

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Куижева Саида Казбековна
Должность: Ректор
Дата подписания: 20.04.2022 12:58:08
Уникальный программный ключ:
71183e1134ef9cfa69b206d480271b3c1a975e6f

МИНОБРНАУКИ РОССИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Майкопский государственный технологический университет»
Политехнический колледж

Предметная (цикловая) комиссия
гуманитарных и естественнонаучных дисциплин

УТВЕРЖДАЮ
Зам. директора по учебной работе
В.М.Куприенко
15 колледж
2018



Практикум
по неорганической химии

Методические указания
к практическим работам для студентов
очной формы обучения по дисциплине
«Неорганическая химия»

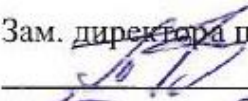
специальности: 36.02.01 Ветеринария

Майкоп – 2018

Одобрено предметной (цикловой
комиссией) гуманитарных и
естественнонаучных дисциплин

Составлено на основе ФГОС СПО и
учебного плана МГТУ по
специальности 08.02.01
Строительство и эксплуатация
и сооружений

Председатель цикловой комиссии
 С. Н. Шчапацева
Протокол № 10 от 15.06 2018 г.

Зам. директора по учебной работе
 В. М. Куприенко
« 15 » 06 2018 г.

Разработчик: преподаватель политехнического колледжа Н.А. Кудаева

Техника безопасности и правила работы в лаборатории

1. Порядок работы

При работе в химической лаборатории необходимо придерживаться следующих правил:

1. Предварительно прочитать соответствующие разделы учебника, записи лекций и ознакомиться с содержанием лабораторной работы.
2. Не начинать опыта, пока не проверено наличие всего необходимого для него (посуда, приборы, реактивы).
3. При работе точно соблюдать порядок и последовательность операций, указанных в руководстве.
4. Соблюдать все необходимые меры предосторожности, указанные в данном разделе и в инструкции по технике безопасности.
5. Внимательно следить за ходом опыта и замечать все изменения. После окончания работы привести в порядок рабочее место.
6. Запись наблюдений и уравнений протекающих реакций делать сразу же после окончания опыта в тетради.

2. Реактивы и обращение с ними.

По чистоте реактивы делятся: на химически чистые (ХЧ), чистые для анализа (ЧДА), чистые (Ч). Кроме того применяются реактивы квалификации: спектрально чистый (СП. Ч), особой чистоты (ОСЧ), очищенный (ОЧ) и технический (техн.).

При пользовании реактивами необходимо знать их основные свойства: огнеопасность, ядовитость, способность к образованию взрывчатых смесей с другими реактивами.

Растворы и сухие реактивы хранить в стеклянной посуде, закрытой стеклянными (притертыми), резиновыми или корковыми пробками. На каждой реактивной склянке или банке должна быть этикетка с названием реактива и указанием его качества, а также концентрации. Если на банке с реактивом нет этикетки и надписи, пользоваться им без указания преподавателя нельзя.

При пользовании реактивами следует соблюдать правила:

1. Если нет указаний о дозировке реактивов для данного опыта, то брать их надо в возможно меньшем количестве.
2. Излишек реактива не высыпать и не выливать обратно в сосуд, из которого он был взят. После употребления реактива банку или склянку тотчас же закрыть пробкой и поставить на место.
3. Сухие реактивы брать роговыми, фарфоровыми или металлическими ложечками или лопаточками (шпатели), которые всегда должны быть чистыми и сухими. После употребления их следует тщательно обтереть.
4. Если реактив отбирают пипеткой, то нельзя той же пипеткой, не вымыв ее, брать реактив с другой склянки.
5. Особую осторожность соблюдать при работе с ядовитыми и огнеопасными веществами.

3. Обязательные требования к технике безопасности при работе студентов в химической лаборатории.

1. Растворы и вещества для химических реакций необходимо брать в таком количестве, как это указано в практикуме (инструкции).

2. При возникновении каких-либо неясностей следует работу прекратить и обратиться к преподавателю.
3. Взяв вещество для опыта, следует внимательно прочитать этикетку (надпись) и в случае сомнения обратиться к преподавателю.
4. Новая или повторная постановка опыта с опасными веществами допускается лишь после получения на это разрешения преподавателя.
5. При работе в вытяжном шкафу дверцу вытяжного шкафа надо поднять на $1/5 - 1/4$ высоты ее подъема. После завершения работы ее следует плотно закрыть.
6. Запрещается выполнение опыта в грязной посуде.
7. При переносе химического стакана с горячей жидкостью необходимо стакан держать обеими руками, положив под дно стакана полотенце.
8. Работы, связанные с выделением летучих веществ при выпаривании и кипячении растворов, содержащих аммиак, хлор, бром, йод, азотную кислоту и т.д., необходимо проводить только в вытяжном шкафу.
9. В случае воспламенения горючих жидкостей или других веществ быстро погасить горелку, выключить электронагревательные приборы, отставить сосуды с огнеопасными веществами и принять следующие меры тушения:
 - а) горючие жидкости прикрыть асбестовым или обычным одеялом, или засыпать песком;
 - б) загоревшийся фосфор надо гасить мокрым песком или водой
10. В случае загорания одежды гасить пламя следует обертыванием в одеяло или пальто или другое. Ни в коем случае не бежать.
11. Если загорятся электрические провода надо немедленно выключить рубильник и тушить пожар имеющимися средствами (песок, вода, асбестовое одеяло).
12. При работе с открытым пламенем (газовые и спиртовые горелки) сосуды с огнеопасными жидкостями необходимо отставлять от пламени на расстоянии не менее 1 метра.
13. Не нюхать выделяющие газы, близко наклоняясь к сосуду. При определении – запаха газа или жидкости осторожно вдыхать воздух, слегка направляя рукой ток его от сосуда к себе.
14. При наливании реактивов не наклоняться над сосудом, во избежание попадания брызг или частиц на лицо или платье.
15. Не наклоняться над сосудом с нагреваемой жидкостью, так как иногда ее может выбросить из сосуда.
16. При нагревании пробирки не держать ее отверстием к себе или в сторону товарища.
17. Если на лицо или руки попадут брызги кислоты, надо тотчас же смыть водой, после чего промыть пораженное место разбавленным раствором соды. Щелочь смывают водой до тех пор, пока пострадавший участок кожи не перестанет быть скользким.
18. В случае ожога (пламенем горелки или нагретыми предметами) обожженное место смочить концентрированным раствором перманганата калия, еще лучше протереть это место кристалликами перманганата калия так, чтобы кожа побурела, или же приложить ватку, смоченную жидкостью от ожогов.
19. Перед уходом из лаборатории проверить, закрыты ли краны газовых горелок.

Основные законы и понятия химии.

Вопросы для подготовки:

1. Предмет неорганической химии. Связь ее с другими науками. Краткий очерк развития химии в России.
2. Основные понятия химии: атом, молекула, элемент, вещество (простое и сложное), стехиометрическая формула, химическая реакция, уравнение химической реакции.
3. Понятие о химической реакции как превращении веществ. Реагенты, продукты реакции. Основные типы химической реакции: соединения, разложения, замещения, обмена. Реакции ионного обмена, окислительно-восстановительные реакции: экзо- и эндотермические реакции; обратимые и необратимые реакции.
4. Основные законы стехиометрии. Закон постоянства состава. Дальтонида и бертоллида. Закон кратных отношений.
5. Атомная масса и массовое число изотопа. Изотопный состав элемента. Молекулярная масса. Моль. Молярная масса. Молярная масса эквивалента. Фактор эквивалентности. Закон эквивалентных отношений.
6. Закон объемных отношений. Закон Авогадро. Молярный объем газа при нормальных условиях. Понятие об относительной плотности газа.

Контрольные вопросы:

1. Что называют химической реакцией? Что такое реагент, продукт реакции? Чем химическое явление отличается от физического?
2. Как классифицируют химические реакции? Какие признаки лежат в основе классификации? Объяснить на примерах.
3. На основании какого закона составляются уравнения химических реакций? Кем предложен этот закон и как он читается?
4. В чем особенности газообразного состояния вещества? Как влияют внешние факторы на состояние газов?
5. Что называется относительной плотностью газа? Как эта величина связана молярной плотностью газа?
6. По каким формулам можно рассчитать объем газа при нормальных условиях и при условиях отличных от нормальных?
7. Является ли эквивалентная масса вещества постоянной величиной? От каких факторов она зависит?
8. Что называется фактором эквивалентности? Как его рассчитать для кислоты, основания, соли, оксида?
9. Как объяснить закон сохранения массы веществ с точки зрения атомно-молекулярного учения?
10. Какое явление называется аллотропией? Какими причинами оно вызывается? Приведите примеры аллотропных модификаций веществ и объясните причины их модификационной изменчивости.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Найти массу (в граммах) одной молекулы оксида углерода (IV).

2. Относительная плотность газа по воздуху равна 1,52. Определите массу 1л этого газа при н.у. Ответ: 1,97г.
3. При сгорании трехвалентного металла массой 11,2 г образовался оксид массой 16г. Какой металл был взят?
4. Определить эквивалентную массу кислоты. На нейтрализацию 2,45г неизвестной кислоты идет 2,00г гидроксида натрия.
 Ответ: 49,0 г/моль.
5. Вычислить атомную массу двухвалентного металла и определить, какой это металл, если 8,34 г металла окисляются 0,680 л кислорода (н.у.).
 Ответ: 137,4 г/моль.
6. Определить фактор эквивалентности и эквивалентную массу ортофосфорной кислоты в реакциях:
- а) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{KOH} = \text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 б) $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$;
 в) $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{KOH} = \text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$;
7. Газ массой 1,105 г при 27 °С и давлении 101,3 к Па занимает объем 0,8л. Какова его относительная молекулярная масса?
 Ответ: 34.
8. При давлении 98,7 кПа и температуре 91°С некоторое количество газа занимает объем 680мл. Найти объем газа при нормальных условиях.
 Ответ: 44мл.
9. При взаимодействии 1,28г металла с водой выделилось 380мл водорода, измеренного при 21°С и давлении 104,5 кПа. Найти эквивалентную массу металла.
 Ответ: 39,4 г/моль.
10. Сопоставить число молекул, содержащихся в 1г NH_3 и в 1г N_2 . В каком случае и во сколько раз число молекул больше?
11. Сколько молекул содержится в 1,00мл водорода при н.у.
 Ответ: $2,69 \cdot 10^{19}$.
12. Бертолетова соль при нагревании разлагается с образованием KCl и O_2 . Сколько литров кислорода при 0°С и давлении 100,3 кПа можно получить из 1моля KClO_3 ?
 Ответ: 33,6л.
13. Какое количество вещества содержится в 147г H_2SO_4 ? Сколько это составит моль эквивалентов серной кислоты, считая фактор эквивалентности равным $\frac{1}{2}$.
14. При обработке 4,32г металла хлором образовалось 21,36г его хлорида. Определить эквивалентную массу металла.
 Ответ: 9г/моль.
15. Некоторая масса металла, эквивалентная масса которого составляет 28 г/моль, вытесняет из кислоты 0,7л водорода (н.у.). Какова масса металла?
 Ответ: 1,75г.
16. При обработке 5,64г нитрата металла серной кислотой образовалось 4,8г его сульфата. Определить эквивалентную массу металла.
 Ответ: 32г/моль.
17. Рассчитать фактор эквивалентности и эквивалентную массу KMnO_4 в реакциях окисления-восстановления, протекающих по схемам:



18. Определите массовую долю хрома в дихромате калия $K_2Cr_2O_7$, массовую долю азота в нитрате аммония NH_4NO_3 , массовую долю кристаллизационной воды в железном купоросе $FeSO_4 \cdot 7H_2O$.

19. Баллон емкостью 10л вмещает при $27^{\circ}C$ 1 М кислорода. Вычислить давление кислорода в баллоне.

Ответ: 249,3 кПа.

20. Масса 600мл газа при н.у. равна 0,75г. Чему равна молярная масса этого газа? Какова его относительная плотность по кислороду?

Ответ: 28; 0,875.

21. Рассчитать относительную молекулярную массу, молярную массу и массу молекулы в граммах дигидрата хлорида бария $BaCl_2 \cdot 2H_2O$.

22. Какова масса $18,06 \cdot 10^{23}$ молекул оксида серы (IV)?

Ответ: 240г.

23. Определить число атомов каждого элемента в воде массой 36г.

24. Медь массой 0,291 г растворили в азотной кислоте. Полученную соль разложили, в результате чего получили оксид массой 0,364г. Вычислить эквивалентную массу меди.

Ответ: 31,78.

Основные классы неорганических соединений.

Вопросы для подготовки:

1. Классификация простых веществ. Металлы и неметаллы. Аллотропия. Аллотропные модификации.

2. Бинарные соединения. Принципы номенклатуры бинарных соединений. Гидриды, оксиды, пероксиды, галогениды, нитриды, халькогениды и т.д.

3. Оксиды солеобразующие и несолеобразующие. Основные, кислотные (ангидриды), амфотерные оксиды. Получение, химические свойства. Номенклатура.

4. Основания. Кислотность оснований. Щелочи. Получение и химические свойства оснований. Номенклатура.

5. Кислоты. Основность кислот. Кислородсодержащие и бескислородные кислоты. Получение и химические свойства кислот. Номенклатура кислот.

6. Соли. Соли средние, кислые, основные (гидроксо- и оксосоли). Смешанные, двойные, комплексные соли. Получение и химические свойства солей, их номенклатура.

7. Что представляют собой реакции обменного разложения, по каким признакам они выявляются и классифицируются (*уметь привести примеры*).

8. По каким признакам химические соединения подразделяются на органические и неорганические.

9. Чем различаются между собой простые и сложные химические соединения; как подразделяются сложные соединения по числу составляющих их атомов.

10. Каков химический состав и строение следующих классов соединений: соединения элементов с водородом; нитриды, фосфины, сульфиды, карбиды, галиды; оксиды, гидроксиды; пероксиды; соли (средние, кислые, основные), истинные комплексные соединения.

11. Как определить тип (характер): соединений элементов с водородом (гидрид или элементводород), оксидов и гидроксидов (основные, кислотные, амфотерные) на

основании строения атомов элементов и с использованием значений электроотрицательности и степеней окисления атомов.

12. Как определить кислоту и основание с точки зрения протонной теории и с позиций электронной теории Льюиса.

13. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов в периодах и подгруппах и почему.

14. Как с помощью реакций кислотно-основного взаимодействия доказывается тип (характер) оксидов и гидроксидов: основной, кислотный, амфотерный, безразличный (несолеобразующий) (*уметь написать молекулярные уравнения этих реакций, используя в качестве вторых реагентов оксид, кислоту или основание*).

15. Как подразделяются и называются по числу атомов водорода кислоты и по числу гидроксильных групп - основания.

16. Какие по составу кислоты могут образовать кислые соли, а какие основания - основные соли; какие общие названия носят такие кислоты и соответственно - основания.

17. Какие вещества по своей растворимости, агрегатному состоянию или силе электролита должны образовываться, чтобы в растворах прошли следующие реакции: а) соли с солью, б) соли с кислотой, в) соли с основанием (*уметь написать молекулярные уравнения этих реакций и дать конкретные названия всех реагентов и продуктов*).

18. Что представляют собой реакции нейтрализации и между какими различными классами веществ они возможны (*уметь написать молекулярные уравнения реакций между кислотой и основанием, кислой солью и основанием, основной солью и кислотой и дать конкретные названия всех реагентов и продуктов*).

19. Дать определение солей разного типа: средних, кислых, основных.

20. Как осуществить взаимные превращения средних, кислых и основных солей (*уметь написать молекулярные уравнения таких реакций и дать конкретные названия всех реагентов и продуктов*).

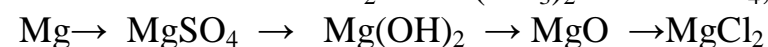
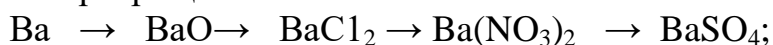
21. Что представляют собой по составу и строению истинные комплексные соединения, каковы типы химической связи между комплексообразователями и лигандами, к каким классам могут относиться комплексные соединения (*уметь привести примеры и структурные формулы комплексных частиц и соединений*).

Упражнения и задачи для самостоятельного решения.

1. Классифицируйте следующие оксиды по подклассам и дайте им названия: SO_2 , Na_2O , CaO , MnO_2 , Cr_2O_3 , Ag_2O , V_2O_5 , WO_3 , P_2O_5 , CO , ZnO , N_2O , FeO , CrO_3 , SiO , Mn_2O_7 , Cl_2O .

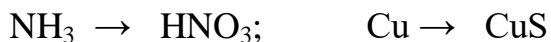
2. Напишите формулы и названия оксидов, соответствующие следующим гидроксидам: CsOH , H_3AsO_4 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, H_2SeO_4 , HClO_3 , HMnO_4 , H_2MnO_4 , H_3PO_3 .

3. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения:



4. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения;





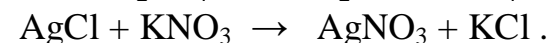
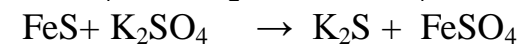
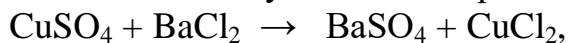
5. Какие из указанных газов выступают в химическое взаимодействие с раствором щелочи: HCl , H_2S , NO_2 , N_2 , Cl , CH_4 , SO_2 , NH_3 ? Написать уравнения соответствующих реакций.

6. Какие соли можно получить, имея в своем распоряжении CuSO_4 , AgNO_3 , K_3PO_4 , BaCl ? Написать уравнения реакций и назвать полученные соли.

7. Назвать следующие соединения: K_2O_2 , MnO_2 , BaO_a , MnO , CrO_3 , V_2O_5 .

8. Как доказать амфотерный характер ZnO , Al_2O_3 , $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$?

9. Можно ли осуществить в растворах указанные ниже реакции:



Дать мотивированный ответ.

10. Можно ли получить раствор, содержащий одновременно:

а) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и HCl ; б) CaCl_2 и Na_2CO_3 ;

в) NaCl и AgNO_3 ; г) KCl и NaNO_3 .

Указать, какие комбинации не возможны и почему.

11. Какие из перечисленных кислот образуют кислые соли: HI , H_2Se , H_2SeO_3 , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, CH_3COOH ?

12. Какие кислоты могут быть получены непосредственным взаимодействием с водой оксидов: P_2O_5 , CO_2 , N_2O_5 , NO_2 , SO_2 ?

13. С какими из перечисленных ниже веществ будет реагировать соляная кислота: N_2O_5 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, CaO , AgNO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_4 ? Составить уравнения реакций.

14. Какие из указанных веществ реагируют с гидроксидом натрия: HNO_3 , CaO , CO_2 , CuSO_4 , $\text{Cd}(\text{OH})_2$, P_2O_5 ? Составить уравнения реакций.

15. Написать уравнения реакций, свидетельствующих об основных свойствах FeO , Cs_2O , CaO .

16. Написать уравнения реакций, доказывающих кислотный характер SeO_2 , SO_3 , Mn_2O_7 , P_2O_5 , CrO_3 .

17. Составить уравнения реакций получения хлорида магния: а) действием кислоты на металл; б) действием кислоты на основание; в) действием соли на соль.

18. Составить уравнения реакций между кислотами и основаниями, приводящих к образованию солей: NaNO_3 , $(\text{CuOH})\text{NO}_3$, NaHSO_4 , Na_2HPO_4 , K_2S , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $(\text{FeOH})_3\text{PO}_4$.

19. Какие вещества могут быть получены при взаимодействии кислоты с солью? Кислоты, с основанием? Соли с солью? Привести примеры реакций.

20. Составить формулы средних и кислых солей калия и кальция, образованных а) угольной кислотой; б) сернистой кислотой.

21. Назвать соли: SbONO_3 , $[\text{Fe}(\text{OH})_2]_2\text{CrO}_4$, K_2MnO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{SiO}_3$, $(\text{AlOH})\text{SO}_4$, $\text{Cd}(\text{HS})_2$, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.

22. Через раствор гидроксида бария массой 20 г с массовой долей гидроксида бария 0,12 пропустили 280 мл (н.у.) диоксида углерода. Какая масса осадка образуется?

Ответ: 2,46 г.

23. Какая масса цинка может прореагировать с соляной кислотой объемом 50 мл ($\rho = 1,14 \text{ г/мл}$) и массовой долей HCl равной 0,2? Какой объем водорода при этом выделится (н.у.)?

Ответ: 9,8 г; 3,4 л.

24. 20 г смеси медных и алюминиевых опилок обработали избытком соляной кислоты. При этом выделилось 16,8 л газа (н.у.). Определите массовые доли металлов в смеси.

Ответ: 32,5%, 67,5%.

25. К 100 г раствора с массовой долей сульфата алюминия 3,42% прилили 200 г раствора с массовой долей гидроксида натрия 1,4%. Вычислите массу выпавшего осадка.

Ответ: 0,78 г.

26. Слили растворы, содержащие 80 г гидроксида бария и 56,8 г сульфата натрия. Выделенный после фильтрования и просушивания твердый продукт реакции имел массу 80 г. Каков выход продукта реакции от теоретически возможного?

Ответ: 85,8%.

Определение эквивалентной массы методом вытеснения.

Реактивы и оборудование: Бюретка, воронка, газоотводная трубка, порошок магния (0,03 г), H_2SO_4 (разб.), комнатный термометр, барометр.

Опыт №1

Собрать прибор, состоящий из бюретки, соединенной посредством резиновых трубок с воронкой и пробиркой, укрепить в штативе. Бюретку и пробирку плотно закрыть пробками, через которые проходят стеклянные трубки.

Перед началом опыта проверить прибор на герметичность. Для этого в бюретку налить воду, которая заполнит также и резиновую трубку, соединяющую бюретку с воронкой. Затем бюретку закрыть пробкой, соединить с пробиркой и заметить уровень воды в бюретке. Опусканием кольца штатива переместить воронку вниз. Если прибор герметичен, то в первый момент при опускании воронки уровень воды в бюретке немного понижается, но потом остается постоянным. Если же уровень воды будет понижаться непрерывно, это означает, что прибор пропускает воздух и следует исправить дефекты, допущенные при сборке. Выяснение причин этих дефектов и их устранение следует произвести после консультации.

Взвесить кусочек ленты магния около 0,03 г. Вынуть пробку из пробирки и передвижением воронки установить уровень воды в бюретке на нулевом делении или немного ниже.

Отмерить 5 мл разбавленной серной кислоты и влить в пробирку через воронку (почему?). Положить ленту магния на сухую стенку пробирки так, чтобы магний не соприкасался с серной кислотой. Присоединить пробирку к прибору, плотно закрыв его пробкой. Затем передвижением воронки привести воду в бюретке и воронке к одинаковому уровню (зачем?). Отметить и записать уровень воды в бюретке, производя отсчет по нижнему мениску жидкости с точностью до 0,1 мл.

Стряхнуть магний в серную кислоту. Что происходит?

По окончании реакции дать пробирке остыть до комнатной температуры, после чего снова привести воду в бюретке и воронке к одинаковому уровню, отметить и записать уровень воды в бюретке.

Отметить и записать показания комнатного термометра и барометра (1 мм рт.ст. = 133,3 Па) во время опыта.

Форма записи опыта.

1. Масса магния - m (г)
2. Температура- t^0 (С)
3. Атмосферное давление - p (кПа)
4. Давление насыщенного водяного пара – h (кПа)
5. Уровень воды в бюретке до реакции – a_1 (мл)
6. Уровень воды в бюретке после реакции – a_2 (мл)

Обработка результатов.

1. Вычислить объем водорода (мл), вытесненного магнием при температуре t и давлении p .
2. Вычислить парциальное давление водорода: $p_H = p_{\text{атм}} - h$.
3. Привести найденный объем водорода к нормальным условиям, используя объединенное уравнение газового состояния. Следует учесть, что водород собран над водой, поэтому в уравнение вместо p следует поставить p_H .
4. Вычислить массу выделившегося водорода.
5. Рассчитать эквивалентную массу магния.
6. Определить абсолютную и относительную ошибку опыта.

Строение атома

Вопросы для подготовки:

1. Экспериментальные обоснования представлений об атоме как сложной системе. Открытие электрона. Радиоактивность. Открытие рентгеновских лучей.
2. Модель атома Томсона. Опыты Резерфорда по рассеянию α -частиц. Планетарная модель атома, ее достоинства и недостатки.
3. Корпускулярно-волновой подход к описанию динамики микрочастиц. Гипотеза Планка. Фотоны. Спектры атомов.
4. Теория атома водорода по Бору. Внутренние противоречия теории Бора.
5. Корпускулярно-волновой дуализм частиц. Волны де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга.
6. Описание атома в квантовой механике. Квантовые числа, характеризующие атомные орбитали. Понятие об электронных орбиталях.
7. Атомные орбитали. Основное и возбужденное состояние. Вырожденные состояния.
8. Многоэлектронные атомы. Характеристические рентгеновские спектры. Закон Мозли. Заряды ядер атомов. Принципы заполнения орбиталей в атомах.
9. Порядок заполнения атомных орбиталей. Электронные формулы. Формы их записи.
10. Свойства изолированных атомов. Атомные радиусы. Энергия ионизации. Сродство к электрону. Электроотрицательность. Связь перечисленных характеристик с электронной структурой атомов.

11. Определение атома и молекулы:.
12. Определение химического элемента.
13. Какие вещества называются простыми и какие - сложными.
14. Из каких частиц состоят атомы химических элементов; какой условный заряд и относительную массу имеет каждая из них.
15. Определение изотопов; как найти число нейтронов в ядре атома.
16. Почему любой атом электронейтрален (не имеет заряда); каково соотношение между числом электронов и протонов в атоме любого элемента. Как можно определить массу атома, зная количество составляющих его элементарных частиц.
17. Каковы физический смысл и возможные значения главного квантового числа n ; на что указывает величина этого числа.
18. Что представляют собой энергетические подуровни и каких видов они бывают; каковы физический смысл и возможные значения орбитального квантового числа l , на что указывает величина этого числа.
19. Каковы физический смысл и возможные значения магнитного (m_l) и спинового (m_s) квантовых чисел; на что указывает величина магнитного квантового числа.
20. Что называется атомной орбиталью; какова геометрическая форма атомных орбиталей различного вида (s -, p - и d -орбиталей). Сколько атомных орбиталей каждого вида может находиться на соответствующем энергетическом подуровне, и каково их расположение в пространстве относительно оси координат.
21. Какой электрон в составе любого атома называют формирующим; какие электронные семейства элементов существуют в зависимости от типа формирующего электрона; как определяется принадлежность элемента к тому или иному электронному семейству.
22. Каковы основные принципы формирования электронных оболочек атомов (принцип наименьшей энергии с использованием двух правил Клечковского, принцип Паули, правило Гунда).
23. В чем состоит сущность и различия известных способов изображения электронных оболочек атомов (в виде электронных структур, электронных формул, электронно-графических схем).
24. Чем различаются нормальное и возбужденное состояния атомов. Каковы условия и правила перехода атомов в возбужденное состояние; чем определяется возможность атомов многих элементов находиться в нескольких возбужденных состояниях.
25. Какие электроны называют валентными, и что представляет собой валентность; каким образом определяются валентные электроны (их число, расположение в атоме, вид орбиталей), а также возможные значения валентности атома любого элемента.
26. Что представляет собой степень окисления и в чем ее сходство с валентностью; каковы принципиальные различия между этими понятиями. Каким образом прогнозируют возможные степени окисления атомов, находящихся в нормальном и возбужденном состояниях.
27. Какую степень окисления имеет любой свободный атом элемента (не входящий в состав какой-либо молекулы); на что указывает знак (положительный или отрицательный) степени окисления.

28. Какова структура Периодической системы Д.И. Менделеева.
29. На что указывает номер периода и номер группы в Периодической системе.
30. Какие элементы называются электронными аналогами (*уметь привести примеры*): на чем основано деление групп на главные и побочные подгруппы, и на что указывает положение элемента в главной или побочной подгруппах.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения.

1. Определите содержание элементарных частиц в атомах калия, никеля, радия.
2. Относительная атомная масса бора 10,81. Бор состоит из двух изотопов: ^{10}B и ^{11}B . Определить массовую долю каждого из изотопов бора в природе.
3. Сколько нейтронов в ядрах изотопов ^{35}Cl и ^{37}Cl ?
4. Назовите элемент, в атоме которого содержится 31 электрон. Напишите его электронную и электронно-графическую формулы.
5. Сформулируйте правила, которыми определяется число орбиталей и электронов данного электронного слоя:
 - а) какова максимальная емкость электронных слоев К, L, M, N?
 - б) укажите число орбиталей, которые характеризуются следующими значениями орбитального квантового числа **1; 2**; 1, 0. Зависит ли число орбиталей с данным значением l от номера квантового слоя? Приведите буквенные обозначения орбиталей с указанными значениями l.
 - в) какое число электронов может находиться в энергетических состояниях 2s, 3p, 3d, 5f?
6. а) Опишите форму орбиталей, характеризующихся квантовыми числами: $n = 3, l = 0, m = 0$; $n = 2, l = 1, m = 0 + 1$. Приведите символы орбиталей
 - б) Охарактеризуйте набором квантовых чисел каждую из следующих орбиталей: 1s, 2p, 3d.
7. Рассчитайте, с какой скоростью должны двигаться электрон, нейтрон и частица массой 1г, чтобы соответствующая длина волны де Бройля составляла 1 нм.
8. Сколько полностью заполненных уровней, подуровней и орбиталей имеют атомы бора, серы, железа, брома?
9. Атом элемента имеет электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$. Укажите а) заряд ядра; б) число завершенных энергетических уровней в электронной оболочке атома; в) максимально возможную степень окисления; г) валентность атома в соединении с водородом.
10. Чем отличается электронное облако, для которого $n=3, l=0$ от электронного облака, для которого $n=2, l=0$?
11. Напишите электронные и электронно-графические формулы ионов Br^- , Te^{2-} , Cu^{2+} , Fe^{2+} , Cr^{3+} , Mn^{4+} .
12. Чему равно число 5f и 6d электронов у атома плутония?
13. Сколько нейтронов содержится в ядре атома элемента, строение валентных уровней подуровней которого $3d^6 4s^2$?
14. Чему равно число d-электронов у иона Cu^{2+} ?
15. Какую атомную орбиталь выберет очередной электрон согласно принципу наименьшей энергии: 5d или 6s; 4d или 5p; 5f или 4d 6s или 4f?
16. Объяснить с точки зрения строения атома изменение энергии ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности в ряду элементов:

- а) Si → P → S → Cl,
 б) Bi → Sb → As → P.

Письменное задание для контроля усвоения темы:

Даны химические элементы (табл. 1).

1. Дайте характеристику элемента в Вашем варианте, заполнив таблицу 2. При ответе используйте современную теорию строения атома и Периодическую систему элементов.
2. Приведите значения квантовых чисел для валентных электронов данного атома.
3. Сформулируйте принципы формирования электронных оболочек атомов и используйте их далее для ответов по п.п. 4 и 5.
4. Представьте полную электронную формулу атома данного элемента и подчеркните в ней валентные электроны.
5. Составьте электронно-графическую схему атома данного элемента в нормальном и возбужденном состояниях (при этом все возможные возбужденные состояния атома данного элемента изобразите только для его валентных электронов).
6. Укажите, что называется степенью окисления и валентностью элемента; как находятся максимальная и минимальная степени окисления и максимальная валентность, исходя из положения элемента в Периодической системе?
7. Определите все возможные значения валентности и степени окисления данного элемента на основе ответов на п.п. 4 и 5.
8. Укажите, к какому электронному семейству относится данный элемент, и по какому признаку Вы это определили.
9. Укажите, какие элементы называются электронными аналогами и перечислите их для данного элемента

Таблица 1

Ва-ри-ант	Хим. эле-мент	Ва-ри-ант	Хим. эле-мент	Ва-ри-ант	Хим. эле-мент	Ва-ри-ант	Хим. эле-мент	Ва-ри-ант	Хим. эле-мент
1	N	8	P	15	Cr	22	F	29	Na
2	Fe	9	Mn	16	Ge	23	Sr	30	Sb
3	C	10	Si	17	Ti	24	Sc	31	Zr
4	In	11	Co	18	Al	25	K	32	Ga
5	Ni	12	Se	19	Y	26	Sn	33	I
6	Mg	13	As	20	Te	27	Br	34	Te
7	S	14	Cl	21	V	28	Ca	35	Mo

Таблица 2

№ п/п	Характеристики атомов элемента (<i>укажите его символ</i>)		
	Характеризуемая величина	Численное значение	Показатель в Периодической системе, по которому определено значение данной величины
1	Заряд ядра		
2	Число протонов		
3	Число нейтронов		<i>(приведите расчет)</i>

4	Число электронов		
5	Количество энергетических уровней		
6	Общее число валентных электронов		
7	На каких энергетических уровнях находятся валентные электроны		

Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева как естественная классификация элементов по электронным структурам атомов.

Вопросы для подготовки:

1. Открытие периодического закона Д.И. Менделеевым. Принципы построения периодической системы. Экспериментальное подтверждение теоретических предсказаний Д.И. Менделеева.
2. Структура периодической системы. Периоды и семейства элементов. Группы и подгруппы.
3. Связь положения элемента в ПС с электронным строением его атома. Особенности электронных конфигураций атомов элементов главных и побочных подгрупп. Элементы s-, p-, d-, f- семейств.
4. Связь свойств элементов с положением их в периодической системе. Периодически и неперіодически изменяющиеся свойства элементов. Изменение величин атомных и ионных радиусов, энергии ионизации, энергии сродства к электрону, электроотрицательности атомов элементов с ростом зарядов атомных ядер.
5. Периодичность изменения свойств элементов как проявление периодичности изменения электронных конфигураций атомов. Вторичная периодичность.
6. Особенности строения атомов и изменения свойств в ряду лантаноидов и актиноидов.
7. Значение открытия периодического закона в развитии науки. Раскрытие в периодической системе всеобщей естественной взаимосвязи между химическими элементами.
8. Как формулируется Периодический закон в современной трактовке.
9. Что представляют собой и как изменяются в периодах и группах радиусы атомов элементов и почему (*уметь привести примеры*)
10. Как теория строения атома объясняет деление элементов: а) на металлы и неметаллы; б) на электронные семейства. Где в Периодической системе располагаются металлы, и где - неметаллы.
11. Что представляют собой энергия ионизации и энергия сродства к электрону, и как они изменяются в периодах и группах и почему (*уметь привести примеры*).
12. Что представляет собой относительная электроотрицательность атомов; как она изменяется в периодах и группах и почему (*уметь привести примеры*).

13. Как теория строения атома объясняет деление элементов: а) на металлы и неметаллы; б) на электронные семейства.

14. Где в Периодической системе располагаются s-, p-, d- и f-элементы.

15. Как изменяются в периодах и группах электроотрицательность, металлические и неметаллические, окислительные и восстановительные свойства элементов, а также кислотно-основные свойства оксидов элементов и почему.

16. Как изменяются в периодах и группах кислотно-основные свойства оксидов элементов и характер их соединений с водородом и почему.

17. Почему свойства элементов и их соединений периодически повторяются, и как это согласуется со строением атома и Периодическим законом.

Письменное задание для контроля усвоения темы:

Даны ряды элементов (табл. 1).

1. Для приведенного в Вашем варианте в таблице 1 ряда заполните таблицу 2, указав в ней, как от первого к третьему элементу изменяются (усиливаются или ослабляются) рассматриваемые характеристики атомов элементов.

Таблица 1

Ва-ри-ант	Хим. эле-менты	Ва-ри-ант	Хим. элемен-ты	Ва-ри-ант	Хим. элемен-ты	Ва-ри-ант	Хим. элемен-ты	Ва-ри-ант	Хим. элемен-ты
1	Li, B, N	8	Li, Na, K	15	C, Ge, Sn	22	In, Sb, Te	29	As, Sb, Br
2	Na, K, Rb	9	Mg, Si, S	16	K, As, Br	23	Zr, Mo, Cd	30	Si, Ge, Pb
3	Be, C, O	10	Ga, In, Tl	17	Ca, Sr, Ba	24	Sr, Mo, W	31	O, S, Se
4	Na, Al, P	И	K, Ge, Se	18	Na, Si, Cl	25	Ge, Se, Br	32	S, Te, Po
5	Mg, Sr, Ba	12	Pb, Bi, Po	19	Be, Ba, Ra	26	P, As, Sb	33	Al, Ca, Tl
6	B, N, F	13	B, Ga, In	20	F, Cl, Br	27	Sn, Te, In	34	Na, Al, Cl
7	Sn, Sb, I	14	Ca, As, Br	21	Rb, Sr, Sn	28	F, Br, I	35	K, Kб, Cs

Таблица 2

Ряды эле-ментов	Последовательность изменения характеристик							
	Радиус атома	Энер-гия иони-зации	Энергия сродства к элект-рону	Относи-тельная электро-отрица-тель-ность	Ме-тал-личес-кие свой-ства	Неме-тал-личес-кие свой-ства	Окисли-тельные свой-ства	Восстанови-тельные свойства

--	--	--	--	--	--	--	--	--

2. Дайте определение сущности всех указанных в таблице характеристик атомов элементов.

3. Укажите, где в Периодической системе (в одном периоде или в группе, в подгруппе) находятся данные элементы.

4. Объясните, почему у данных Вам элементов указанные характеристики их атомов изменяются в приведенной Вами последовательности.

5. Укажите:

- какой элемент в Периодической системе имеет самую высокую электроотрицательность и является самым активным неметаллом и почему;

- какой элемент в Периодической системе имеет самую низкую электроотрицательность и является самым активным металлом и почему.

6. Напишите формулы всех возможных оксидов данных элементов, определите степени окисления их атомов, укажите и обоснуйте тип (характер) оксидов исходя из строения и характеристик центрального элемента, изобразите формулы гидроксидов, соответствующих этим оксидам, и укажите их тип (характер).

7. Напишите формулы соединений данных элементов с водородом, определите степени окисления атомов всех элементов, укажите тип соединения с водородом (элементоводород или гидрид). Обоснуйте свой ответ.

Химическая связь.

Вопросы для подготовки:

1. Понятие о химической связи и валентности. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, направленность. Валентный угол.

2. Ковалентная связь. Квантово-механические методы её трактовки. Метод валентных связей (МВС), физическая идея метода.

3. Два механизма образования ковалентной связи: обобщение неспаренных электронов и донорно-акцепторный механизм. Свойства ковалентной связи: насыщаемость, направленность, поляризуемость.

4. Гибридизация атомных орбиталей (АО). Условия устойчивости гибридизации атомных орбиталей. Типы гибридизации и геометрия молекул. Полярность связей и полярность молекулы в целом, s- и π -связи. Кратность, порядок связи. Факторы, влияющие на прочность связи.

5. Метод молекулярных орбиталей (ММО). Физическая идея метода: делокализация электронной плотности между всеми ядрами. Метод ЛКАО МО. **a-** и **л>** молекулярные орбитали как линейная комбинация s- и p- атомных орбиталей. Связывающие и разрыхляющие МО. Принципы заполнения молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы и электронные формулы молекул.

6. Гомоатомные молекулы, образованные элементами I, II периодов: водорода, азота, кислорода. Энергетические диаграммы и электронные формулы молекул.

7. Гетероатомные молекулы оксидов азота (II) и оксида углерода (II). Энергетические диаграммы и электронные формулы молекул.

8. Ионная связь. Механизм образования, свойства ионной связи. Катионы и анионы в молекулах и твердых телах. Ионные кристаллические решетки.

9. Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь. Влияние водородной связи на свойства веществ, её биологическая роль.

10. Межмолекулярные взаимодействия. Силы Ван-дер-Ваальса: ориентационный, индукционный и дисперсионный эффекты.

11. Металлическая связь. Особенности электронного строения атомов металлов.

Контрольные вопросы:

1. Что является причиной образования химической связи между атомами химических элементов.

2. Какие разновидности химических связей существуют.

3. Каковы современные представления о механизме образования ковалентной связи (с точки зрения метода валентных связей и метода молекулярных орбиталей)? В чем различие между обменным и донорно-акцепторным механизмами образования ковалентных связей.

4. Какова сущность каждой из основных характеристик ковалентной связи (энергия связи, длина, валентный угол, кратность связи, насыщенность, полярность, поляризуемость, направленность).

5. Какова сущность понятия "электроотрицательность атома". В каких случаях ковалентная связь является полярной, а в каких - неполярной; Что характеризуют дипольный момент связи и его вектор; как математически выражается электрический момент диполя.

6. Какие атомные орбитали и каким образом перекрываются при образовании σ - и π -связей; какая из этих двух типов связи является более прочной и почему.

7. Какую связь называют ионной; каковы ее особенности по сравнению с ковалентной связью.

8. При каких значениях разности относительных электроотрицательностей двух связанных атомов связь является полярной ковалентной, а при каких ее относят к ионной связи.

9. Что собой представляет гибридизация атомных орбиталей, почему и в каких случаях она имеет место.

10. Какие виды атомных орбиталей могут подвергаться гибридизации; каковы сущность и схемы гибридизации s- и p-орбиталей атома при sp -, sp^2 -, sp^3 -гибридизациях. Какова геометрическая форма и пространственная направленность таких гибридных орбиталей.

11. Какова взаимосвязь между типом гибридизации орбиталей центрального атома молекулы (Э) и геометрической формой молекулы общего вида $\text{Э}(\text{X})_2$, $\text{Э}(\text{X})_3$, $\text{Э}(\text{X})_4$.

12. Как оценивается полярность молекулы.

13. В каких случаях молекулы типа $\text{Э}(\text{X})_3$ и $\text{Э}(\text{X})_2$, имеют пирамидальную или соответственно угловую форму и почему.

14. В каких случаях и как образуется водородная связь. Каким образом она влияет на свойства веществ ($T_{\text{пл}}$, $T_{\text{кип}}$ и др.).

15. В чем особенность кристаллического строения вещества, какие типы связи возникают между химическими частицами, образующими ионные, молекулярные и атомные типы решеток (уметь привести примеры).

16. Как образуется металлическая связь, и каково ее влияние на свойства веществ.

17. Что представляют собой межмолекулярные связи и их разновидности.

Упражнения для самостоятельного решения.

1. Для элемента, данного Вам

- если дан s- или p-элемент: составьте формулы его высшего оксида и соединения с водородом;

- если дан d-элемент: составьте формулы его высшего оксида и соединения с галогеном.

2. Дайте характеристику этих веществ, заполнив таблицу (ответы дайте на вопросы в каждой графе).

Таблица

№ п/п	Характеристики элемента и его соединений	
1	Символ элемента	
2	Брутто-формулы высшего оксида и соединения с водородом или галогеном	
3	Электронные формулы веществ	
4	Структурные формулы веществ и направления смещения электронной плотности по каждой связи	
5	Типы химических связей в соединении с водородом или галогеном (ковалентная полярная или неполярная; ионная)	
6	Тип гибридизации атомных орбиталей элемента в его соединении с водородом или галогеном (если гибридизация имеется)	
7	Геометрическая форма и полярность молекулы соединения с водородом или галогеном (с изображением схем перекрывания электронных облаков)	

3. Дайте обоснование своих ответов на вопросы.

4. Что представляет собой гибридизация атомных орбиталей и почему она имеет (или не имеет) место в рассматриваемой Вами молекуле.

5. Как прогнозируются полярности отдельных связей и молекулы в целом.

6. Укажите характер высшего оксида (кислотный, основной, амфотерный) и соединения с водородом (гидрид или элементводородное соединение) и обоснуйте свой ответ.

7. Приведите бруттоформулы других возможных оксидов данного элемента и укажите их характер (с обоснованием).

Основы химической термодинамики

Вопросы для подготовки:

1. Основные понятия и определения химической термодинамики: система (открытая, закрытая, изолированная, гомогенная, гетерогенная, однокомпонентная, многокомпонентная), полная и внутренняя энергия системы, работа, теплота, параметры системы (экстенсивные, интенсивные).

2. Первый закон термодинамики. Формулировка его для закрытых и изолированных систем. Математические выражения.

3. Термохимические понятия: тепловой эффект реакции, экзо- и эндотермические реакции. Понятие об энтальпии.

4. Закон Гесса и следствия из него. Стандартные энтальпии образования и сгорания веществ. Расчеты на основе закона Гесса.

5. Энтропия – мера упорядоченности системы. Зависимость энтропии от различных факторов. Понятие о самопроизвольных процессах.

6. Второй закон термодинамики. Изобарно-изотермический потенциал (энергия Гиббса). Определение возможности, направления и предела протекания самопроизвольных процессов.

7. Особенности энергетического обмена в живых организмах. Живые организмы как открытые системы.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения.

1. Вычислить количество теплоты, которое выделится при восстановлении Fe_2O_3 металлическим алюминием, если при этом было получено 335,1 г железа. Ответ: 2543,1 кДж.

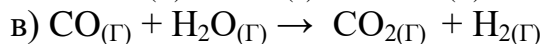
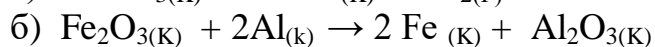
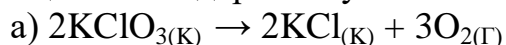
2. Возможно ли протекание процесса $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ при стандартных условиях? Ответ обосновать.

3. Напишите термохимическое уравнение реакции между $\text{CO}_{(\text{г})}$ и водородом, в результате которой образуются $\text{CH}_{4(\text{г})}$ и $\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$. Сколько теплоты выделится при этой реакции, если было получено 67,2 л метана в пересчете на нормальные условия?

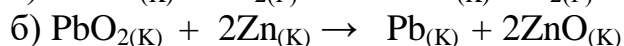
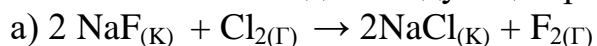
Ответ: 618,48 кДж.

4. При взаимодействии 6,3 г железа с серой выделилось 11,31 кДж теплоты. Вычислить теплоту образования сульфида железа FeS . Ответ: -100,26 кДж/моль.

5. Пользуясь теплотами образования, рассчитайте тепловой эффект следующих реакций в стандартных условиях:



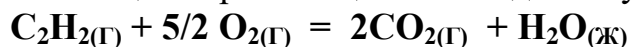
6. Вычислите ΔG^0 для следующих реакций:



Какие из этих реакций возможны при стандартных условиях?

Ответ: +313,94 кДж; -417,4 кДж.

7. Реакция горения ацетилена идет по уравнению:



Вычислите ΔG^0 и ΔS^0 для этой реакции. Объясните уменьшение энтропии в результате этой реакции. Ответ: -1235,15 кДж; 216,15 Дж/моль · К.

8. Уменьшается или увеличивается энтропия при переходах: а) воды в пар; б) графита в алмаз; в) воды в лед? Вычислите ΔS^0 для каждого превращения. Сделайте

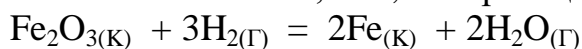
вывод о количественном изменении энтропии при фазовых и аллотропических превращениях.

9. При какой температуре наступит равновесие в системе



Ответ: 385,5К.

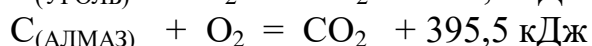
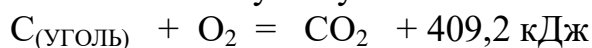
10. Вычислите ΔH^0 , ΔS^0 , ΔG^0 реакции, протекающей по уравнению



Возможна ли реакция восстановления Fe_2O_3 водородом при 500 и 2000К?

Ответ: + 96,61 кДж; 138,83 кДж/моль; 27,2 кДж; -181,05 кДж.

11. Опытным путем установлены теплоты сгорания аморфного угля и алмаза:



Рассчитайте тепловой эффект аллотропного перехода аморфного угля в алмаз.

Ответ: +13,7кДж.

Скорость химических реакций. Химическое равновесие.

Вопросы для подготовки:

1. Понятие скорости химической реакции, её количественное выражение.
2. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
3. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Его применение для гомогенных и гетерогенных процессов.
4. Константа скорости реакции. Зависимость константы скорости от температуры. Уравнение Аррениуса.
5. Параллельные, последовательные, сопряженные и цепные реакции.
6. Зависимость скорости реакции от температуры, температурный коэффициент.
7. Энергия активации реакции. Понятие об активных молекулах.
8. Катализ. Влияние катализаторов на скорость реакции.
9. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный, микрогетерогенный, положительный, отрицательный, автокатализ, понятие об ингибиторах.
10. Особенности ферментов как катализаторов. Роль ферментов в биологических процессах.
11. Механизм каталитического действия.
12. Обратимые и необратимые химические реакции. Условия обратимости и необратимости химических процессов.
13. Химическое равновесие. Условия химического равновесия.
14. Константа химического равновесия и её связь с изменением значения энергии Гиббса. Константы гомогенных и гетерогенных реакций, их выражения через парциальные давления и концентрации. Различные типы констант равновесия: константа диссоциации, произведения растворимости, константа устойчивости и др.
15. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ, температуры, давления.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения.

1. Окисление серы и ее диоксида протекает по уравнениям:
а) $S_{(к)} + O_{2(г)} = SO_{2(г)}$; б) $2SO_{2(г)} + O_2 = 2SO_{3(г)}$.

Как изменится скорость этих реакций, если объемы каждой из систем уменьшить в четыре раза?

2. Напишите выражение для константы равновесия гомогенной системы $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$. Как изменится скорость прямой реакции — образования аммиака, если увеличить концентрацию водорода в три раза?

3. Реакция идет по уравнению $N_2 + O_2 = 2NO$. Концентрации исходных веществ до начала реакции были $[N_2] = 0,049$ моль/л, $[O_2] = 0,01$ моль/л. Вычислите концентрацию этих веществ, когда $[NO] = 0,005$ моль/л.

Ответ: $[N_2] = 0,0465$ моль/л; $[O_2] = 0,0075$ моль/л.

4. Реакция идет по уравнению $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$. Концентрации участвующих в ней веществ (моль/л): $[N_2] = 0,80$; $[H_2] = 1,5$; $[NH_3] = 0,10$. Вычислите концентрацию водорода и аммиака $[N_2] = 0,5$ моль/л.

Ответ: $[NH_3] = 0,70$ моль/л; $[H_2] = 0,60$ моль/л.

5. Реакция идет по уравнению $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$. Константа скорости этой реакции при некоторой температуре равна 0,16. Исходные концентрации реагирующих веществ (моль/л): $[H_2] = 0,04$; $[I_2] = 0,05$. Вычислите начальную скорость реакции и её скорость при $[H_2] = 0,03$ моль/л.

Ответ: $3,2 \cdot 10^{-4}$; $1,92 \cdot 10^{-4}$.

6. Вычислите, во сколько раз уменьшится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если понизить температуру от 120 до 80°C? Температурный коэффициент скорости реакции 3.

7. Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры на 60°C, если температурный коэффициент скорости данной реакции 2?

8. В гомогенной системе $CO + Cl_2 \leftrightarrow COCl_2$ равновесные концентрации реагирующих веществ (моль/л): $[CO] = 0,2$; $[Cl_2] = 0,3$; $[COCl_2] = 1,2$. Вычислите константу равновесия системы и исходные концентрации Cl_2 и CO .

Ответ: $K = 20$; $[Cl_2]_{исх} = 1,5$ моль/л; $[CO]_{исх} = 1,4$ моль/л.

9. В гомогенной газовой системе $A + B \leftrightarrow C + D$ равновесие установилось при концентрациях (моль/л): $[B] = 0,05$ и $[C] = 0,02$. Константа равновесия системы равна 0,04. Вычислите исходные концентрации веществ A и B.

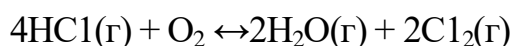
Ответ: $[A]_{исх} = 0,22$ моль/л; $[B]_{исх} = 0,07$ моль/л.

10. Константа скорости реакции разложения N_2O , протекающей по уравнению $2N_2O = 2N_2 + O_2$, равна $5 \cdot 10^{-4}$. Начальная концентрация N_2O равна 6,0 моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и ее скорость, когда разложится 50% N_2O .

Ответ: $1,8 \cdot 10^{-2}$, $4,5 \cdot 10^{-3}$.

11. Напишите выражение для константы равновесия гетерогенной системы $C + H_2O(г) \leftrightarrow CO + H_2$. Как следует изменить концентрацию и давление, чтобы сместить равновесие в сторону обратной реакции — образования водяных паров?

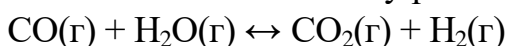
12. Равновесие гомогенной системы



установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ (моль/л): $[\text{H}_2\text{O}]_p = 0,14$; $[\text{Cl}_2]_p = 0,14$; $[\text{HCl}]_p = 0,20$; $[\text{O}_2]_p = 0,32$. Вычислите исходные концентрации хлороводорода и кислорода.

Ответ: $[\text{HCl}]_{\text{исх}} = 0,48$ моль/л; $[\text{O}_2]_{\text{исх}} = 0,39$ моль/л.

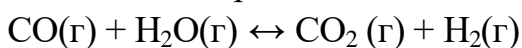
13. Вычислите константу равновесия для гомогенной системы



если равновесие концентрации реагирующих веществ (моль/л): $[\text{CO}]_p = 0,004$; $[\text{H}_2\text{O}]_p = 0,064$; $[\text{CO}_2]_p = 0,016$; $[\text{H}_2]_p = 0,016$. Чему равны исходные концентрации воды и CO?

Ответ: $K = 1$; $[\text{H}_2\text{O}]_{\text{исх}} = 0,08$ моль/л; $[\text{CO}]_{\text{исх}} = 0,02$ моль/л.

14. Константа равновесия гомогенной системы



при некоторой температуре равна 1. Вычислите равновесные концентрации всех реагирующих веществ, если исходные концентрации равны (моль/л): $[\text{CO}]_{\text{исх}} = 0,10$; $[\text{H}_2\text{O}]_{\text{исх}} = 0,40$.

Ответ: $[\text{CO}_2]_p = [\text{H}_2]_p = 0,08$, $[\text{CO}]_p = 0,02$.

Скорость химических реакций.

Реактивы и оборудование: пробирки, цилиндр, секундомер, раствор тиосульфата натрия (1:200), разбавленная серная кислота (1:200), дистиллированная вода

Опыт № 1

Влияние природы реагирующих веществ на скорость химических реакций.

Для проведения опыта укрепить в штативе пробирку с газоотводной трубкой, свободный конец которой опустить в кристаллизатор с водой. Другую пробирку, заполненную водой, перевернуть вверх дном и опустить в кристаллизатор с водой. Пробирку с газоотводной трубкой заполнить на $\frac{2}{3}$ объема 0,1н раствором уксусной кислоты, затем внести туда 2-3 гранулы цинка, предварительно промытые водой и высушенные фильтровальной бумагой. Закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой, конец которой под водой подвести под отверстие пробирки с водой (следить, чтобы в пробирку не проник воздух, и чтобы не вылилась из нее вода). С помощью секундомера или метронома отметить время заполнения пробирки газом.

По окончании опыта вылить уксусную кислоту из пробирки, промыть цинк, высушить его фильтровальной бумагой. Провести опыт снова, заполнив пробирку на $\frac{2}{3}$ объема 0,1н раствором соляной кислоты.

Сравнить скорости взаимодействия с цинком соляной и уксусной кислот одинаковой концентрации и объяснить наблюдаемые явления.

Опыт №2

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

а) К 1н раствору тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ прилить 2н раствор серной кислоты H_2SO_4

Наблюдать помутнение раствора, которое вызвано взаимодействием тиосульфата натрия и серной кислоты с выделением свободной серы:



Время, которое проходит от начала реакции до заметного помутнения раствора характеризует скорость реакции.

б) В три большие пронумерованные пробирки налить разбавленный (1:200) раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$: в первую – 5 мл, во вторую – 10 мл, в третью – 15 мл. К содержимому первой пробирки добавить 10 мл воды, а второй – 5 мл воды. В три другие пробирки налить по 5 мл разбавленной серной кислоты (1:200). В каждую пробирку с раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ прилить по 5 мл приготовленной серной кислоты H_2SO_4 и определить время с момента добавления кислоты до помутнения раствора в каждой пробирке.

Записать результаты по следующей форме:

№ пробирки	Объем раствора S_2O_3 мл	Объем H_2O	Объем раствора H_2SO_4	Общий объем раствора мл	Условная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время протекания реакции до появления мути	Скорость реакции в условных единицах $v=1/t$
1	5	10	5	20	1 С		
2	10	5	5	20	2 С		
3	15	-	5	20	3 С		

Те же результаты изобразить графически, отложив на оси абсцисс условные концентрации, а на оси ординат – скорости реакции $v=1/t$

Сделать вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Согласуются ли ваши наблюдения с законом действия масс?

Опыт № 3

Зависимость скорости реакции от температуры.

Для опыта взять разбавленные (1:200) растворы $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4

Налить в три большие пронумерованные пробирки по 10 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в другие три пробирки – по 10 мл раствора серной кислоты и разделить их на три пары: по пробирке с раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и с H_2SO_4 в каждой паре.

Отметить температуру воздуха в лаборатории, слить вместе растворы первых двух пробирок, встряхнуть и определить время с момента добавления кислоты до помутнения раствора.

В две другие пробирки поместить в химический стакан с водой и нагреть воду до температуры на 10°C выше комнатной. Слить содержимое пробирок, встряхнуть и отметить время от слива до появления мути.

Повторить опыт с оставшимися двумя пробирками, нагрев их в том же стакане с водой до температуры на 20°C выше комнатной. Записать результаты по следующей форме:

Записать результаты по следующей форме.

№ пробирки	Объем раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ мл	Объем раствора H_2SO_4	Температура $^\circ\text{C}$	Время до появления	Скорость реакции в условных единицах
					1

				мути, □	V=----- □
1	10	10	t° C		
2	10	10	t° C + 10		
3	10	10	t° C + 20		

Составить график, иллюстрирующий зависимость скорости реакции от температуры для данного опыта. Для этого на оси абсцисс нанести в определенном масштабе значения температуры опытов, а на оси ординат – величины скорости реакции $v = 1/t$.

Сделать вывод о зависимости скорости химической реакции от температуры. Какие значения принимает температурный коэффициент для большинства химических реакций?

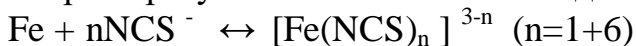


Исследование смещения химического равновесия

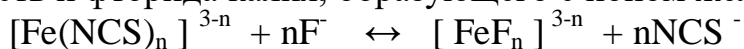
Цель: Изучить влияние изменения концентраций и температуры состояние химического равновесия. Сравнить результаты наблюдений с прогнозом на основе принципа Ле Шателье.

Реактивы и оборудование: химические стаканы вместимостью 100 и 250 мл; штатив с пробирками, пипетки глазные или капельницы, газовая горелка, насыщенные растворы FeCl_3 , KNCs ; раствор KF , $C(\text{KF}) = 1$ моль/л; раствор I_2 , $C(\text{I}_2) = 0,05$ моль/л; раствор крахмала.

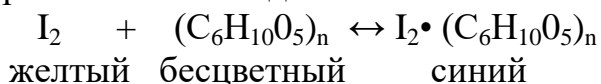
Сущность работы. Проводится визуальное наблюдение за изменением интенсивности окраски раствора, содержащего хлорид железа (III) и тиоцианат калия. В растворе образуются комплексные соединения красного цвета:



Смещение равновесия ожидается при добавлении по отдельности исходных веществ и фторида калия, образующего с ионом железа неокрашенный комплекс:



Аналогичные наблюдения ведутся за раствором, содержащим крахмал и иод, при нагревании и охлаждении:



Опыт №1.

Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагентов.

В химический стакан вносят 10 мл воды и по 1 капле насыщенных растворов FeCl_3 и KNCS . Полученный раствор распределяют по четырем пробиркам. Первая пробирка остается для сравнения, в остальные пробирки по очереди добавляют: 1 каплю раствора FeCl_3 ; 1 каплю раствора KNCS ; 1-3 капли отдельно раствора KF . Каждый раз после добавления реактива раствор в пробирке перемешивают и наблюдают изменение интенсивности окраски.

Результаты наблюдений вносят в таблицу или записывают иным образом по своему усмотрению.

Пробирка	Добавленный реактив	Наблюдение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия (влево или вправо)
1	«Свидетель»		
2	FeCl_3		
3	KNCS		
4	KF		

Делают вывод о соответствии наблюдений принципу Ле Шателье. Записывают выражение ЗДМ для наблюдаемого равновесия

Опыт №2.

Смещение химического равновесия при изменении температуры.

В стакане вместимостью 250 мл нагревают воду почти до кипения. В две пробирки вносят по 2 мл раствора крахмала и добавляют туда же по 1 мл раствора иода. Наблюдают цвет образовавшегося раствора. Одну из пробирок опускают на несколько минут в горячую воду. Вторую пробирку оставляют для сравнения. Наблюдают изменение окраски. Охлаждают нагретую пробирку, опустив ее в холодную воду, продолжая наблюдение за окраской раствора. Делают вывод о наличии равновесия и о его смещении при изменении температуры, а также о знаке $\Delta_r H$.

Контрольные вопросы.

1. В каком направлении будет смещаться равновесие при разбавлении раствора водой в первом опыте?
2. Сформулируйте принцип Ле Шателье.
3. Какие термодинамические данные необходимы для расчета константы равновесия?
4. При увеличении температуры увеличиваются скорости как прямой, так и обратной реакций, тогда почему происходит смещение равновесия? Изменяется ли при этом константа равновесия?
5. Напишите реакцию иона железа с тиоцианатом при $n = 3$.

Задачи и упражнения для самостоятельной работы:

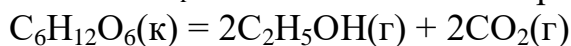
1. Приведите примеры реакций, при которых внутренняя энергия вещества переходит в механическую, электрическую, световую, тепловую энергию.

2. Известно, что конечными продуктами превращения белков в организме являются вода, углекислый газ и мочеви́на. Отличается ли теплота превращения белка в организме от теплоты сгорания белка?

3. Рассчитайте $\Delta_r H^0$ для реакции $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$, используя табличные данные по теплотам образования веществ.

4. Рассчитайте $\Delta_r H^0$ гидратации хлорида кальция до гексагидрата, используя табличные данные по теплотам растворения веществ.

5. Рассчитайте $\Delta_r H^0$ биохимического брожения глюкозы



используя табличные данные по теплотам сгорания веществ.

6. Рассчитайте $\Delta_f H^0$ формальдегида, используя табличные данные по теплотам сгорания веществ.

7. Теплота плавления льда при 273°К составляет $6,03\text{ кДж/моль}$. Рассчитайте ΔS^0 плавления льда.

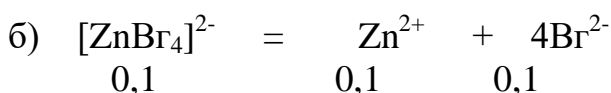
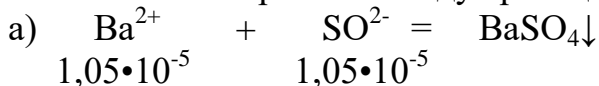
8. Рассчитайте $\Delta_r G^0$ реакции $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$, используя табличные данные.

9. Рассчитайте $\Delta_r H^0$ и $\Delta_r G^0$ растворения нитрата калия, используя табличные данные по $\Delta_f H^0$ и $\Delta_f G^0$ гидратированных ионов. Какой фактор — энергетический или энтропийный — определяет направление процесса при стандартных условиях? Превышает ли растворимость калия нитрата 1 моль/л ?

10. От каких факторов зависит числовое значение константы равновесия?

11. Влияет ли катализатор на положение равновесия? Зависит ли числовое значение константы равновесия от катализатора?

12. В каком направлении идут реакции при указанных концентрациях (моль/л):



Дисперсные системы. Растворы.

Вопросы для подготовки:

1. Классификация дисперсных систем по размеру частиц. Коллоидные растворы, получение и свойства.

2. Истинные растворы. Механизм процесса растворения. Сольватация при растворении. Термодинамика процесса растворения.

3. Растворимость твердых веществ в воде. Коэффициент растворимости и его зависимость от температуры. Кривые растворимости, насыщенные, ненасыщенные и перенасыщенные растворы.

4. Растворимость газов в жидкости. Зависимость растворимости от температуры и давления. Парциальное давление газообразного вещества. Закон Генри.

5. Взаимная растворимость жидкостей. Её зависимость от различных факторов.

6. Способы выражения концентрации растворов:

а) концентрации: молярная и массовая;

б) доля растворенного вещества: массовая, мольная и объемная;

в) моляльность;

г) титр.

Задачи и упражнения для самостоятельной работы.

1. Найти массовую долю хлорида калия в растворе, содержащем 40г KCl и 280 г воды.

Ответ: 12,5%.

2. Сколько граммов Na_2SO_3 потребуется для приготовления 5л 8%-ного по массе раствора с плотностью 1,075 г/мл?

Ответ: 430 г.

3. 1 мл 25%-ного раствора содержит 0,458 г растворенного вещества. Какова плотность этого раствора?

Ответ: 1,83 г/мл.

4. Из 400 г 50% раствора H_2SO_4 выпариванием удалили 100 г воды. Чему равна массовая доля H_2SO_4 в оставшемся растворе?

Ответ: 66,7%.

5. При 25⁰C растворимость NaCl 36 г в 100 г воды. Найти массовую долю NaCl в насыщенном растворе.

Ответ: 26,5%.

6. Сколько граммов 30% раствора NaCl нужно добавить к 300 г воды, чтобы получить 10% раствор соли.

Ответ: 150 г.

7. В какой массе воды нужно растворить 67,2 л газообразного хлороводорода HCl (н.у.), чтобы получить 9% раствор HCl?

Ответ: 1107 г.

8. Какую массу 20% раствора KOH надо добавить к 1кг 50% раствора KOH, чтобы получить 25% раствор щелочи?

Ответ: 5 кг.

9. Определить массовую долю вещества в растворе, полученном смешением 300г 25%-ного и 400г 40%-ного растворов соли.

Ответ: 33,6%.

10. Какой объем воды надо прибавить к 100 мл 20%-ного раствора H_2SO_4 ($\rho=1,14$ г/мл), чтобы получить 5%-ный раствор?

Ответ: 342 мл.

11. До какого объема надо разбавить 500 мл 20%-ного раствора HCl ($\rho=1,152$ г/мл), чтобы получить 4,5%-ный раствор ($\rho=1,029$ г/мл)?

Ответ: 2,49 л.

12. Плотность 26%-ного раствора KOH равна 1,24 г/мл. Сколько моль KOH находится в 5 л такого раствора?

Ответ: 28,7 моль.

13. Для приготовления 5%-ного раствора MgSO_4 взято 400 г $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Найти массу полученного раствора.

Ответ: 3,9 кг.

14. В какой массе воды нужно растворить 25г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, чтобы получить 8%-ный раствор CuSO_4 ?

Ответ: 175 г.

15. Найти массу нитрата натрия NaNO_3 , необходимую для приготовления 300мл 0,2М раствора.

Ответ: 5,1г.

16. В каком объеме 0,10 н. раствора содержится 8 г CuSO_4 ?

Ответ: 1л.

17. Найти молярность 36,2%-ного раствора соляной кислоты, плотность которого 1,18 г/мл.

Ответ: 11,7 моль/л

18. Сколько мл 96%-ного раствора H_2SO_4 ($\rho=1,84$ г/мл) нужно взять для приготовления 1 л 0,25н раствора?

Ответ: 6,9 мл.

19. Какой объем 0,1М раствора H_3PO_4 можно приготовить из 75 мл 0,75 н раствора?

Ответ: 187,5 мл

20. В 1 кг воды растворено 666 г KOH ; плотность раствора составляет 1,395 г/мл. Найти: а) массовую долю KOH ; б) молярность; в) молярные доли щелочи и воды; г) моляльность.

Ответ: 40%; 9,95М; 0,176; 0,824; 11,9 моль/кг.

21. Плотность 15%-ного раствора серной кислоты равна 1,105г/мл. Вычислить молярную концентрацию эквивалента и молярность этого раствора.

Ответ: 3,38н.; 1,69

Растворы. Приготовление растворов определенной процентной концентрации.

Реактивы и оборудование: $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$, $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, HCl , ареометр, мерный цилиндр, химический стакан, мерная колба на 250 мл

Опыт №1

Приготовление растворов определенной процентной концентрации из твердого вещества и воды

Приготовить 200г 5%-ного раствора карбоната натрия из кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ и воды.

Вычислить, какая масса $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ требуется для приготовления 200г 5%-ного раствора в расчете на безводную соль Na_2CO_3 .

Отвесить эту массу измельченной соды в предварительно взвешенном стаканчике на теххимических весах с точностью до 0,01г.

Рассчитать, какой объем воды необходим для растворения взятой навески. Отмерить мерным цилиндром этот объем воды. Вылить воду в стакан и растворить в ней отвешенную соль.

Измерить температуру приготовления раствора и, если она не равна температуре, которая указана в таблице, довести ее до указанной величины, нагревая или охлаждая раствор.

Вылить раствор в сухой (или ополоснутый этим раствором) высокий узкий цилиндр и опустить в него ареометр так, чтобы он не касался стенок сосуда. Отметить то деление шкалы, которое совпадает с уровнем жидкости в цилиндре, произведя отсчет по шкале сверху вниз. Ареометр промыть водой, вытереть досуха и сдать лаборанту. Раствор вылить в приготовленную склянку.

По найденной плотности, пользуясь таблицей, определить процентную концентрацию Na_2CO_3 в растворе. Если в таблице нет этой величины плотности, а есть немного меньшая или большая, то вычислить концентрацию, используя метод интерполяции. Сравнить полученную величину с заданной концентрацией раствора.

Рассчитать молярную и нормальную концентрации приготовленного раствора.

Опыт №2

Приготовление растворов определенной процентной концентрации из концентрированного раствора и воды.

1. Приготовить 250г 10%-ного раствора кислоты из имеющегося в лаборатории раствора.

Определить ареометром плотность раствора серной (или соляной) кислоты, имеющегося в лаборатории.

Найти в таблице процентную концентрацию раствора кислоты, отвечающую найденной плотности.

Рассчитать, какую массу этого раствора кислоты нужно взять для приготовления 250г 10%-ного раствора, и затем пересчитать полученную величину навески на объем.

Рассчитать нужный объем воды, отмерить его мерным цилиндром и влить в стакан.

Отмерить мерным цилиндром рассчитанный объем раствора кислоты, влить его в воду (в случае с серной кислотой вливать тонкой струей при помешивании) и тщательно перемешать раствор.

Охладив его до температуры, указанной в таблице, перелить в сухой цилиндр и определить плотность ареометром.

Слить полученный раствор кислоты в приготовленную склянку.

Пользуясь таблицей, определить концентрацию полученного раствора и проверить таким образом точность выполнения опыта.

Вычислить молярную и нормальную концентрации полученного раствора.

2. Приготовить 200мл раствора гидроксида натрия плотностью 1,050 из концентрированного раствора и воды.

Определить ареометром плотность концентрированного раствора.

Найти процентную концентрацию гидроксида натрия (таблица) в исходном и получаемом растворах.

Вычислить массу приготавливаемого раствора. Рассчитать навеску, а затем объем концентрированного раствора и объем воды, необходимые для приготовления заданного раствора.

Отмерить мерным цилиндром вычисленные объемы концентрированного раствора и воды, слить их, тщательно перемешать жидкость и после охлаждения вылить в сухой высокий цилиндр и определить ареометром плотность полученного раствора, а затем вылить его в склянку.

Определить расхождение найденной плотности и заданной в процентах. Вычислить молярную и нормальную концентрацию полученного раствора.

Опыт №3

Приготовление растворов определенной нормальной концентраций из твердого вещества и воды.

Приготовить 250мл 0,5н раствора хлорида бария $BaCl_2$ из $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ и воды. Рассчитать, какая масса $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ требуется для приготовления 250 мл 0,5н раствора хлорида бария.

Отвесить в предварительно взвешенном стаканчике эту массу соли на технических весах с точностью до 0,01г. Взятую навеску всыпать через воронку в мерную колбу емкостью 250мл и тщательно смыть дистиллированной водой с воронки оставшуюся на ней соль. Навеску в колбе растворить в малом объеме воды, долить колбу водой до метки, закрыть пробкой и хорошо перемешать. Прилить полученный раствор в сухой высокий цилиндр и определить ареометром его плотность и процентную концентрацию (таблица). Затем раствор вылить в склянку. Вычислить молярную и нормальные концентрации полученного раствора. Установить расхождение концентрации полученного раствора с заданной.

Опыт №4

Приготовление растворов определенной молярной концентраций из концентрированного раствора и воды.

Приготовить 250 мл 1М раствора соляной (или серной) кислоты из раствора, имеющегося в лаборатории.

Определить ареометром плотность раствора кислоты. Найти его процентную концентрацию (по таблице). Вычислить навеску, а затем объем этого раствора, необходимый для приготовления заданного раствора. Отмерить мерным цилиндром рассчитанный объем раствора кислоты.

Налить в мерную колбу емкостью 250мл около половины ее объема воды и влить в нее (в случае с серной кислотой тонкой струей) через воронку раствор кислоты, отмеренный мерным цилиндром. Смыть кислоту с воронки водой, взболтать раствор и охладить его до комнатной температуры. Долить колбу водой до метки, закрыть пробкой и хорошо перемешать. Вылить полученный раствор в сухой цилиндр, определить ареометром его плотность и затем вылить в приготовленную склянку. Найти процентную, молярную и нормальные концентрации раствора. Сравнив вычисленную молярную концентрацию с заданной, установить точность выполнения опыта.

Коллигативные свойства растворов.

Вопросы для подготовки:

1. Какие свойства растворов называются коллигативными? Перечислите коллигативные свойства растворов.
2. Какое явление называется диффузией и от каких факторов она зависит? Почему диффузия протекает самопроизвольно? Причины, вызывающие диффузию.
3. Осмос. Физические основы осмоса. Факторы, влияющие на осмос.
4. Осмотическое давление. Математическое выражение закона Вант-Гоффа. Чем отличается осмотическое давление в растворах электролитов и неэлектролитов.
5. Понятие об изотонических, гипертонических и гипотонических растворах. Эндо-и экзосмос. Роль осмотического давления в биологических процессах.
6. Почему давление насыщенных паров над раствором всегда ниже, чем над чистым растворителем?
7. Первый закон Рауля, его математическое выражение.

8. Почему при сильном разбавлении раствора электролита его изотонический коэффициент i приближается к числу ионов n , на которые распадается молекула при диссоциации?

9. Почему температура кипения раствора поваренной соли по мере выкипания воды повышается ($P = \text{const}$), тогда, когда $t_{\text{кип}}$ чистого растворителя при $P = \text{const}$ является постоянной?

10. Почему растворы закипают при более высокой, а замерзают при более низкой температуре, чем чистый растворитель? Как рассчитываются $t_{\text{кип}}^0$ и $t_{\text{зам}}^0$ растворов?

11. В чем состоит физический смысл криоскопической и эбулиоскопической постоянной растворителя? От чего они зависят?

Задачи и упражнения для самостоятельной работы.

Примеры решения задач.

Задача №1. Рассчитайте давление насыщенного пара бензола над раствором нафталина $C_{10}H_8$ в бензоле при 40°C , если в 400 г раствора содержится 128 г нафталина, а давление насыщенного пара чистого бензола при указанной температуре равно 24144,6 Па.

Решение. Для решения задачи следует применить закон Рауля в виде

$P_A = P_A^0 \cdot N_A$ Здесь P_A — искомое давление насыщенного пара бензола над раствором, P_A^0 — давление насыщенного пара чистого бензола, N_A — молярная доля растворителя (бензола).

Найдем молярную долю бензола, N_A в данном растворе. $M(C_{10}H_8) = 128$ г/моль. Следовательно, число молей нафталина в растворе: $n(C_{10}H_8) = 128/128 = 1$. $M(C_6H_6) = 78$ г/моль, а число молей бензола в растворе: $n(C_6H_6) = (400 - 128)/78 = 3,49$. По определению, молярная доля бензола $N(C_6H_6) = 3,49/(1 + 3,49) = 0,78$.

Откуда искомое давление $P_A = 24144,6 \cdot 0,78 = 18832,8$ Па.

Задача №2. Рассчитайте температуру кипения $T_{\text{кип}}$ и температуру замерзания $T_{\text{зам}}$ водного раствора глицерина $C_3H_8O_3$ с массовой долей $\omega = 15\%$.

Решение. Из справочника для H_2O находим $K_s = 0,516$ и $K_k = 1,86$. Рассчитаем моляльность данного раствора. По условию в 85 г воды содержится 15 г глицерина, следовательно, в 1000 г H_2O содержится $15 \cdot 1000/85 = 177$ г. Поскольку молярная масса глицерина $M = 92$ г/моль, число молей $C_3H_8O_3$ в 1 кг воды равно $177/92 = 1,92$, что соответствует моляльности раствора $c_m = 1,92$ моль/кг H_2O . Согласно следствию из закона Рауля:

$$\Delta T_{\text{кип}} = K \cdot c_m = 0,516 \cdot 1,92 = 0,99.$$

$$\Delta T_{\text{зам}} = E \cdot c_m = 1,86 \cdot 1,92 = 3,57.$$

Искомые величины: $\Delta T_{\text{кип}} = 100 + 0,99 = 100,99^\circ\text{C}$;

$$\Delta T_{\text{зам}} = 0 - 3,57 = -3,57^\circ\text{C}$$

Задача №3. Определите осмотическое давление раствора сахарозы при 0°C , если при 20°C осмотическое давление этого же раствора равно $1,066 \cdot 10^5$ Па.

Решение. Напомним, что осмотическое давление — это минимальное давление, которое нужно приложить к раствору, чтобы остановить осмос. Согласно закону Вант-Гоффа, осмотическое давление (кПа): $P_{\text{осм}} = cRT$, где c — молярная концентрация раствора, моль/л; R — молярная газовая постоянная $8,31$ Дж/(моль ■

К); T —температура, К. Поэтому сначала следует по уравнению Вант-Гоффа вычислить концентрацию данного раствора сахарозы, а затем опять же по уравнению Вант-Гоффа найти $P_{\text{осм}}$, но уже при другой температуре: $c = P_1 / (RT_1) = 106,6 / (8,31 \cdot 273) = 0,047$ моль/л; $P_{\text{осм} 2} = cRT_2 = 0,047 \cdot 8,31 \cdot 293 = 114,437$ кПа = 114437 Па.

Задачи для самостоятельного решения

1. При 20°C осмотическое давление $P_{\text{осм}}$ водного раствора некоторого электролита равно $4,38 \cdot 10^5$ Па. Чему будет равно $P_{\text{осм}}$, если раствор разбавить в три раза, а температуру повысить до 40°C ?

2. Осмотическое давление раствора, в 250 мл которого содержится 2,3 г растворенного неэлектролита, при 27°C равно 249 кПа. Вычислите молярную массу растворенного вещества.

3. Чему равна масса этилового спирта, содержащегося в 1 л раствора, если этот раствор при 20°C изотоничен раствору анилина $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$, в 4 л которого содержится 18,6 г анилина?

4. Как изменится осмотическое давление раствора неэлектролита концентрации 0,5 моль/л при его нагревании от 25°C до 75°C ?

5. Будут ли изотоничны водные растворы глюкозы и этилового спирта, если их массовые доли составляют 15% для глюкозы и 5% для спирта?

6. Какова масса растворенного в 1,5 л раствора анилина $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$, если осмотическое давление такого раствора при 17°C равно 193 кПа?

7. Рассчитайте $P_{\text{осм}}$ при 20°C растворов: а) сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$; б) глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$; в) этилового спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, содержащих по 72 г соответствующего вещества в 1 л раствора. В каком случае осмотическое давление будет наибольшим?

8. Найдите молярную массу неэлектролита, если при растворении 28 г вещества при 27°C осмотическое давление составило 700 кПа.

9. При 315°K давление насыщенного пара над водой равно 82 кПа. Насколько понизится давление насыщенного водяного пара при указанной температуре, если в 540 г воды растворить 36 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$? Чему равно осмотическое давление такого раствора, если $\rho = 1,01$ г/см³?

10. Какую массу фенола $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ следует растворить в 370 г диэтилового эфира $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$ при некоторой температуре, чтобы понизить давление насыщенных паров растворителя с 90 кПа до 75 кПа?

11. При какой температуре должны замерзнуть и кипеть водные растворы: а) хлорида натрия; б) хлорида бария; в) сульфата алюминия, если их молярность равна 1 моль/кг H_2O и диссоциация на ионы полная? ($K_{\text{Э}} = 0,516$, $K_{\text{К}} = 1,86$)?

12. Насколько повысится $\Delta T_{\text{кип}}$ и понизится $\Delta T_{\text{зам}}$ раствора по сравнению с чистой водой, если в 100 г воды растворить 60 г сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$?

13. Какую массу глицерина $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$ нужно растворить в 500 г H_2O , чтобы повысить $\Delta T_{\text{кип}}$ на 1,5 К?

14. Чему равна молярная масса растворенного в 500 г бензола неэлектролита массой 76,1 г, если $\Delta T_{\text{зам}}$ понизилась с $5,4^\circ\text{C}$ до $0,3^\circ\text{C}$? ($K_{\text{К, бенз}} = 5,1$)

15. Какое вещество — камфару ($M = 152,2$ г/моль) или нафталин C_{10}H_8 — растворили в бензоле, если внесение 39 г этого вещества в 1000 г бензола привело к снижению $T_{\text{зам}}$ на 1,3 К?

16. При растворении 2,3 г некоторого неэлектролита в 125 г воды температура кристаллизации понижается на $0,372^{\circ}$. Вычислить молярную массу растворенного вещества. $K_{к, H_2O}=1,86$. Ответ: 92 г/моль.

17. При 293К давление насыщенного пара над водой равно 2,34 кПа. Сколько граммов глицерина $C_3H_5(OH)_3$ надо растворить в 180 г воды, чтобы понизить давление пара на 133,3 Па? Ответ: 55,7г.

18. Раствор, содержащий 2,1 г КОН в 250 г воды, замерзает при $-0,519^{\circ}C$. Найти для этого раствора изотонический коэффициент. Ответ: 1,86.

Электролитическая диссоциация. Гидролиз солей.

Вопросы для подготовки:

1. Дать определение понятиям электролит, неэлектролит, электролитическая диссоциация, катион, анион, степень диссоциации.

2. Объяснить причину и механизм диссоциации молекул электролитов.

3. Изложить основные положения теории электролитической диссоциации.

4. Какие факторы и как влияют на степень электролитической диссоциации?

Как связаны константа и степень диссоциации? Сформулируйте закон разбавления Оствальда.

5. В чем состоят основные положения протолитической теории кислот и оснований? Привести примеры сопряженных кислотно-основных равновесий.

6. Перечислить основные положения теории сильных электролитов.

7. Что такое ионная сила раствора, активность, коэффициент активности иона?

В каких случаях коэффициент активности можно принять за единицу?

8. Что такое гидролиз? Какие вещества могут подвергаться гидролизу?

9. Какие соли подвергаются гидролизу? В чем причина гидролиза солей?

10. Что такое степень гидролиза? Привести формулы для расчета степени гидролиза различных типов солей, подвергающихся гидролизу.

11. Константа гидролиза соли. Её связь со степенью гидролиза.

12. Какие факторы влияют на гидролиз? Как можно усилить или ослабить гидролиз?

13. Что называется гидролизом по аниону, гидролизом по катиону? Приведите примеры. как протекает гидролиз солей, образованных слабыми многоосновными кислотами и слабыми многокислотными основаниями? Приведите примеры.

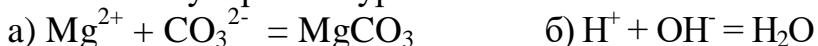
14. Как вычисляются величины рН и рОН в растворах гидролизующихся солей?

Задачи и упражнения для самостоятельного решения.

1. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между а) $NaHCO_3$ и $NaOH$; б) K_2SiO_3 и HCl ; в) $BaCl_2$ и Na_2SO_4 .

2. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) K_2S и HCl ; б) $FeSO_4$ и $(NH_4)_2S$; в) $Cr(OH)_3$ и KOH .

3. Составьте по три молекулярных уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



4. Какие из веществ: $Al(OH)_3$; H_2SO_4 ; $Ba(OH)_2$ - взаимодействуют с гидроксидом калия? Выразите эти реакции молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

5. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) KHCO_3 и H_2SO_4 ; б) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и NaOH ; в) CaCl_2 и AgNO_3 .
6. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) CuSO_4 и H_2S ; б) BaCO_3 и HNO_3 ; в) FeCl_3 и KOH .
7. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями: а) $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$;
 б) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- = \text{AlO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$; в) $\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^- = \text{PbI}_2$.
8. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) $\text{Be}(\text{OH})_2$ и NaOH ; б) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и HNO_3 ;
 в) ZnO и HNO_3 .
9. Найдите молярную концентрацию раствора электролита, если степень его диссоциации в этом растворе равна: а) $\text{HF} — 0,15$; б) $\text{NH}_4\text{OH} — 0,1$; в) $\text{HCOOH} — 0,05$. Значения констант ионизации найти в справочнике.
10. При какой молярной концентрации H_2SO_3 недиссоциированными остаются: а) 50 % молекул кислоты; б) 80% молекул?
11. В 0,05 М растворе HCN степень диссоциации равна $1,26 \cdot 10^{-4}$. При какой концентрации раствора она увеличится в пять раз?
12. Найдите равновесные концентрации продуктов диссоциации по 1-й и 2-й ступеням в 0,01 М растворе угольной кислоты H_2CO_3 .
13. В 0,06 М растворе слабого бинарного электролита осталось недиссоциированных 0,055 моль/л молекул. Рассчитайте α в таком растворе.
14. Напишите уравнения гидролиза солей NaNO_2 , K_2CO_3 , FeSO_4 , ZnCl_2 (по всем возможным ступеням). Укажите реакцию среды растворов этих солей.
15. Напишите выражения для констант гидролиза солей KNO_2 , Na_2CO_3 , ZnSO_4 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ по 1-й и 2-й ступеням. Рассчитайте соответствующие значения K_z этих солей. Сделайте вывод по полученным величинам.
16. Константа диссоциации бромноватистой кислоты **НОВг** $K_d = 2,1 \cdot 10^{-9}$. Рассчитайте степень гидролиза h гипобромита калия **КОВг** при следующих концентрациях водного раствора: а) 10^{-4} М; б) 10^{-3} М; в) 10^{-2} М. По полученным данным сделайте вывод о зависимости h от концентрации раствора электролита.
17. Напишите уравнения гидролиза солей Na_3BO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, FeCl_3 по 1-й ступени. Какая из солей гидролизуеться в большей степени? Почему?
18. Рассчитайте константы гидролиза соли K_3PO_4 по всем возможным ступеням. Объясните, почему величины K_z уменьшаются от первой ступени к последней.
19. Рассчитайте степень гидролиза и рН 10^{-2} М раствора NH_4Cl .
20. Как качественно можно определить реакцию среды в растворах солей NH_4F , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $\text{Cu}(\text{NO}_2)_2$?
20. Расположите соединения в порядке возрастания рН их растворов одной и той же концентрации: Na_2CO_3 , NaOH , NaHCO_3 , NaCl , NH_4Cl . Ответ поясните.
21. Объясните, почему прозрачный концентрированный раствор $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ мутнеет при разбавлении и нагревании. Напишите уравнение соответствующей реакции.
22. Вычислите степень диссоциации NH_4OH в 0,05 М и 0,5 М растворах при 298К. Сформулируйте определение степени диссоциации и ее зависимость от концентрации электролита.

23. Вычислите pH 0,01 М LiOH и 0,01 М NH₄OH. Объясните различие в значениях pH для этих растворов

24. Вычислите pH 0,05 М раствора HNO₃ и 0,05 М раствора CH₃COOH. Объясните различие в значениях.

25. Рассчитайте ионную силу и активности всех ионов в растворах следующего состава:

1) 0,002 М H₂SO₄ + 0,001 М K₂SO₄;

2) 0,001М Ba(OH)₂ +0,001М BaCl₂.

26. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации Pь(OH)₂ и H₃BO₃ и выражения для констант диссоциации по каждой из ступеней

Гидролиз солей.

Реактивы и оборудование: лакмус, фенолфталеин, CuSO₄, (NH₄)₂CO₃, Na₂CO₃, NaCl, FeCl₃, CH₃COONa, SbCl₃, HCl, AlCl₃, Mg(порошок) фильтр, воронка, универсальная индикаторная бумага.

Опыт №1. Определение pH раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги

Получить у преподавателя раствор, pH которого нужно определить.

Ознакомиться с инструкцией, которая помещена на обложке книжки с универсальной индикаторной бумагой.

Проделать опыт согласно инструкции, сделать вывод о величине pH исследуемого раствора. Указать реакцию среды и вычислить концентрацию ионов водорода.

Опыт №2. Реакция среды растворов солей при гидролизе.

а) Из имеющихся в лаборатории реактивов подобрать растворы солей, образованных слабой кислотой и сильным основанием. Налить в одну пробирку раствор соли, образованной одноосновной кислотой, в другую — раствор соли, образованной многоосновной кислотой, и исследовать реакцию среды растворов, нанося каплю раствора на лакмусовую бумажку стеклянной палочкой. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза взятых солей. В каком случае гидролиз будет происходить ступенчато?

б) Написать уравнение реакции гидролиза сульфата меди (II) в молекулярной и ионной формах. Как действует его раствор на лакмус? Проверить правильность заключения опытом.

Какие ионы обусловили изменение цвета лакмуса? В результате какого процесса эти ионы появились?

в) Какую реакцию на лакмус должен показывать раствор хлорида натрия? Проверить правильность заключения опытом.

Результаты испытаний растворов солей на индикатор представить в виде таблицы:

Формула	Окраска лакмуса	Реакция среды	Значение pH в растворе: pH 7, pH>7, pH<7.

Опыт №3. Исследование продуктов гидролиза.

Налить в пробирку немного раствора хлорида железа (III) FeCl_3 и испытать его действие на лакмусовую бумажку. Написать уравнение реакции гидролиза FeCl_3 по первой ступени.

В раствор FeCl_3 ввести немного порошка магния. Наблюдать выделение пузырьков газа. Какой газ выделяется? Дать объяснение.

Опыт №4. Влияние температуры на степень гидролиза.

Смешать в пробирке по 3 мл растворов хлорида железа (III) и ацетата натрия. Можно ли обнаружить внешние признаки протекания химической реакции? Нагреть жидкость до кипения. Что наблюдается? Написать уравнения реакций образования ацетата железа (III) и его гидролиза.

Опыт №5. Влияние разбавления раствора на степень гидролиза.

Налить в пробирку 1 мл раствора хлорида сурьмы (III) и добавить в него по каплям дистиллированную воду до образования осадка. Написать уравнения реакций гидролиза, считая, что до разбавления гидролиз практически протекает по первой ступени. После разбавления усиливается вторая ступень гидролиза и образуется SbOCl (продукт разложения дигидрохлорида сурьмы (III) $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$).

Раствор с полученным осадком сохранить для следующего опыта.

Опыт №6. Обратимость гидролиза.

а) К раствору с осадком, полученным в опыте 5, прилить HCl до растворения осадка, затем снова добавить воду. Дать объяснение наблюдаемым явлениям. Как влияет изменение концентрации ионов водорода в данном случае на равновесие гидролиза?

б) Написать уравнение реакции гидролиза ацетата натрия CH_3COONa в молекулярной и ионной формах. Какова должна быть реакция среды? К раствору CH_3COONa добавить 2-3 капли фенолфталеина. Отметить интенсивность окраски. Половину полученного раствора отлить в другую пробирку и оставить для сравнения, а оставшийся раствор нагреть до кипения. Как меняется интенсивность окраски? Охладить раствор и сравнить его с контрольным образцом. Дать объяснение наблюдаемым явлениям.

Опыт №7. Полный гидролиз.

К раствору соли алюминия в пробирке прилить раствор карбоната натрия Na_2CO_3 . Нагреть пробирку, отфильтровать образовавшийся осадок и промыть его на фильтре горячей водой для удаления избытка Na_2CO_3 . Доказать опытным путем, что полученный осадок является не солью угольной кислоты, а гидроксидом алюминия. Составить уравнения реакций образования карбоната алюминия и его гидролиза.

Окислительно-восстановительные реакции.

Вопросы для подготовки:

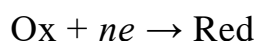
1. Дать определение следующим понятиям: окислительно-восстановительная реакция (ОВР), степень окисления, процесс окисления, процесс восстановления, окислитель, восстановитель.
2. Что такое окислительно-восстановительные потенциалы, как они определяются и что характеризуют? Что называется нормальным; стандартным окислительно-восстановительным потенциалом (ОВП) системы?
3. Каковы правила записи гальванического элемента.
4. Напишите уравнение Нернста и поясните значения всех входящих в него величин. Как зависит величина потенциала от концентраций окисленной и восстановленной форм?
5. Как влияет рН среды на величину потенциала? Выведите формулу зависимости потенциала от рН для полуреакции, протекающей с участием ионов водорода и гидроксида.
6. Как определить направление реакции окисления-восстановления и полностью её протекания? Привести пример.
7. От каких факторов зависит направление и обратимость ОВР? Привести примеры.
8. Объяснить, почему азотистая кислота, диоксид серы, пероксид водорода, сульфит натрия в зависимости от условий проведения реакций могут быть и окислителями и восстановителями?
9. Почему перманганат калия, азотная кислота, конц. серная кислота, дихромат калия, диоксид свинца в ОВР проявляют только окислительные свойства? Привести примеры реакций с их участием.
10. Почему сероводород, аммиак, металлические железо и цинк в ОВР проявляют только восстановительные свойства? Привести примеры с их участием.
11. Привести по одному примеру реакций межмолекулярного, внутримолекулярного окисления-восстановления и реакции диспропорционирования.

Электродные потенциалы. Величина равновесного электродного потенциала E для различных электрохимических систем рассчитывается по уравнению Нернста. Для металлического электрода ($M^{n+} + ne \rightarrow M$) оно имеет вид:

$$E_{M^n/M} = E^0_{M^n/M} + (RT/nF) \ln \alpha_{M^{n+}}$$

где $E^0_{M^n/M}$ — стандартный электродный потенциал; R — молярная газовая постоянная; n — число моль эквивалентов в моль вещества; α — активность ионов M^{n+} , моль/

Равновесие на простом редокси-электроде записывается уравнением:



Где Ox — окисленная форма вещества; Red — восстановленная форма вещества.

Уравнение Нернста для расчета потенциала редокси-электрода имеет вид

$$E_{Ox/Red} = E^0_{Ox/Red} + RT/nF \ln \alpha_{Ox} / \alpha_{Red}$$

где $E_{\text{Ox/Red}}^0$ — стандартный потенциал.

Сложный редокс-электрод можно представить в виде сочетания двух редокс-процессов, при этом окислительно-восстановительная реакция протекает в направлении, в котором разность потенциалов редокс-процессов положительна, т. е. ЭДС > 0 . Если в редокс-процессах участвуют ионы водорода или гидроксида, то они влияют на редокс-потенциал.

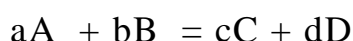
Электродвижущая сила (ЭДС) гальванических элементов. Максимальная разность равновесных потенциалов электродов, которая может быть получена при работе гальванического элемента, называется **электродвижущей силой $E_{\text{Э}}$** ,

$$E_{\text{Э}} = E_{\text{К}} - E_{\text{А}}$$

где $E_{\text{К}}$ и $E_{\text{А}}$ соответственно потенциал катода и анода, В.

В то же время $E_{\text{Э}} = -\Delta G/nF$,

где ΔG — изменение энергии Гиббса системы при протекании токообразующей реакции. Для реакции



если она протекает при стандартных состояниях веществ рассчитывают стандартную ЭДС, $E_{\text{Э}}$

$$E_{\text{Э}} = E_{\text{К}} - E_{\text{А}}$$

или $E_{\text{Э}} = -\Delta G/nF$,

где ΔG — стандартное изменение энергии

Гиббса, рассчитанное по термодинамическим

данным. Тогда ЭДС данного гальванического элемента при любых состояниях веществ равна

$$E_{\text{Э}} = E_{\text{Э}}^0 + (RT/nF) \ln (\alpha_{\text{В}}^b \alpha_{\text{А}}^a / \alpha_{\text{С}}^c \alpha_{\text{D}}^d)$$

где $\alpha_{\text{В}}^b$, $\alpha_{\text{А}}^a$, $\alpha_{\text{С}}^c$, α_{D}^d — активности веществ А, В, С, D с учетом стехиометрического коэффициента.

Примеры решения задач.

Задача №1. Вычислите равновесный потенциал никелевого электрода, если при 298 К никелевая пластинка опущена в раствор соли NiSO_4 с концентрацией 0,01 моль/л.

Решение.

Равновесный потенциал рассчитываем по уравнению

$$E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 + (RT/2F) \ln \alpha_{\text{Ni}^{2+}}$$

Активность ионов находим по формуле: $\alpha_{\text{Ni}^{2+}} = f_{\text{Ni}^{2+}} \cdot C_{\text{Ni}^{2+}}$

где $f_{\text{Ni}^{2+}}$ — коэффициент активности, который определяется ионной силой раствора $I = 0,5(C_{\text{Ni}^{2+}} \cdot Z_{\text{Ni}^{2+}} + C_{\text{SO}_4^{2-}} \cdot Z_{\text{SO}_4^{2-}}) = 0,5(0,01 \cdot 2^2 + 0,01 \cdot (-2)^2) = 0,04$.

По справочнику находим значение $f_{\text{Ni}^{2+}} = 0,895$.

Следовательно, $\alpha_{\text{Ni}^{2+}} = 0,895 \cdot 0,01$ моль/л $= 8,95 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

После подстановки постоянных в уравнение для расчета потенциала получаем:

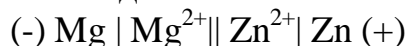
$$E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,25 + (0,059/2) \lg 8,95 \cdot 10^{-3} = -0,31 \text{ В.}$$

Задача №2. Составьте схему гальванического элемента, в котором электродами являются магниевая и цинковая пластинки, опущенные в раство-

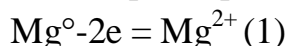
ры их ионов с активной концентрацией 1 моль/л. Какой металл является анодом, какой катодом? Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей в этом гальваническом элементе, и вычислите его ЭДС.

Решение.

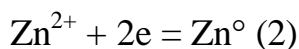
Схема данного гальванического элемента



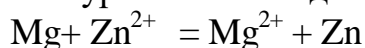
Вертикальная линейка обозначает поверхность раздела между металлом и раствором, а две линейки — границу раздела двух жидких фаз - пористую перегородку (или соединительную трубку, заполненную раствором электролита). Магний имеет меньший потенциал (-2,37 В) и является анодом, на котором протекает окислительный процесс:



Цинк, потенциал которого -0,763 В, — катод, т.е. электрод, на котором протекает восстановительный процесс:



Уравнение окислительно-восстановительной реакции, характеризующее работу данного гальванического элемента, можно получить, сложив электронные уравнения анодного (1) и катодного (2) процессов:



Для определения ЭДС гальванического элемента из потенциала катода следует вычесть потенциал анода. Так как концентрация ионов в растворе 1 моль/л, то ЭДС элемента равна разности стандартных потенциалов двух его электродов:

$$\text{ЭДС} = E^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} - E^{\circ}_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = -0,763 - (-2,37) = 1,607 \text{ В.}$$

Задачи и упражнения для самостоятельного решения.

1. Марганцевый электрод в растворе его соли имеет потенциал -1,23 В. Вычислите концентрацию ионов Mn^{2+} (моль/л).

Ответ: $1,89 \cdot 10^{-2}$ моль/л.

2. Потенциал серебряного электрода в растворе AgNO_3 составил 95% от значения его стандартного электронного потенциала. Чему равна концентрация ионов Ag^+ (моль/л).

Ответ: 0,20 моль/л.

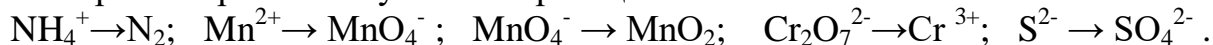
3. Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов, и вычислите ЭДС медно-кадмиевого гальванического элемента, в котором $[\text{Cd}^{2+}] = 0,8$ моль/л, а $[\text{Cu}^{2+}] = 0,01$ моль/л.

Ответ: 0,68 В.

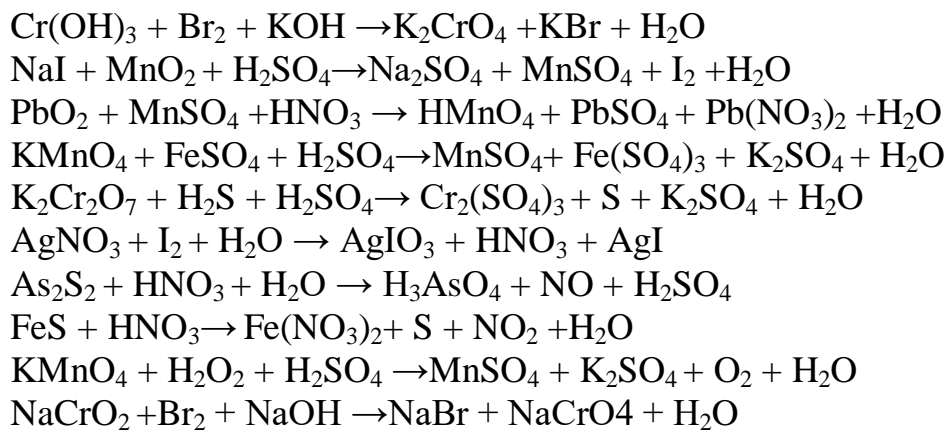
4. Определить степень окисления элементов в соединениях: MgCrO_4 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$,

$\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$, CS_2 , NH_4NO_2 , $\text{Ca}(\text{MnO}_4)_2$, $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$, As_2S_3 , SrMnO_4 .

5. Указать в каких из приведенных процессов происходит окисление, в каких - восстановление, как изменяется степень окисления элементов, сколько электронов принимает участие в реакции:



6. Подобрать коэффициенты в уравнениях:



Окислительно-восстановительные реакции.

Реактивы и оборудование: 3%-ный раствор H_2O_2 , KI, разбавленная H_2SO_4 , KMnO_4 (конц. раствор), NaNO_2 , Na_2SO_3 , FeSO_4 , раствор щавелевой кислоты, лучинка, химический стакан.

Опыт №1

Налить в пробирку 1мл 3%-ного раствора H_2O_2 , добавить 1-2 капли раствора KI и несколько капель разбавленной H_2SO_4 . Добавить к смеси 1-2 мл крахмального клейстера. Наблюдать изменение окраски. Написать уравнение реакции.

Опыт №2

Налить в пробирку 1мл концентрированного раствора KMnO_4 , 2мл раствора H_2SO_4 и 1-2 мл раствора H_2O_2 . Испытать тлеющей лучинкой выделяющийся газ. Наблюдать изменение цвета раствора. Составить уравнение реакции. Какова роль в проведенных реакциях пероксида водорода?

Опыт №3

а) Налить в пробирку 2-3 мл раствора KI, подкислить его разбавленной H_2SO_4 и затем прибавить к нему немного раствора NaNO_2 . Объяснить изменение цвета раствора. Как доказать, какое выделилось вещество? Написать уравнение реакции.

б) К подкисленному разбавленной H_2SO_4 раствору KMnO_4 прилить раствор NaNO_2 . Что происходит? Написать уравнение реакции, имея в виду, что одним из продуктов является соль Mn (II).

в) провести опыты, аналогичные предыдущему, в нейтральной и сильно щелочной среде.

Какие свойства проявляет NaNO_2 в опытах а), б), в).

Опыт №4

В три пробирки налить по 1-2 мл раствора перманганата калия и немного разбавленной серной кислоты. В первую пробирку добавить раствор Na_2SO_3 , во вторую – раствор FeSO_4 , в третью – раствор щавелевой кислоты (третью пробирку подогреть). Что наблюдается? Написать уравнения реакции в молекулярной и ионной формах.

Электролиз.

Реактивы и оборудование: электролизер, которым служит U-образная трубка, закрепленная в штативе, выпрямитель электрического тока, хлорид меди (II), фильтровальная бумага, смоченная 5%-ным р-ром иодида калия, тиосульфат натрия, 5%-ный раствор сульфата натрия, нейтральный лакмус, раствор крахмала, фенолфталеин.

Контрольные вопросы:

1. Какие электроды называются катодом и анодом? Как заряжен катод в гальваническом элементе? при электролизе?
2. Что называется электродвижущей силой (э. д. с.) гальванического элемента?
3. От чего зависит значение электродного потенциала? Написать уравнение, выражающее эту зависимость.
4. Какая величина называется стандартным потенциалом электродного процесса? Для какого электродного процесса стандартный потенциал принят равным нулю?
5. Как зависит потенциал водородного электрода от рН раствора?

Описанные ниже опыты проводить в электролизере, которым служит U-образная трубка, закрепленная в штативе, в нее вставить пробки с угольными или металлическими электродами. Пробки в электролизер вставить неплотно (почему?). Постоянный ток снимается с выпрямителя, включенного в сеть переменного тока. Электролизер во всех опытах заполнять электролитом до половины его объема. Электроды перед каждым опытом тщательно промывать дистиллированной водой, а после выделения металла на угольном электроде — очищать его с помощью наждачной бумаги.

Ознакомиться с выпрямителем, найти клеммы для подключения входного напряжения и для снятия выпрямленного тока. При включении выпрямителя в сеть следить за тем, чтобы напряжение сети соответствовало номинальному входному напряжению выпрямителя.

Опыт № 1. Электролиз раствора хлорида меди (II) или хлорида олова (II).

Заполнить электролизер 5% раствором хлорида меди (II) или хлорида олова (II). В оба колена электролизера опустить угольные электроды, соединить их с источником постоянного тока. Наблюдать на катоде осаждение слоя меди или появление блестящих кристалликов металлического олова. Окисление или восстановление происходит на катоде? Написать уравнение катодного процесса.

Через 4—5 мин выключить ток и поднести к аноду бумажку, смоченную иодидом калия. Что наблюдается? Какое вещество выделилось на аноде? Написать уравнение анодного процесса. Электрод (анод) промыть после опыта сначала раствором тиосульфата натрия, а затем — водой.

Опыт № 2. Электролиз раствора иодида калия.

Заполнить электролизер 5%-ным раствором иодида калия. Добавить в катодное пространство несколько капель фенолфталеина, а в анодное пространство — несколько капель раствора крахмала. Опустить в раствор угольные электроды, включить ток. Отметить и объяснить изменение цвета раствора вблизи электродов. Написать уравнения катодного и анодного процессов.

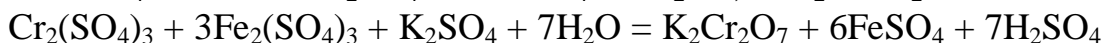
По окончании опыта анод промыть сначала раствором тиосульфата натрия (для более полного удаления иода) и, лишь после этого, дистиллированной водой.

Опыт 3. Электролиз раствора сульфата натрия.

Заполнить электролизер 5%-ным раствором сульфата натрия. В оба колена трубки добавить по несколько капель раствора нейтрального лакмуса. Опустить в раствор угольные электроды, включить ток, наблюдать явления, происходящие на электродах. Написать уравнения соответствующих процессов.

Задачи и упражнения:

1. Пользуясь таблицей электродных потенциалов, установить направление возможного протекания следующих реакций:



2. Написать уравнения реакций, протекающих при электролизе с угольными электродами следующих водных растворов: нитрата кальция, хлорида меди, гидроксида натрия, серной кислоты.

3. Написать уравнения реакций, протекающих при электролизе водного раствора сульфата меди(II) в случае: а) угольных электродов; б) медных электродов.

4. При электролитическом рафинировании меди в качестве катода применяется чистая медь, в качестве анода—черновая медь; электролитом служит водный раствор сульфата меди(II). Что происходит при электролизе с содержащимися в черновой меди примесями более активных {Zn, Ni} и менее активных (Ag, Hg) металлов?

5. Будут ли зависеть от реакции среды процессы, протекающие при электролизе водного раствора сульфата никеля с инертными электродами? Ответ обосновать.

6. Ток проводит последовательно через растворы сульфата меди (II) и хлорида олова (II). Определить количество выделившегося олова, если за время электролиза в первом сосуде выделилось 6,352 г меди.

7. Исходя из числа Фарадея и заряда электрона ($1,60210^{-19}$ Кл), найти число Авогадро.

Комплексные соединения.

Цель работы: закрепить знания по строению и биологической роли комплексных соединений, изучить условия образования и разрушения, а также свойства комплексных соединений.

Реактивы и оборудование: Буферные растворы: а) рН = 1,0; б) рН = 2,5; в) рН = 7,4, $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, NiSO_4 , NH_4OH (15%), NH_4OH (25%), $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, FeCl_3 , NH_4SCN , KSCN (насыщ.), CuSO_4 (сухая соль), CuSO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, NaOH , Na_2S , CoCl_2 , NaF , тартрат калия, глицин, амиловый спирт, диметилглиоксим.

Вопросы для самоподготовки:

1. Какие соединения относятся к комплексным? Классификация комплексных соединений.
2. Основные положения координационной теории Вернера.
3. Структурные элементы комплексных соединений: внешняя и внутренняя координационные сферы; центральный атом (ион) и лиганды.
4. Дентантность лигандов. Хелатные соединения.

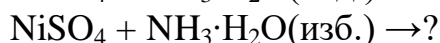
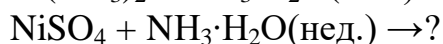
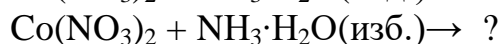
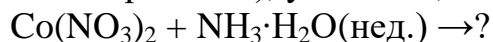
5. Характер связей в комплексных соединениях с точки зрения метода валентных связей.
6. Представление о номенклатуре комплексных соединений.
7. Понятие об особых классах комплексных соединений: макроциклические, полиядерные.
8. Комплексообразующая способность s-, p-, d- элементов.

Опыт № 1. Получение комплексных соединений

а) Взять две пробирки, в первую налить 2 капли раствора нитрата кобальта(II), во вторую — 2 капли раствора сульфата никеля(II). В обе пробирки прилить 1-2 капли 15%-ного водного раствора аммиака до образования осадка. Какое вещество выпадает в осадок?

б) В обе пробирки дополнительно прилить 25%-ного водного раствора аммиака до растворения осадка. Какие вещества образовались?

в) Написать молекулярные и ионные уравнения реакций (с указанием признаков реакций), учитывая, что к.ч. Co^{2+} и Ni^{2+} равны 6:



г) Заполнить таблицу:

№	Реагенты	Осадок	Комплексное соединение	K_n

Опыт № 2. Исследование прочности комплексного иона

а) Взять две пробирки, в первую налить 1-2 капли раствора гексацианоферрата(III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, во вторую - 1-2 капли раствора FeCl_3 .

б) В обе пробирки прибавить по 1 капле раствора роданида аммония — NH_4SCN . Укажите признаки реакции.

в) В какой пробирке Вы наблюдаете эффект реакции на железо(III)? Почему?

г) Напишите молекулярное и ионное уравнения качественной реакции на Fe^{3+} . Напишите уравнение диссоциации $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и математическое выражение K_n комплексного иона.

Опыт № 3. Влияние природы лиганда на окраску комплекса

а) Взять на кончике шпателя кристаллической соли CuSO_4 и высыпать в пробирку.

б) Налить в пробирку 3-4 мл воды.

в) Отлить 1-2 мл полученного раствора в другую пробирку и добавить в нее 5-10 капель аммиака.

г) Сравнить окраску кристаллической соли CuSO_4 , медного купороса, аммиаката меди.

д) Заполните таблицу:

Соединение	Формула	Лиганд	Окраска

			соединения

е) Почему безводный сульфат меди(II), медный купорос и аммиакат меди(II) имеют разную окраску?

Опыт № 4. Образование комплексных соединений d- и p-элементов с неорганическими лигандами

а) 1-ая пробирка: к 10 каплям раствора CuSO_4 прибавить щелочи до образования осадка, затем по каплям добавить избыток концентрированного раствора NH_3 . Что наблюдаете? Написать уравнения соответствующих химических реакций, выражение константы нестойкости для комплексного иона. Какова роль ионов Si^{2+} в реакции комплексообразования? Полученный раствор оставить для опыта № 5.

б) 2-ая пробирка: к 10 каплям раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ осторожно прибавить раствор щелочи до образования осадка, затем по каплям добавить избыток раствора NaOH . Что наблюдаете? Написать уравнения соответствующих реакций, укажите роль иона Al^{3+} в реакции комплексообразования. Написать уравнения диссоциации комплексных соединений, выражение K_n .

Опыт № 5. Диссоциация комплексных ионов

Налить в две пробирки одинаковые объемы раствора CuSO_4 . В одну из них добавить раствор NaOH , в другую – Na_2S . Отметить цвета образующихся осадков, написать уравнения реакций. Эти реакции можно использовать для открытия иона Si^{+} .

Раствор $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$, полученный в опыте 4(а), разделить поровну в две пробирки. В одну добавить NaOH , а в другую - раствор Na_2S . Что наблюдаете? Написать уравнение диссоциации комплексного иона $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ и выражение его константы нестойкости. Дать объяснение наблюдаемому явлению, исходя из данных о величинах констант растворимости $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и CuS .

Опыт № 6. Влияние концентрации лиганда в растворе на комплексообразование

К нескольким каплям хлорида кобальта (II) прилить концентрированный раствор KSCN , наблюдать посинение раствора вследствие образования в растворе комплексной соли $\text{K}_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$. Полученный раствор разбавить водой. Что наблюдаете? Объяснить изменение его цвета, написать уравнения реакций. Какое влияние оказывает концентрация лигандов в растворе на комплексообразование?

Опыт № 7. Изучение влияния природы растворителя на устойчивость комплексного иона.

В пробирку налить 1 мл раствора нитрата кобальта (II), добавить 2-3 мл насыщенного раствора тиоцианата калия - KSCN . Указать цвет образовавшегося соединения. Полученный раствор разделить поровну в две пробирки. В одну из них прилить равный объем дистиллированной воды, в другую - равный объем амилового спирта. Объяснить изменения цвета в каждом случае.

Опыт № 8. Изучение конкурирующих лигандообменных процессов

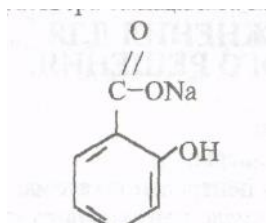
Конкуренция за ион железа(III). В три пробирки налить по 1 мл раствора хлорида железа(III). В одну из пробирок добавить 1 мл дистиллированной воды, в другую - 1 мл раствора NaF, в третью - 1 мл раствора тартрата калия $-C_4H_4O_6K$. Содержимое пробирок перемешать и в каждую из них добавить по 5 капель раствора тиоцианата калия - KSCN.. Запись наблюдений оформить в виде таблицы:

№	Добавленный реагент	Цвет содержимого пробирки	Формула образованного соединения

Тартрат калия является двухзарядным анионом винной кислоты $HOOC-CH(OH)-CH(OH)-COOH$; в данных условиях ведет себя как триденатный лиганд. При составлении формул образующихся соединений принимают, что координационное число железа равно 6.

Опыт № 9. Изучение влияния pH на состав комплексного соединения

В три пробирки налить по 3 мл буферных растворов: а) pH = 1,0; б) pH = 2,5; в) pH = 7,4. К каждому раствору добавить по 3 мл раствора хлорида железа(III), по 2 капли раствора салицилата натрия

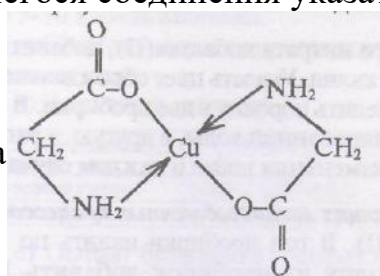


Указать цвет образовавшихся комплексных соединений с указанием констант нестойкости. Сделать вывод о влиянии pH среды на состав комплексного соединения.

Опыт № 10. Образование внутрикомплексных соединений с органическими лигандами

а) Взаимодействие ионов меди с глицином.

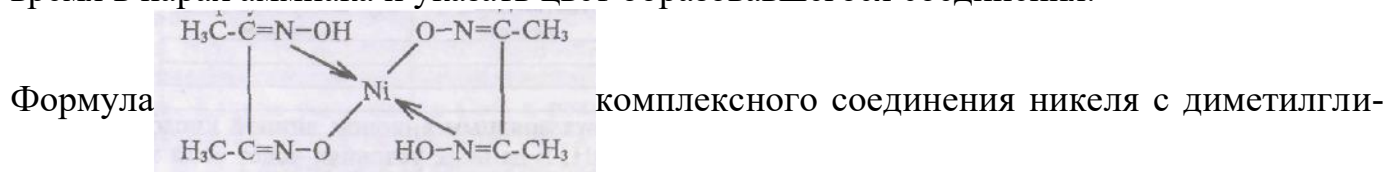
В пробирку налить 2 капли раствора соли меди(II), 10-15 капель раствора аминокислоты (глицина), добавить 4-5 капель раствора щелочи. Цвет образовавшегося соединения указать в лабораторном журнале.



25 Формула комплексного соединения меди с глицином

б) Взаимодействие ионов никеля с диметилглиоксимом.

На полоску фильтровальной бумаги с помощью капилляра нанести каплю раствора соли никеля, затем каплю раствора диметилглиоксима. Бумагу выдержать некоторое время в парах аммиака и указать цвет образовавшегося соединения.



оксимом:

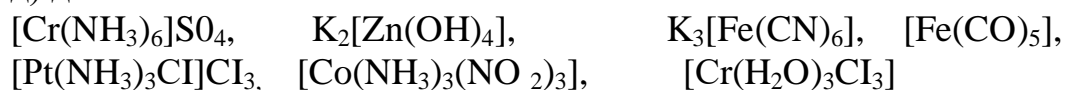
План оформления отчета:

1. Дата и название работы.
2. Цель работы.
3. Краткое описание опыта и уравнения протекающих реакций.
4. Выводы по работе.

Задачи и упражнения для самостоятельной работы.

1. Для указанных комплексных соединений:

- а) определите заряд внутренней сферы;
- б) определите степень окисления центрального атома;
- в) определите координационное число центрального атома;
- г) определите заряд лигандов и их дентатность;
- д) дайте названия:



2. По приведенным названиям составить формулы комплексных соединений: бромопентанитроплатинат(IV) калия; триамминтринитрокобальт; хлорид аква triамминдихлорокобальта(III); гексацианоферрат(III) калия.

3. Укажите тип гибридизации атомных орбиталей центральных атомов в комплексных соединениях и геометрическую конфигурацию комплексных ионов: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$; $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$; $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$; $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]$.

4. Напишите уравнения диссоциации комплексных соединений: $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $\text{K}_2[\text{Hg}(\text{CN})_4]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ и укажите, какой из комплексных ионов является наиболее прочным, если их $K_{\text{н}}$ соответственно равны: $4 \cdot 10^{-10}$, $4 \cdot 10^{-41}$, $8 \cdot 10^{-6}$

5. Почему $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ является более сильным электролитом в отличие от $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

6. В какую сторону сдвигается равновесие обменной реакции при действии на раствор $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ водного раствора KCN?

7. Медный купорос имеет формулу $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$. На какие частицы он диссоциирует в водном растворе. Какое количество (моль) BaCl_2 необходимо для осаждения сульфат-ионов из 0,1 моль купороса?

Ответ: 0,1 моль BaCl_2 .

8. При выветривании медного купороса в первую очередь удаляется вода из внешней координационной сферы. На сколько граммов уменьшится первоначальная навеска 1 моль купороса при выветривании?

Ответ: на 18 г.

9. Определить концентрацию продуктов диссоциации комплексной соли $K_3[Pt(CN)_6]$ в 0,2 М его растворе. (Ответ. $c(K^+) = 0,6$ М; $c(Fe^{3+}) = 1,1 \cdot 10^{-7}$ М; $c(CN^-) = 6,6 \cdot 10^{-7}$ М; $c([Fe(CN)_6]^{3-}) = 0,2$ М).

10. Растворится ли полностью 0,5 моль $Fe(CN)_2$ в 1 л 0,1 М раствора KCN с образованием $K_4[Fe(CN)_6]$?

Ответ: нет.

Литература

1. Ерохин, Ю.М. Химия для профессий и специальностей технического и естественно-научного профилей: учебник / Ю.М. Ерохин, И.Б. Ковалева. - Москва: Академия, 2018. - 496 с.
 2. Габриелян, О.С. Химия для профессий и специальностей социально-экономического и гуманитарного профилей: учебник для СПО/ О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов. - М.: Академия, 2012. - 208 с.
- Интернет-ресурсы (при наличии):
3. Химия [Электронный ресурс]: учебное пособие / сост. Г. Ю. Вострикова, Е. А. Хорохордина. - Воронеж : Воронежский государственный архитектурно-строительный университет, ЭБС АСВ, 2015. - 92 с. - ЭБС «IPRbooks» - Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/59133.html>
 4. Химия [Электронный ресурс]: учебное пособие / сост. Г. Ю. Вострикова, Е. А. Хорохордина. - Воронеж: Воронежский государственный архитектурно-строительный университет, ЭБС АСВ, 2015. - 92 с. - ЭБС «IPRbooks» - Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/59133.html>
 5. Бабков, А.В. Общая и неорганическая химия: учебник для медицинских училищ и колледжей / А.В. Бабков, Т.И. Барабанова, В.А. Попков. - Москва: ГЭОТАР-Медиа, 2016. - 384 с.
 6. Стась, Н. Ф. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс]: справочник для СПО / Н. Ф. Стась; под ред. А. П. Ильин. - Саратов: Профобразование, 2017. - 92 с. - ЭБС «IPRbooks» - Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/66393.html>
- Интернет-ресурсы (при наличии):
7. Богомолова, И.В. Неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебное пособие / Богомолова И.В. - М.: Альфа-М, ИНФРА-М, 2016. - 336 с. - ЭБС «Znanium.com» - Режим доступа: <http://znanium.com/catalog/product/538925>
 8. Василевская, Е. И. Неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебное пособие / Е. И. Василевская, О. И. Сечко, Т. Л. Шевцова. - Минск: Респуб-

Практикум по неорганической химии (часть1). Методические указания к практическим работам для студентов очной формы обучения по дисциплине «Химия» составлены в соответствии с требованиями ФГОС СПО, на основе рабочей программы дисциплины «Химия» и учебных планов по специальностям:

33.02.01 Фармация

36.02.01 Ветеринария

43.02.15 Поварское и кондитерское дело

23.02.03 Техническое обслуживание и ремонт автомобильного транспорта

Автор:

преподаватель _____ Н.А. Кудяева

Практикум по неорганической химии (часть1). Методические указания к практическим работам для студентов очной формы обучения по дисциплине «Химия» одобрены на заседании ПЦК гуманитарных и естественнонаучных дисциплин

от _____ года, протокол № _____.