксиды, гидроксиды, железа (II), железа (III). Комплексные соединения железа и кобальта, гемоглобин.
7. Медь, цинк, марганец, железо, кобальт как микроэлементы. Биологическая роль, применение соединений d-элементов в ветеринарии и ветеринарной фармации.

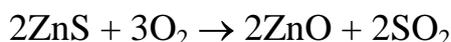
Задания для самостоятельной работы

1. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:
 - а) $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4] \rightarrow \text{ZnCl}_2$
 - б) $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
 - в) $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{Mn(OH)}_2 \rightarrow \text{MnSO}_4$
2. Запишите уравнения реакции гидролиза нитрата меди (II), хлорида железа (III). Укажите среду в растворе этих солей.
3. В оксиде железа массовая доля Fe составляет 72,41%. Установите формулу оксида железа.
4. Образец, содержащий Fe и FeO, взаимодействует с 3,36 л (н.у.) Cl₂. На растворение такого же образца затрачен раствор соляной кислоты, содержащий 14,6 г HCl. Определите массовую долю FeO в исходном образце.
5. На растворение оксида железа массой 16 г было затрачено 21,9 г соляной кислоты. Определите формулу оксида железа.
6. Вычислить значение окислительно-восстановительного потенциала системы



в растворе с pH = 1, содержащем [CrO₄²⁻] = 1 моль/л, [CrO₂⁻] = 0,1 моль/л.

7. Вычислите тепловой эффект реакции окисления сульфида цинка:



Лабораторная работа № 8.

Свойства соединений d-элементов.

Цель работы: Изучить свойства d-элементов и их соединений.

Выполнение лабораторной работы:

Опыт 1. Кисотно-основные свойства гидроксидов d-элементов.

В 6 пробирок возьмите примерно по 1 мл растворов солей марганца (II), кобальта, железа (II), железа (III) хрома (III), цинка одинаковой концентрации. Осадите в каждом из растворов соответствующий гидроксид, добавив несколько капель гидроксида натрия или калия. Отметьте цвет осадков.

Отделите часть осадков и испытайте их на растворимость в кислотах и избытке щелочи (гидроксиды марганца (II), железа (II) проверьте на растворимость сразу же, так как они быстро окисляются на воздухе).

Результаты опыта оформите в виде таблицы:

Катион	Цвет гидроксида	Растворимость гидроксида	
		в кислоте	в щелочи
Mn ²⁺			
Co ²⁺			
Fe ²⁺			
Fe ³⁺			
Cr ³⁺			
Zn ²⁺			

Запишите уравнения реакций получения гидроксидов d-элементов. Сделайте вывод о кислотно-основном характере гидроксидов.

Опыт 2. Окислительно-восстановительные свойства d-элементов.

а) Получите гидроксиды железа (II), кобальта, марганца и раствор хромита (образуется в результате растворения гидроксида хрома в избытке щелочи). Добавьте к ним несколько капель 3% H₂O₂.

Наблюдайте изменение цвета, связанного с переходом элементов в состояние с более высокой степенью окисления (при окислении гидроксида марганца образуется осадок MnO(OH)₂).

Составьте уравнения реакций, учитывая, что выделение газа – это результат протекания побочного процесса.

б) К раствору соли Мора (NH₄)₂Fe(SO₄)₂ добавьте равный объем раствора серной кислоты и прибавьте по каплям раствор перманганата калия.

Что наблюдаете? Составьте уравнение реакции.

Сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах соответствующих ионов d-элементов.

Опыт 3. Качественные реакции ионов d-элементов.

а) К 2-3 каплям раствора соли железа (III) прилейте 2-3 капли раствора KSCN.

Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

б) К 2-3 каплям раствора соли железа (II) прилейте несколько капель раствора гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$.

Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

в) К 3-4 каплям раствора соли меди прилейте 2-3 капли раствора гидроксида натрия.

Что наблюдаете? Составьте уравнение реакции.

г) К 3-4 каплям раствора соли меди добавьте 2-3 капли раствора гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$.

Объясните наблюдаемые явления. Составьте уравнение реакции.

д) К 3-4 каплям раствора нитрата серебра (I) прибавьте 2-3 капли раствора гидроксида натрия.

Составьте уравнение реакции (учитывая, что в осадке будет оксид серебра (I)).

е) К 2-3 каплям раствора хлорида цинка прибавьте 2-3 капли раствора гексацианоферрата (II) калия $K_3[Fe(CN)_6]$.

Что наблюдаете? Составьте уравнение реакции.

ж) К 3-4 каплям раствора нитрата серебра (I) прибавьте 2-3 капли раствора хромата калия.

Что наблюдаете? Составьте уравнение реакции.

КОЛЛОКВИУМ №1.

"Основные химические понятия и законы. Энергетика химических процессов. Скорость химических реакций. Химическое равновесие"

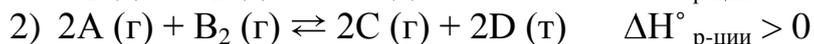
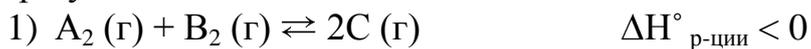
Вопросы к коллоквиуму

1. Атом, молекула, химический элемент. Абсолютная и относительная атомная масса. Относительная молярная масса. Число Авогадро. Моль, молярная масса.
2. Закон сохранения массы и энергии.
3. Закон постоянства состава вещества. Соединения постоянного и переменного состава.
4. Закон Авогадро и следствия из него. Молярный объем газа.
5. Закон эквивалентов. Понятие эквивалент, молярная масса эквивалента. Фактор эквивалентности, его взаимосвязь с эквивалентной массой.
6. Понятие о системе. Классификация систем.
7. Внутренняя энергия системы. Первое начало термодинамики.
8. Термохимические уравнения. Тепловые эффекты химических реакций. Реакции экзо- и эндотермические. Энтальпия системы.
9. Стандартная энтальпия образования вещества и ее использование для расчета теплового эффекта реакции. Стандартная энтальпия сгорания вещества, ее использование для расчета теплового эффекта реакции.
10. Первый закон термохимии. Закон Гесса, его применение для расчета калорийности корма. Следствия из закона Гесса.
11. Принцип Бертолле.
12. Фотохимические реакции.
13. Энтропия – функция состояния системы. Расчет изменения энтропии в ходе реакции.
14. Второе начало термодинамики. Критерий самопроизвольного протекания химической реакции. Свободная энергия Гиббса. Расчет ее изменения в ходе химической реакции.
15. Скорость химической реакции. Скорость гомогенной и гетерогенной химической реакции. Мгновенная скорость, средняя скорость.
16. Влияние на скорость химической реакции природы реагирующих веществ.
17. Закон действующих масс. Константа скорости реакции. Порядок реакции.
18. Влияние давления на скорость химической реакции.
19. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса. Энергия активации.
20. Катализ, катализаторы, ингибиторы, каталитические яды.
21. Химическое равновесие. Константа химического равновесия, ее зависимость от различных факторов.
22. Принцип Ле-Шателье. Влияние концентрации, давления, температуры на положение равновесия обратимой реакции.

0,20 моль/л, $C(C) = 0,15$ моль/л. Определите исходные концентрации веществ А и В.

13. Для некоторой реакции температурный коэффициент равен 2. На сколько градусов надо повысить температуру, чтобы увеличить скорость реакции в 16 раз?

14. В каком направлении сместится равновесие в системе при:
а) увеличении концентрации А; б) при увеличении концентрации С;
в) при уменьшении концентрации В₂; г) при повышении температуры;
д) при уменьшении давления:



КОЛЛОКВИУМ №2.

"Растворы. Способы выражения состава растворов. Свойства растворов неэлектролитов и электролитов. Водородный показатель. Гидролиз солей. Буферные растворы "

Вопросы к коллоквиуму

1. Растворы. Способы выражения состава растворов. Растворимость веществ.
2. Коллигативные свойства растворов. Осмос. Осмотическое давление. Роль осмоса в биологических системах. Законы Рауля. Определение молекулярной массы растворенного вещества.
3. Законы Вант-Гоффа и Рауля для растворов электролитов.
4. Основные положения теории электролитической диссоциации.
5. Диссоциация слабых электролитов. Приведите примеры. Степень и константа электролитической диссоциации. Зависимость степени и константы диссоциации от различных факторов.
6. Диссоциация сильных электролитов. Приведите примеры. Ионная сила раствора. Активность ионов электролита.
7. Диссоциация кислот. Определение кислот с точки зрения теории электролитической диссоциации. Записать уравнения диссоциации соляной, угольной кислот.
8. Диссоциация оснований. Определение оснований с точки зрения теории электролитической диссоциации. Записать уравнения диссоциации гидроксида лития, гидроксида меди (II), гидроксида алюминия.
9. Диссоциация кислых, средних и основных солей. Запишите уравнения диссоциации хлорида железа (III), гидросульфида кальция, дигидрохлорида алюминия.
10. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель и способы его определения.

11. Понятие "буферные растворы". Состав и виды буферных растворов. Механизм действия ацетатного и аммонийного буферных растворов. Буферная емкость. Буферные системы в живых организмах и их роль.
12. Гидролиз солей. Случаи гидролиза. Степень и константа гидролиза.

Задания к коллоквиуму

1. Составьте уравнения диссоциации селеноводородной кислоты H_2Se , уксусной кислоты CH_3COOH , борной кислоты H_3BO_3 , гидроксида магния $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и запишите выражение константы диссоциации для каждой ступени.
2. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза следующих солей: сульфида калия, хлорида цинка, карбоната аммония, сульфата меди (II). Укажите реакцию среды в растворах этих солей.
3. Рассчитайте, какая масса вещества понадобится для приготовления:
 - а) 300 г 5%-ного раствора хлорида бария;
 - б) 100 мл 0,05 М раствора карбоната натрия;
 - в) 250 мл 2 н. раствора сульфата магния.
4. Сколько граммов медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) и воды необходимо взять для приготовления 250 г 15%-го раствора сульфата меди (в расчете на безводную соль)?
5. Рассчитайте молярную, моляльную, нормальную концентрации и титр 20%-го раствора серной кислоты (плотность 1,14 г/см³).
6. Какой объем 2 М раствора соляной кислоты можно приготовить из 100 мл раствора, содержащего 38% HCl ($\rho = 1,84$ г/см³)?
7. Какой объем воды надо прибавить к 150 г 20%-ного раствора H_2SO_4 , чтобы получить 7%-ный раствор?
8. Сколько грамм 42%-го раствора CaCl_2 надо прибавить к 100 г 5%-ному раствору этой же соли, чтобы получить 25%-ный раствор?
9. Определите температуру кипения и замерзания 20%-го водного раствора сахарозы.
10. Вычислить осмотическое давление при стандартных условиях раствора, содержащего 16 г сахарозы в 350 г воды (плотность раствора считать равной единице).
11. Кажущаяся степень диссоциации хлорида калия в 0,1 М растворе равна 0,8. Чему равно осмотическое давление этого раствора при 10°C ?
12. Вычислите температуры кипения и замерзания раствора, содержащего 3,4 г BaCl_2 в 100 г воды ($\alpha = 74,5\%$)
13. При какой концентрации раствора степень диссоциации азотистой кислоты HNO_2 будет равна 0,2? ($K_d = 4 \cdot 10^{-4}$)
14. Вычислите активности ионов Mg^{2+} и Cl^- в растворе, содержащем 0,01 моль/л MgCl_2 .
15. Вычислите pH следующих растворов: а) 0,1 М HCl ; б) 0,1 М NaOH .
16. Вычислите pH: а) 1 н. раствора синильной кислоты HCN ($K_d = 7,2 \cdot 10^{-10}$); б) 0,01 М раствора NH_4OH ($\alpha = 4,2\%$).

17. Сколько граммов NaOH содержится в 250 мл раствора, рН которого 12 ($\alpha = 100\%$)?
18. Определите рН раствора, полученного смешиванием 200 мл 0,1М раствора уксусной кислоты и 200 мл 0,1М раствора ацетата натрия.
19. Чтобы изменить рН крови с 7,36 до 7,00 к 200 мл крови нужно добавить 3,6 мл 0,2М соляной кислоты. Рассчитать буферную емкость крови по кислоте.

КОЛЛОКВИУМ №3.

"Строение атома. Химическая связь. Окислительно-восстановительные реакции. Комплексные соединения "

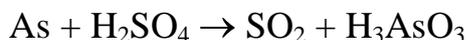
Вопросы к коллоквиуму

1. Основные положения квантово-механической теории строения атома. Двойственный характер электрона. Уравнение Луи-де-Бройля, принцип неопределенности Гейзенберга.
2. Квантовые числа: главное, орбитальное, магнитное, спиновое.
3. Заполнение электронных уровней и подуровней в многоэлектронных атомах. Принцип минимума энергии. Принцип Паули, правило Гунда. Правило Клечковского. Емкость энергетических уровней и подуровней атома
4. Валентность химических элементов. Объяснение валентности с точки зрения теории строения атомов.
5. Типы химической связи, их сравнительная характеристика. Зависимость свойств соединений от типа связи. Основные количественные характеристики химической связи: энергия и длина связи, валентный угол.
6. Ковалентная связь, полярная и неполярная, ее характеристики: насыщенность, направленность. Основные положения метода валентных связей (ВС). Примеры веществ с ковалентной связью. Полярность связи, полярные молекулы.
7. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.
8. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации и пространственная форма молекул BeCl_2 , BCl_3 , CH_4 , H_2O , NH_3 .
9. Метод молекулярных орбиталей (МО). Образование молекул с точки зрения этого метода. Связывающие и разрыхляющие орбитали.
10. Квантовые числа, характеризующие молекулярные орбитали. Порядок заполнения молекулярных орбиталей.
11. Ионная связь, ее характеристика. Свойства соединений с ионной связью.
12. Водородная связь. Биологическая роль водородной связи.
13. Силы межмолекулярного взаимодействия. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие.
14. Окислительно-восстановительные реакции, их классификация. Окислитель, восстановитель; процесс окисления, восстановления. Важнейшие окислители и восстановители.

15. Электродный потенциал. Механизм его возникновения на примере медного и цинкового электродов. Устройство водородного электрода и его назначение. Окислительно-восстановительный потенциал. Уравнение Нернста.
16. Комплексные соединения, особенности их строения. Номенклатура комплексных соединений. Химическая связь в комплексных соединениях: метод валентных связей и теория кристаллического поля. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости комплексного иона. Внутрикомплексные соединения.

Задания к коллоквиуму

1. Составить электронные формулы и электронно-графические схемы атомов углерода, азота, кислорода, фтора, атомов калия, скандия, титана, цинка. Охарактеризовать валентность элементов с позиций метода валентных связей.
2. Составить электронные формулы и электронно-графические схемы атомов кремния, фосфора, серы, хлора в невозбужденном и возбужденном состояниях, охарактеризовать валентность этих элементов. Записать квантовые числа для неспаренных электронов.
3. Определить тип химической связи и характер перекрывания атомных орбиталей в молекулах азота, кислорода, фтора, хлора, аммиака, воды, фтороводорода.
4. Расставить коэффициенты в реакции и рассчитать молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя.



5. Расставить коэффициенты, указать окислитель и восстановитель в реакции:



Определить направление протекания реакции в стандартных условиях, если $\varphi^\circ \text{CrO}_4^{2-} / \text{CrO}_2^- = -0,13\text{В}$; $\varphi^\circ \text{Br}_2 / 2\text{Br}^- = 1,087\text{В}$.

6. Расставить коэффициенты в реакции:



Рассчитать ΔG реакции и константу равновесия, если $\varphi^\circ \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / 2\text{Cr}^{3+} = 1,33\text{В}$; $\varphi^\circ \text{S} / \text{S}^{2-} = 1,087\text{В}$.

7. Охарактеризовать строение следующих комплексных соединений и назвать их: $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$, $\text{K}_2[\text{Pt}(\text{OH})_2\text{Cl}_4]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$. Написать уравнения их диссоциации в растворе и выражение общей константы нестойкости комплексных ионов.
8. Составить схему молекулярных орбиталей молекул F_2 и O_2 .

Литература

Основная

- Глинка, Н.Л. Общая химия /Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2006. - 727 с.
- Князев, Д.А., Неорганическая химия/Д.А.. Князев, С.Н. Смарьгин. – М.: Высшая школа, 1990. – 430 с.
- Коровин, Н.В. Общая химия /Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2000. – 558 с.
- Саргаев, П.М. Неорганическая химия/П.М. Саргаев. – М.: Колос, 2004. – 271 с.
- Хомченко, Г.П.. Неорганическая химия/Г.П.. Хомченко. – М.: Высшая школа, 1987. – 464 с.

Дополнительная

- Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия /Н.С. Ахметов. – М.: Высшая школа, 2006. – 743 с.
- Зеленин, К.Н. Химия общая и бионеорганическая/К.Н. Зеленин, В.В. Алексеев – Санкт-Петербург, Элби – СПб., 2003. – 712 с.
- Ленский, А.С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию/А.С. Ленский. – М.: Высшая школа, 1989. – 256 с.
- Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов/Ю.А. Ершов и др./Под ред. Ю.А. Ершова – М.: Высшая школа, 2006. – 560 с.
- Павлов, Н.Н. Общая и неорганическая химия/Н.Н. Павлов – М.: Дрофа, 2002. – 448 с.

Приложение

Таблица 1

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Периоды	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																	
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	VIA																	
2	VIIA																	
3	VIIIA																	
4	VIIIA																	
5	VIIIA																	
6	VIIIA																	
7	VIIIA																	
8	VIIIA																	
9	VIIIA																	
10	VIIIA																	
11	VIIIA																	
12	VIIIA																	
13	VIIIA																	
14	VIIIA																	
15	VIIIA																	
16	VIIIA																	
17	VIIIA																	
18	VIIIA																	
19	VIIIA																	
20	VIIIA																	
21	VIIIA																	
22	VIIIA																	
23	VIIIA																	
24	VIIIA																	
25	VIIIA																	
26	VIIIA																	
27	VIIIA																	
28	VIIIA																	
29	VIIIA																	
30	VIIIA																	
31	VIIIA																	
32	VIIIA																	
33	VIIIA																	
34	VIIIA																	
35	VIIIA																	
36	VIIIA																	
37	VIIIA																	
38	VIIIA																	
39	VIIIA																	
40	VIIIA																	
41	VIIIA																	
42	VIIIA																	
43	VIIIA																	
44	VIIIA																	
45	VIIIA																	
46	VIIIA																	
47	VIIIA																	
48	VIIIA																	
49	VIIIA																	
50	VIIIA																	
51	VIIIA																	
52	VIIIA																	
53	VIIIA																	
54	VIIIA																	
55	VIIIA																	
56	VIIIA																	
57	VIIIA																	
58	VIIIA																	
59	VIIIA																	
60	VIIIA																	
61	VIIIA																	
62	VIIIA																	
63	VIIIA																	
64	VIIIA																	
65	VIIIA																	
66	VIIIA																	
67	VIIIA																	
68	VIIIA																	
69	VIIIA																	
70	VIIIA																	
71	VIIIA																	
72	VIIIA																	
73	VIIIA																	
74	VIIIA																	
75	VIIIA																	
76	VIIIA																	
77	VIIIA																	
78	VIIIA																	
79	VIIIA																	
80	VIIIA																	
81	VIIIA																	
82	VIIIA																	
83	VIIIA																	
84	VIIIA																	
85	VIIIA																	
86	VIIIA																	
87	VIIIA																	
88	VIIIA																	
89	VIIIA																	
90	VIIIA																	
91	VIIIA																	
92	VIIIA																	
93	VIIIA																	
94	VIIIA																	
95	VIIIA																	
96	VIIIA																	
97	VIIIA																	
98	VIIIA																	
99	VIIIA																	
100	VIIIA																	
101	VIIIA																	
102	VIIIA																	
103	VIIIA																	

* ЛАНТАНИДЫ

** АКТИНИДЫ

Таблица 2

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ

Анионы	Катионы																
	H ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Pb ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ag ⁺
OH ⁻		P	P	P	P	M	H	H	H	H	H	-	H	H	H	H	-
F ⁻	P	P	P	P	M	H	H	H	P	P	P	-	M	P	M	M	P
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P	P	P	P	H
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	M	P	P	P	P	H
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	-	H	P	P	P	-	H
S ²⁻	P	P	P	P	H	M	-	H	H	H	H	H	-	-	H	-	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	M	H	H	H	H	-	-	-	H	-	H
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	H	M	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	-	-	-	-	-	-	-	-	M
PO ₄ ³⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	-	H
SiO ₃ ²⁻	H	P	P	-	H	H	H	H	H	H	H	-	-	-	H	-	-
HCOO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P

Электрохимический ряд активности металлов

Li Cs Rb K Ba Sr Ca Na Mg Be Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Mo Sn Pb (H₂) Cu Hg Ag Pt Au

Таблица 3

Номенклатура кислот и соответствующих им солей

Кислоты		Анион	
формула	название	формула	название
HF	фтороводородная (плавиковая)	F ⁻	фторид
HCl*	хлороводородная (соляная)	Cl ⁻	хлорид
HBr*	бромоводородная	Br ⁻	бромид
HI*	иодоводородная	I ⁻	иодид
HNO ₂	азотистая	NO ₂ ⁻	нитрит
HNO ₃ *	азотная	NO ₃ ⁻	нитрат
HClO	хлорноватистая	ClO ⁻	гипохлорит
HClO ₂	хлористая	ClO ₂ ⁻	хлорит
HClO ₃ *	хлорноватая	ClO ₃ ⁻	хлорат
HClO ₄ *	хлорная	ClO ₄ ⁻	перхлорат
HMnO ₄ *	марганцевая	MnO ₄ ⁻	перманганат
CH ₃ COOH	уксусная	CH ₃ COOH ⁻	ацетат
H ₂ S	сероводородная	HS ⁻ S ²⁻	гидросульфид сульфид
H ₂ SO ₃	сернистая	HSO ₃ ⁻ SO ₃ ²⁻	гидросульфит сульфит
H ₂ SO ₄ *	серная	HSO ₄ ⁻ SO ₄ ²⁻	гидросульфат сульфат
H ₂ CO ₃	угольная	HCO ₃ ⁻ CO ₃ ²⁻	гидрокарбонат карбонат
H ₂ SiO ₃	кремниевая	HSiO ₃ ⁻ SiO ₃ ²⁻	гидросиликат силикат
H ₂ S ₂ O ₃	тиосерная	S ₂ O ₃ ²⁻	тиосульфат
HCN	циановодородная (синильная)	CN ⁻	цианид
HSCN	тиоциановодородная	SCN ⁻	тиоцианат
H ₃ PO ₄	фосфорная	H ₂ PO ₄ ⁻ HPO ₄ ²⁻ PO ₄ ³⁻	дигидрофосфат гидрофосфат фосфат
H ₃ BO ₃	борная	BO ₃ ³⁻	борат
HIО	йодноватистая	IO ⁻	гипоиодит
HIО ₃ *	йодноватая	IO ₃ ⁻	иодат
HIО ₄ *	иодная	IO ₄ ⁻	периодат
HBrO	бромноватистая	BrO ⁻	гипобромит
HBrO ₃ *	бромноватая	BrO ₃ ⁻	бромат
H ₂ MnO ₄ *	марганцовистая	MnO ₄ ²⁻	манганат
H ₄ P ₂ O ₇	пирофосфорная	P ₂ O ₇ ⁴⁻	пирофосфат

* отмечены кислоты – сильные электролиты

Таблица 4

**Стандартные энтальпия образования, энтропия и
энергия Гиббса образования веществ**

Вещество	Состояние	$\Delta H^\circ_{\text{обр}}$, кДж/моль	S°, Дж/моль · К	$\Delta G^\circ_{\text{обр}}$, кДж/моль
Al	к	0	28	0
Al ₂ O ₃	к	-1676	51	-1582
C	графит	0	5,7	0
C ₂ H ₅ OH	ж	-278	161	-175
CH ₄	г	-75	186	-51
C ₂ H ₂	г	227	2001	209
C ₂ H ₄	г	52	219	68
C ₂ H ₆	г	-90	230	-33
C ₆ H ₁₂ O ₆	р-р	-1273	264	-917
C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	р-р	-2218	403	-1551
CO	г	-110,5	197,5	-137
CO ₂	г	-393,5	214	-394
CaCO ₃	к	-1207	89	-1128
CaO	к	-635,5	40	-604
Ca(OH) ₂	к	-987	76	-896
Cl ₂	г	0	223	0
H ₂	г	0	130,5	0
H ₂ O	г	-242	189	-229
H ₂ O	ж	-286	70	-237
H ₂ S	г	-21	206	-34
N ₂	г	0	191,5	0
NH ₃	г	-46	193	-17
NH ₃	р-р	-70	112	-80
N ₂ O	г	82	220	104
NO	г	90	211	87
NO ₂	г	33,5	240	51,5
O ₂	г	0	205	0
SO ₂	г	-297	248	-300
SO ₃	г	-396	257	-371
ZnO	к	-351	44	-321
ZnS	к	-209	58	-204

Таблица 5

Стандартные энтальпии сгорания некоторых веществ

Вещество	$\Delta H^\circ_{\text{ср}}$, кДж/моль	Вещество	$\Delta H^\circ_{\text{ср}}$, кДж/моль
С углерод	-393,5	СО оксид углерода (II)	-283
H ₂ водород	-286	CH ₃ COOH уксусная к-та	-875
CH ₄ метан	-890	C ₂ H ₅ OH этанол	-1371
C ₂ H ₂ ацетилен	-1300	C ₃ H ₇ OH пропанол-1	-2010
C ₂ H ₄ этилен	-1411	C ₃ H ₈ O ₃ глицерин	-1661
C ₂ H ₆ этан	-1560	C ₆ H ₁₂ O ₆ глюкоза	-2802
C ₆ H ₆ бензол	-3302	C ₁₂ H ₂₀ O ₁₁ сахароза	-5647

Таблица 6

Константы диссоциации кислот и оснований, К (25°)

Название кислоты	Формула	К
Азотистая	HNO ₂	$5,1 \cdot 10^{-4}$
Бромноватистая	HBrO	$2,5 \cdot 10^{-9}$
Муравьиная	HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$
Пероксид водорода	H ₂ O ₂	$2,0 \cdot 10^{-12}$
Сернистая, K ₁	H ₂ SO ₃	$1,7 \cdot 10^{-2}$
K ₂		$6,2 \cdot 10^{-8}$
Сероводородная, K ₁	H ₂ S	$1,0 \cdot 10^{-7}$
K ₂		$1,3 \cdot 10^{-13}$
Угльная, K ₁	CO ₂ (aq) + H ₂ O	$4,5 \cdot 10^{-7}$
K ₂		$4,8 \cdot 10^{-11}$
Уксусная	CH ₃ COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$
Фосфорная (орто), K ₁	H ₃ PO ₄	$7,6 \cdot 10^{-2}$
K ₂		$6,2 \cdot 10^{-8}$
K ₃		$4,2 \cdot 10^{-13}$
Фтороводородная	HF	$6,8 \cdot 10^{-4}$
Хлорноватистая	HClO	$5,0 \cdot 10^{-8}$
Циановодородная	HCN	$6,2 \cdot 10^{-10}$
Аммиака раствор	NH ₃ + H ₂ O	$1,76 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид свинца (II), K ₁	Pb(OH) ₂	$9,55 \cdot 10^{-4}$
K ₂		$3,00 \cdot 10^{-8}$
Гидроксид серебра	AgOH	$5,0 \cdot 10^{-3}$
Гидроксид цинка, K ₁	Zn(OH) ₂	$4,4 \cdot 10^{-5}$
K ₂		$1,5 \cdot 10^{-9}$

Таблица 7

**Стандартные электродные потенциалы φ°
в водных растворах при 25°C**

Электродный процесс	φ° , В
$\text{Br}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Br}^-$	1,07
$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Cl}^-$	1,36
$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Cr}$	-0,74
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,33
$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}$	0,34
$\text{F}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{F}^-$	2,87
$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Fe}$	-0,44
$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	0,77
$\text{I}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{I}^-$	0,54
$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} \rightarrow \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,19
$\text{MnO}_4^- + \bar{e} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$	0,56
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,51
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,59
$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,23
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,955
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	0,84
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,77
$2\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$	1,12
$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pb}$	-0,13
$\text{Pb}^{4+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pb}^{2+}$	1,69
$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}$	-0,76

Таблица 8

**Константы нестойкости комплексных ионов
в водных растворах при 25°C**

Комплексные ионы	$K_{нест}$
$[AgCl_2]^-$	$5,7 \cdot 10^{-6}$
$[Ag(CN)_2]^-$	$8,0 \cdot 10^{-22}$
$[Ag(NH_3)_2]^+$	$9,3 \cdot 10^{-8}$
$[Ag(S_2O_3)]^-$	$1,5 \cdot 10^{-9}$
$[Ag(S_2O_3)_2]^{3-}$	$3,5 \cdot 10^{-14}$
$[Au(CN)_2]^-$	$5,0 \cdot 10^{-39}$
$[Cd(NH_3)_6]^{2+}$	$7,3 \cdot 10^{-6}$
$[Co(CN)_6]^{4-}$	$0,8 \cdot 10^{-19}$
$[Co(NH_3)_6]^{2+}$	$7,75 \cdot 10^{-6}$
$[Co(NH_3)_6]^{3+}$	$3,1 \cdot 10^{-33}$
$[Cu(NH_3)_2]^+$	$1,35 \cdot 10^{-11}$
$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$	$2,1 \cdot 10^{-13}$
$[Fe(CN)_6]^{4-}$	10^{-35}
$[Fe(CN)_6]^{3-}$	10^{-42}
$[Ni(NH_3)_4]^{2+}$	$1,1 \cdot 10^{-8}$
$[Ni(NH_3)_6]^{2+}$	$1,7 \cdot 10^{-9}$
$[Zn(NH_3)_4]^{2+}$	$3,5 \cdot 10^{-10}$

Кафедра химии УО ВГАВМ имени профессора Ф.Я. Беренштейна в ее современном виде сформирована в апреле 1998 года.

Заведующий кафедрой - доцент, кандидат биологических наук В.П. Баран. На кафедре в настоящее время работают также профессор, доктор биологических наук В.М. Холод (возглавлял кафедру до июля 2006 года); доценты, кандидаты биологических наук И.Ю. Постраш, И.В. Котович, Д.В. Елисейкин, Л.Н. Громова; доцент, кандидат ветеринарных наук О.П. Позывайло; доцент, кандидат сельскохозяйственных наук И.В. Сучкова; кандидат ветеринарных наук, ассистент Ю.Г. Соболева; старшие преподаватели Н.В. Румянцева, С.Л. Радченко, Т.В. Пипкина, О.В. Господарик; ассистент С.И. Сидорова.

На кафедре ведется преподавание следующих дисциплин: «Общая химия с основами аналитической» (1 ФВМ и 1 ФВМ, НИСПО, 1 ЗИФ и 1 ЗИФ, НИСПО), «Биоорганическая и биологическая химия» (1 и 2 ФВМ; 1 и 2 ФВМ, НИСПО), «Биохимия мяса и молока» (специальность «Ветеринарная санитария и экспертиза»), «Аналитическая химия», «Органический и неорганический синтез», «Физическая и коллоидная химия» (специальность «Ветеринарная фармация»).

Кафедра ведет большую учебно-методическую работу, обеспечивая учебный процесс учебно-методическими пособиями и компьютерными программами. Впервые в Республике Беларусь в 2005 году издано учебное пособие «Клиническая биохимия» (В.М. Холод, А.П. Курдеко).

За последние 6 лет преподавателями кафедры опубликован ряд учебно-методических пособий, среди них «Биохимия гомонов» (И.В. Котович, Н.Ю. Германович); «Биохимия витаминов» (Н.Ю. Германович, Н.В. Румянцева, И.В. Котович, В.П. Баран), «Практикум по общей химии с основами аналитической для студентов заочной формы обучения» (В.М. Холод и др.), «Основы динамической биохимии» (И.В. Котович, В.П. Баран, Н.В. Румянцева), «Общая химия с основами аналитической» (В.М. Холод и др.), «Химия и биология гетерофункциональных соединений» (И.В. Котович, Д.В. Елисейкин), «Качественный химический анализ», «Количественный анализ. Химические и инструментальные методы» (В.М. Холод, О.В. Господарик, Т.В. Пипкина).

Сотрудники кафедры активно занимаются научно-исследовательской работой. Область научных исследований - «Биохимическая адаптация обмена веществ растущих и продуктивных животных к новым промышленным технологиям, нарушения метаболизма и способы его коррекции». За последние несколько лет под руководством доктора биологических наук, профессора В.М. Холода на кафедре защищено 9 кандидатских диссертаций (Л.Н. Чернега, И.Ю. Постраш, Н.Ю. Германович, И.В. Котович, Л.Н. Громова, В.П. Баран, Д.Т. Соболев, Ю.Г. Соболева, Н.В. Румянцева).

В.М. Холод является соавтором практического пособия «Методы диагностики болезней животных» (2005 год).

Сотрудниками кафедры изданы «Рекомендации по диагностике и профилактике нарушений обмена железа у крупного рогатого скота» (В.М. Холод, И.Ю. Постраш), 2002 г.; «Методические указания по контролю за состоянием обмена веществ у цыплят-бройлеров» (И.В. Котович, В.П. Баран, В.М. Холод и др.), 2003 г.; «Методические указания для лабораторий ветеринарного контроля и исследовательских биохимических лабораторий» (А.А. Мацинович, А.П. Курдеко, О.П. Позывайло), 2005 г.; «Рекомендации по использованию в диагностике патологии печени гепатоспецифического метаболического профиля сыворотки крови крупного рогатого скота» (В.М. Холод, Ю.Г. Соболева), 2008 г.

При кафедре работает научно-исследовательский студенческий кружок, участники которого регулярно выступают на внутривузовских и международных конференциях. Студенческие команды академии, в подготовке которых активно принимали участие сотрудники кафедры химии, неоднократно побеждали и занимали призовые места на международных олимпиадах по биологии и химии.

Учебное издание

**Холод Валерий Михайлович,
Пипкина Татьяна Владимировна,
Господарик Ольга Викторовна**

**ЛАБОРАТОРНЫЕ И ПРАКТИЧЕСКИЕ
ЗАНЯТИЯ ПО ОБЩЕЙ И
НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

Учебно-методическое пособие

Ответственный за выпуск В. П. Баран
Технический редактор Р. И. Тихонова
Компьютерный набор и верстка О. В. Господарик
Корректор Л. С. Пименова

Подписано в печать Формат 60 x 90 1/16. Бумага писчая.
Гарнитура Times New Roman. Ризография.
Усл. п. л. 4,0. Усл. изд. л. 2,7. Тираж 100 экз. Заказ №

Издатель и полиграфическое исполнение УО «Витебская ордена «Знак
Почета» государственная академия ветеринарной медицины»
ЛИ №: 023300/0133019 от 16.03.2009 г.
210026, г. Витебск, ул. 1-ая Доватора 7/11.
тел. 8(0212) 35-99-82

