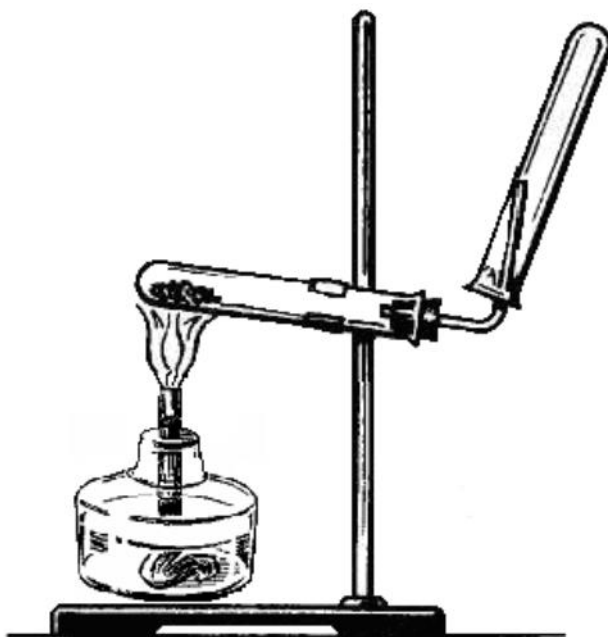


Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования «Алтайский государственный университет»
Институт химии и химико-фармацевтических технологий
Кафедра физической и неорганической химии

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Методические указания для студентов 1 курса ИХиХФТ
направлений подготовки 18.03.01 Химическая технология и
19.03.01 Биотехнология



Издательство Алтайского государственного университета

Барнаул 2021

Составитель: Е.П. Харнутова (к.х.н., доцент)

Рецензент: В.А. Новоженев (д.х.н., профессор)

Одобрено методической комиссией института химии и химико-фармацевтических технологий

Протокол № 6 от «10» сентября 2021г.

В методических указаниях приведены планы и задания к практическим и лабораторным занятиям по Общей и неорганической химии. Методические указания предназначены для студентов 1-го курса дневного отделения института химии и химико-фармацевтических технологий, обучающихся по направлениям подготовки 18.03.01 Химическая технология и 19.03.01 Биотехнология.

План и рейтинг практических занятий

№ п/п	Содержание занятия	Часы	Баллы
1	Основы атомно-молекулярного учения. Основные законы химии	2	10
2	Классы неорганических соединений	2	10
3	Химическая термодинамика	2	10
4	Скорость химических реакций. Химическое равновесие	2	10
5	Контрольная работа «Химическая термодинамика, кинетика, равновесие»	2	50
6	Способы выражения концентрации растворов	2	10
7	Коллигативные свойства разбавленных растворов	2	10
8	Электролитическая диссоциация. pH растворов	2	10
9	Гидролиз солей	2	10
10	Окислительно-восстановительные реакции	2	10
11	Контрольная работа «Растворы»	4	50
12	Строение атома и периодическая система химических элементов	2	10
13	Химическая связь и строение вещества	2	10
14	Контрольная работа «Строение атома. Химическая связь»	2	50

План и рейтинг лабораторных занятий

№ п/п	Содержание занятия	Часы	Баллы
1	Знакомство с химической лабораторией. Правила работы в лаборатории. Лаб. раб. № 1 Мытье химической посуды.	4	10
2	Лаб. раб. № 2 Весы и взвешивание	4	10
3	Лаб. раб. № 3 Скорость химических реакций. Химическое равновесие	4	10
4	Лаб. раб. № 4 Приготовление растворов с заданной концентрацией	4	10
5	Лаб. раб. № 5 Электролитическая диссоциация. pH растворов	4	10
6	Лаб. раб. № 6 Гидролиз солей	4	10
7	Лаб. раб. № 7 Окислительно-восстановительные реакции	4	10

Практическое занятие № 1

Основы атомно-молекулярного учения. Основные законы химии

Контрольные вопросы:

1. Сформулируйте основные положения атомно-молекулярного учения.
2. Дайте определение понятий:
 - а) элемент, атом, молекула;
 - б) простое и сложное вещество;
 - в) относительные атомная и молекулярная массы;
 - г) моль;
 - д) молярная масса;
 - е) эквивалент элемента.
3. Сформулируйте основные законы химии:
 - а) закон сохранения массы вещества;
 - б) закон постоянства состава;
 - в) закон кратных отношений;
 - г) закон Авогадро;
 - д) 1-е следствие закона Авогадро;
 - г) 2-е следствие закона Авогадро;
 - е) закон эквивалентов.
4. Сформулируйте газовые законы:
 - а) закон Бойля-Мариотта;
 - б) закон Гей-Люссака;
 - г) уравнение Клапейрона;
 - д) уравнение Клапейрона-Менделеева.

Задачи:

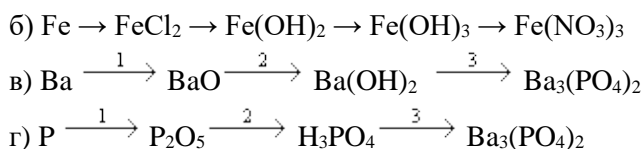
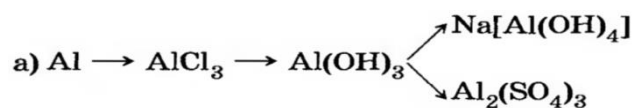
1. Число нейтронов совпадает с числом протонов в ядре изотопа: ${}_{12}^{24}\text{Mg}$, ${}_{11}^{23}\text{Na}$, ${}_{19}^{39}\text{K}$, ${}_{13}^{27}\text{Al}$.
2. Вычислить количество вещества и количество молекул, содержащееся в 100 г оксида серы (VI). Определить массу одной молекулы SO_3 .
3. Вычислить эквивалент CO_2 в реакциях образования с NaOH а) NaHCO_3 ; б) Na_2CO_3 .
4. При соединении 1,5 г натрия с избытком хлора образовалось 3,81 г NaCl . Найти эквивалентную массу натрия и его эквивалент, если известно, что эквивалентная масса хлора равна 35,45 г/моль.
5. При температуре 273 К и давлении 101,3 кПа газ занимает объем 250 мл. Какой объем займет газ при 96 кПа и той же температуре?
6. 1 м³ газа находится при 0°C. При какой температуре объем газа удвоится, если давление останется неизменным?
7. Дан 40 мл газа при 7°C и 96 кПа. При каком давлении объем газа достигнет 60 мл, если температура возрастет до 17°C.
8. Сколько граммов кальция вступило в реакцию с водой, если объем выделившегося водорода при 25°C и 99,3 кПа равен 480 мл?
9. Соединение содержит 24,26 % углерода, 71,62 % хлора и 4,12% водорода. Плотность по водороду 49,1. Найти истинную формулу соединения.

10. Соединение серы с фтором содержит 62,8 % серы и 37,2 % фтора. Масса 118 мл данного соединения в форме газа, измеренного при 7°C и 98,64 кПа равна 0,51 г. Какова истинная формула соединения.

Практическое занятие № 2 Классы неорганических соединений

Контрольные вопросы:

1. Распределите предложенные соединения: Na_2SO_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, K_2S , $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $\text{Al}(\text{OH})(\text{NO}_3)_2$, KHSO_4 , H_2SO_3 , SbOCl по классам: кислоты, основания, соли. Приведите названия всех веществ.
2. Из предложенного перечня выпишите формулы кислотных, амфотерных и основных оксидов: SiO_2 , CrO_3 , SO_2 , NO , BeO , CaO , CuO , V_2O_3 , MnO , Li_2O , MgO , K_2O , BaO , Na_2O , Cr_2O_3 , N_2O , Fe_2O_3 , FeO , ZnO , CO , CO_2 .
3. Укажите формулу оксида, при растворении которого в воде образуется кислота общей формулы HЭO_3 : N_2O_5 , SO_2 , N_2O_3 , CO_2 .
4. Укажите формулы кислот, которые нельзя получить растворением оксидов соответствующих элементов в воде: H_2SiO_3 , CH_3COOH , H_2SO_3 , H_3PO_4 .
5. Составить уравнения реакций взаимодействия серной кислоты с оксидами следующих металлов: бария, железа (III), меди, цинка, лития и магния.
6. Каким металлом можно восстановить медь из раствора сульфата меди (II): Fe , Na , Pt , Ag .
7. Осуществить превращения:
а) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
б) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4$
8. Рассчитайте массу оксида алюминия полученного при взаимодействии алюминия массой 135 г с кислородом объемом 112 л.
9. Какая соль образуется при взаимодействии 1 моль гидроксида кальция и 2 моль серной кислоты?
10. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{FeOH}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
11. Последовательно в схеме:
амфотерный оксид \rightarrow амфотерный гидроксид \rightarrow соль, располагаются:
1) BaO , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, BaCl_2 ; 3) CaO , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CaSO_4 ;
2) BeO , $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$; 4) SO_2 , H_2SO_3 , Na_2SO_3 .
12. Написать уравнения и назвать соль – продукт взаимодействия:
а) CrO и Cr_2O_3 с растворами H_2SO_4 и NaOH ;
б) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ с недостатком и избытком HNO_3 .
13. Осуществите цепочку превращений:



Практическое занятие № 3 Химическая термодинамика

Контрольные вопросы:

1. Дайте определение основных понятий в термодинамике:
 - а) фаза;
 - б) система;
 - в) изолированная система;
 - г) открытая система;
 - д) замкнутая система
2. Чем характеризуется состояние системы? Чем описывается состояние системы?
3. Стандартное состояние системы.
4. Внутренняя энергия системы. Из каких видов энергии складывается внутренняя энергия? Какие виды энергии не входят во внутреннюю энергию?
5. Первый закон термодинамики.
6. Энтальпия. Стандартная энтальпия образования вещества. Изменение энтальпии в реакциях.
7. Закон Гесса и следствия из него.
8. Энтропия. Стандартная энтропия образования химических веществ. Изменение энтропии в реакциях.
9. Второй закон термодинамики.
10. Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца.
11. Энергия Гиббса образования веществ. Изменение энергии Гиббса в реакции.
12. Как по изменению энергии Гиббса можно судить о возможности самопроизвольного протекания процесса?

Задачи:

1. Процесс, протекающий при постоянном значении температуры в системе, называется: изотермическим, изобарическим, адиабатическим, изохорическим.
2. Используя справочные данные, вычислить ΔH° реакции:
$$\text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{Mg} = 2\text{B} + 3\text{MgO}$$
3. Вычислить теплоту перехода графита в алмаз, если известно, что теплота образования CO_2 из графита $\Delta H^\circ_{298}(\text{CO}_2(\text{гр})) = -94,05$ ккал/моль, а из алмаза $\Delta H^\circ_{298}(\text{CO}_2(\text{алм})) = -94,50$ ккал/моль.
4. Используя справочные данные, вычислить изменение энтропии перехода H_2O (кр) в H_2O (ж) и H_2O (ж) в H_2O (г). Результаты поясните.
5. Используя справочные данные, вычислить изменение энтропии в реакции:
$$\text{C}_2\text{H}_4 + 3\text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$$
6. Вычислите изменение энергии Гиббса при 25 и 1000°C для реакции:
$$\text{C}(\text{графит}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{H}_2(\text{г}) + \text{CO}(\text{г}),$$

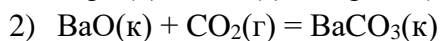
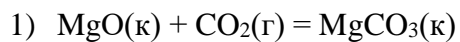
если $\Delta H^\circ_{298}(\text{p}) = 131,3$ кДж, $\Delta S^\circ_{298}(\text{p}) = 133,6$ Дж/К.
Какой фактор – энтальпийный или энтропийный – определяет возможность этой реакции?
7. Сколько теплоты потребуется для получения 275 г марганца согласно уравнению $\text{MnO}_2(\text{т}) + 2\text{C}(\text{т}) = \text{Mn}(\text{т}) + 2\text{CO}(\text{г})$; $\Delta H^\circ_{298}(\text{p}) = 293$ кДж? Сколько при этом выделится литров оксида углерода (II) (н.у.)?

8. Используя справочные данные, вычислить значения ΔH°_{298} , ΔS°_{298} и ΔG°_{298} для реакции:



Как влияет температура на направление рассматриваемого процесса?

9. Исходя из значений $\Delta G^{\circ}_{298, \text{f}}$ исходных веществ и продуктов реакции, вычислите ΔG°_{298} следующих реакций:



Как изменяются в ряду $\text{MgO} - \text{CaO} - \text{SrO} - \text{BaO}$ кислотно-основные свойства оксидов, и как это согласуется со значением ΔG° образования рассматриваемых карбонатов из оксидов?

Практическое занятие № 4

Скорость химических реакций. Химическое равновесие

Контрольные вопросы:

1. Какие реакции называются гомогенными, гетерогенными.
2. Какое понятие является основным в химической кинетике?
3. От каких факторов зависит скорость химических реакций?
4. Каким законом определяется зависимость скорости реакции от концентрации?
5. В чем заключается особенность записи закона действующих масс для гетерогенных реакций?
6. Что такое константа скорости реакции, от чего она зависит?
7. Каким образом скорость реакции зависит от температуры? Какое уравнение определяет эту зависимость?
8. Какое уравнение отражает зависимость константы скорости реакции от температуры?
9. Какие реакции называют каталитическими? Что такое катализатор, ингибитор?
10. Какова главная причина того, что катализатор повышает скорость реакции?
11. Какие реакции называют обратимыми, необратимыми?
12. Что называют химическим равновесием?
13. Какими признаками характеризуется истинное химическое равновесие?
14. Что называют константой химического равновесия?
15. Каков физический смысл константы равновесия?
16. В чем особенность записи константы равновесия для гетерогенных реакций?
17. От чего зависит константа химического равновесия?
18. Принцип Ле-Шателье.
19. Какие факторы влияют на смещение химического равновесия?
20. Влияние концентрации.
21. Влияние давления.
22. Влияние температуры.

Задачи:

1. Напишите выражение скорости химической реакции, протекающей в гомогенной системе по уравнению: $A + 2B = AB_2$ и определите, во сколько раз увеличится скорость этой реакции, если:
 - а) концентрация А увеличится в два раза;
 - б) концентрация В увеличится в два раза.
2. Во сколько раз следует увеличить концентрацию оксида углерода в системе $2CO = CO_2 + C$, чтобы скорость реакции увеличилась в четыре раза?
3. Вычислите во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры с 20 до 40°C, если температурный коэффициент равен 3.
4. Напишите выражения для констант равновесия следующих обратимых химических реакций:
 - а) $N_2(г) + 3H_2(г) \rightleftharpoons 2NH_3(г)$
 - б) $2NO(г) + O_2(г) \rightleftharpoons 2NO_2(г)$
 - в) $2NO_2(г) \rightleftharpoons 2NO(г) + O_2(г)$
 - г) $Fe_2O_3(к) + CO(г) \rightleftharpoons 2FeO(к) + CO_2(г)$
 - д) $2H_2S(г) + 3O_2(г) \rightleftharpoons SO_2(г) + 2H_2O(г)$
5. При некоторой температуре равновесные концентрации в системе $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ составляли $[SO_2] = 0,04$ моль/л, $[O_2] = 0,06$ моль/л, $[SO_3] = 0,02$ моль/л. Вычислить константу равновесия и исходные концентрации SO_2 и O_2 .
6. В каком направлении сместится равновесие реакции
 $CO(г) + H_2O(г) \rightleftharpoons CO_2(г) + H_2(г), \quad \Delta H^\circ_{298} = -42,6$ кДж
при а) понижении температуры, б) повышении давления, в) повышении концентрации угарного газа?
7. Что необходимо сделать для увеличения выхода продуктов реакции в равновесной системе:
 $C_{(графит)} + H_2O_{(г)} \rightleftharpoons H_{2(г)} + CO_{(г)}; \Delta H^\circ_{298} > 0$:
 - а) повысить температуру, б) уменьшить концентрацию водорода, в) повысить давление, г) увеличить концентрацию водорода?
8. Как повлияет на выход хлора в системе:
 $4HCl + O_2 \rightleftharpoons 2Cl_2 + 2H_2O(ж), \quad \Delta H^\circ_{298} = -202$ кДж
 - а) повышение температуры, б) уменьшение давления, в) уменьшение концентрации кислорода, г) введение катализатора.
9. Какие условия будут способствовать большему выходу SO_3 по реакции
 $SO_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightleftharpoons SO_3, \quad \Delta H^\circ_{298} = -98,9$ кДж
 - а) повышение концентрации O_2 или SO_2 ,
 - б) вывод SO_3 из сферы реакции,
 - в) понижение температуры,
 - г) повышение давления?

Практическое занятие № 5

Способы выражения концентрации растворов

Контрольные вопросы:

1. Что называется раствором, растворителем, растворенным веществом?
2. Какие растворы называют насыщенными, ненасыщенными, пересыщенными?

3. Что называют концентрацией раствора?
4. Какие существуют способы выражения концентрации раствора?
5. Определение массовой доли растворенного вещества, единицы измерения этой величины.
6. Определение молярной концентрации растворенного вещества, единицы измерения этой величины.
7. Определение молярной концентрации эквивалента растворенного вещества, единицы измерения этой величины.
8. Определение моляльной концентрации растворенного вещества, единицы измерения этой величины.
9. Определение мольной доли растворенного вещества и растворителя, единицы измерения.
10. Определение плотности раствора, единицы измерения.

Задачи:

1. Определить массовую долю сульфата меди (II) в растворе, полученном при растворении 50 г CuSO_4 в 200 г воды.
2. К 400 г воды прибавили 100 мл 96 % H_2SO_4 ($\rho = 1,89$ г/мл). Вычислить массовую долю серной кислоты в полученном растворе.
3. Вычислить молярную концентрацию раствора KOH ($\rho = 1,24$ г/мл) с массовой долей 26 %.
4. Карбонат натрия какой массы содержится в растворе объемом 250 мл, для которого молярная концентрация эквивалента равна 0,2 моль/л?
5. Чему равна моляльность раствора, приготовленного из глюкозы массой 9 г и воды объемом 500 мл?
6. Определить мольные доли глюкозы и воды в растворе, содержащем 18 г глюкозы и 180 г воды.
7. Из 750 г 48 % раствора серной кислоты выпарили 300 г воды. Определить массовую долю кислоты в полученном растворе.
8. На нейтрализацию раствора NaOH объемом 24 мл израсходовано 20 мл раствора HCl молярной концентрации 0,12 моль/л. Определить молярную концентрацию раствора NaOH.
9. Какова молярная концентрация эквивалента раствора H_2SO_4 , если для нейтрализации 20 мл ее раствора требуется 9,8 мл NaOH молярной концентрации эквивалента 1,034 моль/л?
10. Какой объем H_2SO_4 молярной концентрацией эквивалента 3 моль/л требуется для нейтрализации 8,415 г KOH?

Практическое занятие № 6

Коллигативные свойства разбавленных растворов

Контрольные вопросы:

1. Почему свойства раствора отличаются от свойств его компонентов?
2. Какие физико-химические свойства разбавленных растворов неэлектролитов вы знаете?
3. Осмос. Осмотическое давление.

4. Закон Вант-Гоффа.
5. Определение осмотического давления раствора.
6. Что называют давлением насыщенного пара?
7. Почему давление пара над раствором меньше, чем над чистым растворителем?
8. Что называют относительным понижением давления пара растворителем?
9. Закон Рауля.
10. Что называют температурой кипения жидкости? Как температура кипения раствора отличается от температуры кипения чистого растворителя?
11. Что называют температурой кристаллизации (отвердевания) жидкости? Как температура кристаллизации раствора отличается от температуры кристаллизации чистого растворителя?
12. Второй закон Рауля.
13. Чему пропорциональны $\Delta t_{\text{кип}}$ и $\Delta t_{\text{кр}}$? Как их определить?
14. Расчет молекулярной массы растворенного вещества.
15. Почему для растворов электролитов наблюдаются отклонения от законов Рауля и Вант-Гоффа?
16. Что показывает изотонический коэффициент? Физический смысл изотонического коэффициента.
17. Связь изотонического коэффициента со степенью диссоциации.

Задачи:

1. Вычислить осмотическое давление раствора, содержащего 27 г глюкозы в 500 мл раствора при 297 К.
2. Давление пара воды при 20°C составляет 2338 Па. Вычислить сколько граммов сахара следует растворить в 720 г воды для получения раствора, давление пара которого на 18,7 Па меньше давления пара воды? Вычислить процентное содержание сахара в растворе.
3. В 10 мл воды внесли 0,2 г белка цитохрома С, молярная масса которого составляет 12400 г/моль. Найти понижение температуры замерзания полученного раствора.
4. При растворении 0,2 г цитохрома С в воде общий объем раствора достиг 10 мл. Вычислить осмотическое давление полученного раствора, которое обнаружится при наличии мембраны, пропускающей молекулы воды, но не пропускающей молекул цитохрома.
5. Раствор сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ оказывает при 27°C осмотическое давление, равное 156 кПа. Принимая плотность раствора равной единице, вычислить температуру его кристаллизации.
6. При какой температуре будет замерзать раствор, содержащий 30 % (мас.) этилового спирта?
7. Если растворить 25,5 г $BaCl_2$ в 750 г воды, то получится раствор, кристаллизующийся при $-0,756^\circ C$. Вычислить кажущуюся степень диссоциации соли в растворе.

Практическое занятие № 7

Электролитическая диссоциация. рН растворов

Контрольные вопросы:

1. Что такое электролитическая диссоциация?
2. Что такое электролиты, неэлектролиты? Какие классы неорганических веществ являются электролитами?
3. Что является количественной характеристикой электролитической диссоциации?
4. Что такое степень диссоциации?
5. Какие факторы влияют на степень диссоциации?
6. Какие электролиты называют сильными, слабыми, средней силы?
7. Что такое константа диссоциации?
8. Как константа диссоциации зависит от температуры?
9. Связи константы диссоциации со степенью диссоциации. Закон разбавления Оствальда.
10. Для характеристики каких электролитов используют константу и степень диссоциации?
11. Что такое ионное произведение воды? Чему оно равно?
12. Чему равна концентрация ионов H^+ и OH^- в разных средах?
13. Что такое водородный показатель? Формула расчета.
14. Характеристика среды с помощью водородного показателя.
15. Что такое гидроксильный показатель? Формула расчета. Связь между водородным и гидроксильным показателем.
16. Значения рН основных физиологических жидкостей.

Задачи:

1. При диссоциации в воде 1 моль какой соли образуется наибольшее число ионов: $FeCl_3$, $FeSO_4$, $Ca(NO_3)_2$, $CaCl_2$.
2. Напишите формулы электролитов, в водных растворах которых содержатся ионы:
 Fe^{3+} и SO_4^{2-} ; Mn^{2+} и Cl^- ; Na^+ и MnO_4^-
 Na^+ и CO_3^{2-} ; Ca^{2+} и NO_3^-
3. Составьте уравнения диссоциации следующих электролитов: $Ba(OH)_2$, $NiSO_4$, $KHCO_3$, Na_3PO_4 .
4. По значению констант диссоциации определите, какая из кислот более сильная.
а) H_2CO_3 ($K_{д1} = 4,5 \cdot 10^{-4}$) или H_2SO_3 ($K_{д1} = 1,4 \cdot 10^{-2}$)
б) $HCOOH$ ($K_{д} = 1,77 \cdot 10^{-4}$) или HCN ($K_{д} = 5,0 \cdot 10^{-10}$)
в) HNO_2 ($K_{д} = 6,9 \cdot 10^{-4}$) или CH_3COOH ($K_{д} = 1,8 \cdot 10^{-5}$)
5. Какой концентрации ионов водорода соответствует значение рН равное 3, 7, 10, 12?
6. Константа диссоциации синильной кислоты равна $K_{д} = 7,9 \cdot 10^{-10}$. Найдите степень диссоциации HCN в 0,001 моль/л растворе.
7. Вычислите $[H^+]$ и степень диссоциации в 1 % растворе уксусной кислоты ($K_{д} = 1,8 \cdot 10^{-5}$), приняв плотность раствора равной единице.
8. Чему равна молярная концентрация растворов HNO_3 и $NaOH$, если для первого раствора рН = 2, а для второго – рН = 13?
9. Исходя их констант диссоциации слабых электролитов вычислить рН следующих растворов:

а) 0,25 моль/л CH_3COOH $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$;

б) 0,01 моль/л NH_4OH $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

10. Какова концентрация OH^- -ионов в растворе, рН которого равен 9?

Практическое занятие № 8

Гидролиз солей

Контрольные вопросы:

1. Какой процесс называют гидролизом солей?
2. Типы гидролиза солей.
3. Какие соли не подвергаются гидролизу?
4. В каких случаях протекает ступенчатый гидролиз?
5. Количественные характеристики гидролиза: степень гидролиза и константа гидролиза.
6. Как разбавление влияет на степень гидролиза?
7. Как температура влияет на степень гидролиза?
8. Как можно подавить гидролиз соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием?
9. Как можно подавить гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой?

Задачи:

1. Укажите формулу соли, значение рН водного раствора которой практически равно 7: $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, CH_3COOK , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, K_2S .
2. Укажите формулу соли серной кислоты, которая не подвергается гидролизу: K_2SO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, MnSO_4 .
3. Записать молекулярные, полные, сокращенные ионные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: NaNO_2 , FeSO_4 , Na_3PO_4 , BaS , AlCl_3 , Cr_2S_3 , KNO_3 . Указать реакцию среды.
4. В растворах каких солей рН больше 7:
а) $\text{Ca}(\text{CN})_2$ б) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ в) NH_4Cl г) KCl д) Na_2CO_3
5. Продуктом гидролиза каких солей будут являться основные соли:
а) Na_3PO_4 б) K_2CO_3 в) ZnCl_2 г) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ д) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

Практическое занятие № 9

Окислительно-восстановительные реакции

Контрольные вопросы:

1. Что такое окислительно-восстановительные реакции?
2. Как определяется степень окисления элементов в соединениях?
3. В чем состоят процессы окисления и восстановления?
4. Что такое окислитель и восстановитель?
5. Назовите сложные вещества – соли и кислоты – окислители и восстановители.
6. Может ли одно и то же вещество быть окислителем в одной реакции, а восстановителем – в другой?
7. В чем заключается метод электронного баланса? Для каких реакций он применяется?
8. В чем заключается метод полуреакций (электронно-ионных уравнений)?

9. Как определяется в окислительно-восстановительных реакциях кислотность или щелочность растворов?
10. Типы окислительно-восстановительных реакций.

Задачи:

1. К окислительно-восстановительным относится реакция, схема которой имеет вид:
 - 1) $Fe + HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$
 - 2) $Fe_2O_3 + HCl \rightarrow FeCl_3 + H_2O$
 - 3) $FeCl_3 + NaOH \rightarrow Fe(OH)_3 + NaCl$
 - 4) $FeS + HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2S$
2. Подберите методом полуреакций коэффициенты в уравнениях реакций:
 - 1) $KClO_3 + Zn + H_2SO_4 \rightarrow KCl + ZnSO_4 + H_2O$
 - 2) $Bi + H_2SO_4 \rightarrow Bi_2(SO_4)_3 + H_2SO_3 + H_2O$
 - 3) $KMnO_4 + H_2SO_4 + KI \rightarrow MnSO_4 + H_2O + J_2 + K_2SO_4$
 - 4) $KNO_3 + Al + KOH + H_2O \rightarrow NH_3 + KAlO_2$
 - 5) $Na_2SO_3 + NaOH + Cl_2 \rightarrow Na_2SO_4 + NaCl + H_2O$
 - 6) $KMnO_4 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + S + K_2SO_4 + H_2O$
 - 7) $Cr_2(SO_4)_3 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + Na_2SO_4 + H_2O$
 - 8) $H_2O_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + O_2 + K_2SO_4 + H_2O$
 - 9) $KBiO_3 + Mn(NO_3)_2 + HNO_3 \rightarrow KMnO_4 + KNO_3 + Bi(NO_3)_3 + H_2O$
 - 10) $CrCl_3 + Br_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KBr + KCl + H_2O$

Практическое занятие № 10

Строение атома и периодическая система химических элементов

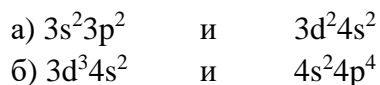
Контрольные вопросы:

1. Развитие представлений о строении атома.
2. Модель атома Бора. Её недостатки.
3. Уравнение де Бройля. Двойственная природа электрона.
4. Принцип неопределенности Гейзенберга.
5. Уравнение Шредингера.
6. Квантовые числа: главное, орбитальное, магнитное, спин.
7. Принципы заполнения электронных оболочек атома: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Хунда.
8. Периодическая система Д.И. Менделеева. Периоды, группы.
9. Радиусы, изменение по периодам и группам.
10. Потенциал ионизации, его изменение по периодам и группам.
11. Сродство к электрону, его изменение по периодам и группам.
12. Электроотрицательность, ее изменение по периодам и группам.

Задачи:

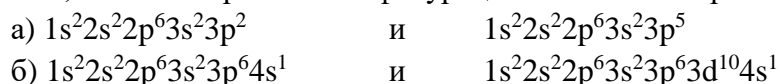
1. Записать полную, краткую электронные конфигурации, а также изобразить краткую электронную конфигурацию в графическом виде для следующих атомов и ионов: К, Р, Ti, Mo, Cr^{3+} , Se^{2-} .

2. Электронная структура валентного энергетического уровня атома циркония (Zr) в основном состоянии имеет вид: $4d^25s^2$, $4d^25s^3$, $4d^25s^1$, $5s^25p^2$.
3. Конфигурация валентных электронов в атомах двух элементов выражается формулами:



В каких периодах и группах находятся эти элементы? Должны ли они отличаться по своим свойствам, имея одинаковое число валентных электронов?

4. Ионизационный потенциал для какого из двух элементов должен быть большей величиной, если электронная конфигурация их атомов выражается формулами:



Практическое занятие № 11

Химическая связь и строение вещества

Контрольные вопросы:

1. Метод валентных связей. Механизмы образования ковалентной связи.
2. Свойства ковалентной связи: насыщенность, направленность.
3. Полярность связи.
4. Теория гибридизации. Какие условия определяют возможность гибридизации атомных орбиталей?
5. Чем определяется геометрия молекулы в теории гибридизации?

Задачи:

1. Формула молекулы вещества, в которой реализуется только ковалентный полярный тип связи имеет вид: CO , CaO , O_2 , Na_2CO_3 .
2. Определите пространственную конфигурацию молекул: $BeCl_2$, $SnCl_2$, SiF_4 , NF_3 , PCl_5 , SF_6 , ClF_3 , SO_3 . Укажите тип гибридизации.
3. Установите соответствие между формулой молекулы или иона и типом гибридизации валентных орбиталей центрального атома:
 BrF_3 —; NH_4^+ —; SF_6 —
 Варианты ответов: sp^2 , sp^3 , sp^3d^2 , sp , sp^3d .
4. Какая из молекул CCl_4 или $CHCl_3$ имеет больший дипольный момент.

ТЕХНИКА ВЫПОЛНЕНИЯ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ И ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ

В лабораторных работах используются едкие, агрессивные и ядовитые вещества. Поэтому работа в химической лаборатории безопасна лишь при строгом соблюдении общих правил и требований техники безопасности.

При выполнении лабораторных работ необходимо соблюдать следующие общие правила:

1. Содержать рабочее место в чистоте и порядке.
2. Приступать к выполнению опыта лишь тогда, когда уяснены его цель и задачи, когда обдуманы отдельные этапы выполнения опыта.
3. Опыты должны выполняться аккуратно, без торопливости, с соблюдением всех требований, содержащихся в методических указаниях.
4. В лаборатории необходимо соблюдать тишину, запрещается есть, пить и заниматься посторонними делами.
5. После использования реактива его необходимо сразу ставить в штатив, чтобы не создавать беспорядка на рабочем месте.
6. После окончания работы обязательно вымыть руки.

Среди химических реагентов имеются ядовитые вещества, оказывающие токсическое воздействие на организм человека в целом (мышьяк, сурьма, свинец, ртуть и их соединения, галогены, сероводород, оксид углерода (II), оксиды азота и др.), и агрессивные вещества, оказывающие локальные воздействия на кожу (кислоты и щелочи).

При работе с ними необходимо соблюдать следующие правила по технике безопасности:

1. Все опыты с ядовитыми и сильно пахнущими веществами, а также нагревание и выпаривание растворов производить только в вытяжном шкафу.
2. Не наклоняться над сосудом с кипящей жидкостью. Нагреваемую пробирку или колбу держать отверстием в сторону, а не к себе или к соседу, так как может произойти выброс жидкости.
3. Определять запах вещества следует, не вдыхая пары полной грудью, а направляя их к себе лёгким движением руки.
4. Работы с кислотами и щелочами проводить так, чтобы реактивы не попадали на одежду, лицо, руки. Наливая раствор в пробирку, её надо держать на некотором расстоянии от себя.
5. При обращении с неизвестными веществами необходимо проявлять повышенную осторожность. Ни при каких обстоятельствах нельзя пробовать вещество на вкус!
6. Необходимо немедленно убрать все пролитое, разбитое и просыпанное на столах или на полу в лаборатории. Если кислота прольется на стол или на пол, её следует нейтрализовать щелочью или содой.
7. Набор ядовитых и едких жидкостей в пипетки производить не ртом, а при помощи резиновой груши.
8. При измельчении сухих щелочей следует надевать предохранительные очки. Брать твердую щелочь только пинцетом или щипцами.
9. Нельзя употреблять для опытов вещества из капельниц, колб и упаковок без этикеток и с неразборчивыми надписями.
10. В химической лаборатории имеется аптечка. Надо уметь оказывать первую помощь пострадавшим, когда это необходимо.

Происшествие	Первая помощь
ОЖОГИ	
Ожоги огнем, паром, горячими предметами	
I-й степени (краснота)	Наложить вату, смоченную этиловым спиртом. Повторить смачивание.
II-й степени (пузыри)	То же. Обрабатывать 5%-м раствором $KMnO_4$ или 5%-м раствором танина.
III-й степени (разрушение тканей)	Покрыть рану стерильной повязкой и вызвать врача.
Ожоги кислотами, хлором или бромом	Промыть ожог большим количеством воды, затем 5%-м раствором $NaHCO_3$.
Ожоги щелочами	Промыть обильно водой
Ожоги глаз	При ожоге кислотами промыть 3%-м раствором Na_2CO_3 . При ожоге щелочами применять 2%-й раствор борной кислоты
ОТРАВЛЕНИЯ	
Попадание едких веществ в рот и пищеварительные органы	При попадании кислот пить кашицу из оксида магния. При попадании щелочей пить раствор лимонной кислоты или очень разбавленной уксусной кислоты.
Отравление твердыми или жидкими веществами	Вызвать рвоту, выпив 1%-й раствор сульфата меди (II) $CuSO_4$.
Отравление газами	Пострадавшего немедленно вывести на свежий воздух.

11. При приготовлении растворов серной кислоты нужно лить её в воду, а не наоборот, так как, вследствие сильного местного разогревания, возможно разбрызгивание концентрированной кислоты. При этом надо пользоваться тонкостенной склянкой или фарфоровой посудой.

12. Никаких веществ из лаборатории нельзя брать домой.

13. Металлическая ртуть и ее пары – сильный яд. Поэтому ртуть, пролитая при поломке приборов и термометров, должна быть тщательно собрана. Собирают ртуть с помощью амальгамированных пластинок из меди или белой жести.

14. При порезах стеклом рану нужно продезинфицировать раствором перманганата калия или спиртом, обработать йодом и перевязать бинтом.

15. После оказания первой помощи пострадавшего направить к врачу.

16. В целях противопожарной безопасности химическая лаборатория снабжена огнетушителями, ящиками с песком, асбестовыми одеялами. Необходимо знать, где находятся противопожарные средства и порядок срочной эвакуации из лаборатории при пожаре.

17. Обо всех случаях отклонения от нормального хода лабораторного занятия, угрожающего нарушением настоящих правил, сообщать прежде всего преподавателю, инженеру или заведующему лабораторией.

При выполнении лабораторной работы каждый студент пишет отчет по работе. Записи надо вести так, чтобы они кратко и логично описывали работу, используемые приборы и реактивы. В отчете должно быть отражено следующее.

1. Название работы и дата ее выполнения.
2. Цель работы в целом и каждого отдельного опыта.
3. Схема установки и её описание.
4. Порядок выполнения работы (ход работы).
5. Таблица экспериментальных данных.
6. Вычисление искомой величины.
7. Расчет погрешности опыта.
8. Выводы.

Лабораторная работа № 1 **Мытье химической посуды**

Цель работы: выяснить значение ухода за химической посудой. Освоить методы мытья химической посуды.

Вопросы для подготовки к работе:

1. Виды мытья химической посуды.
2. Какие растворы применяются для химического метода мытья посуды?
3. Как приготовить хромовую смесь?
4. Какой признак хромовой смеси показывает, что смесь не пригодна?
5. Почему вымытую посуду обязательно 2-3 раза ополаскивают дистиллированной водой?
6. Как проверяют качество мытья посуды?
7. Техника безопасности при работе с кислотами и щелочами.

При работе в химической лаборатории умение мыть посуду является необходимостью. Это та часть лабораторной техники, знание которой обязательно для каждого. Химическая посуда должна быть абсолютно чиста. Без этого условия работать нельзя. Существует несколько способов мытья:

а) *Мытье водой.* В тех случаях, когда химическая посуда не загрязнена жировыми и другими не растворяющимися в воде веществами, посуда может мыться теплой водой. Для этой цели в каждой лаборатории должна быть горячая вода. Хорошо вымытая в теплой воде посуда обязательно 2–3 раза споласкивается дистиллированной водой. Посуда считается чистой тогда, когда, сполоснув последний раз водой и перевернув ее, не видно на стенках приставших капель. Если посуда чиста, вода стекает с нее, не оставляя капель.

Если на стенках пробирки, например, имелся налет каких-либо солей, какой-нибудь осадок, то для удаления его пробирку нужно очистить специальной щеткой (ершом) и уже затем domыивать.

б) *Хромовая смесь.* Очень часто в лабораториях для мытья посуды применяется хромовая смесь. Применение ее основывается на том, что хромовокислые соли в кислом растворе являются сильными окислителями. Обыкновенно для приготовления хромовой смеси берут техническую концентрированную H_2SO_4 , добавляют в нее около 5% кристаллического размельченного в ступке в порошок $K_2Cr_2O_7$ и осторожно нагревают в

фарфоровой чашке на водяной бане до тех пор, пока весь двуххромовокислый калий не перейдет в раствор.

Почти во всех случаях, когда посуда не поддается обычному мытью и при ополаскивании на стенках образуются капли, употребляется слегка подогретая хромовая смесь. Последняя наливается в загрязненную посуду, сполоснутую вначале водой, до 1/3 – 1/4 объема, и ею осторожно и медленно обливают стенки сосуда. После этого хромовая смесь выливается обратно в тот же сосуд, в котором она хранится, причем при сливании ее моющаяся посуда поворачивается, чтобы хромовая смесь обмыла также и края, обычно больше всего загрязненные. Слив всю смесь, ее смывают не сразу, а дают посуде постоять одну или полторы минуты. Обмывание посуды после хромовой смеси производится сначала обыкновенной, лучше теплой, водой, а уже затем споласкивают дистиллированной водой. Иногда эту операцию с хромовой смесью приходится проделывать не один раз.

Раз приготовленная хромовая смесь служит довольно долго. После длительного употребления ее цвет из темно-оранжевого переходит в темно-зеленый, что и служит признаком ее дальнейшей непригодности для мытья. Как правило, в лаборатории всегда должен быть запас хромовой смеси. Нужно всегда помнить, что хромовая смесь очень сильно действует на животную и растительную ткань, и поэтому обращаться с ней следует осторожно.

в) *Перманганат калия.* Хорошим средством для мытья посуды, кроме хромовой смеси, является также раствор перманганата калия. Обычно готовят 5–10%-ный раствор.

Раствор перманганата калия также является сильным окислителем, причем особенно активными являются подкисленные серной кислотой и подогретые растворы. Для мытья посуды в лаборатории можно иметь заготовленный заранее 5%-ный раствор этой соли. Этот раствор наливается в посуду, которую нужно предварительно вымыть горячей водой и ершом или щеткой. Затем тонкой струей добавляется немного концентрированной серной кислоты. При этом происходит разогревание, вполне достаточное для того, чтобы все загрязнения на стенках быстро окислились. Серную кислоту следует брать без большого излишка, но такое количество, чтобы после добавления ее температура раствора была около 50 – 60°C.

Иногда после мытья посуды таким раствором на стенках ее появляется бурый налет. Его можно удалить, если в посуду налить слабый раствор какой-либо органической кислоты, лучше всего щавелевой. После этого посуда моется водой.

Отработанный кислый раствор перманганата калия обычно выливается и повторно не используется. Если же применялся раствор не подкисленный, его можно использовать несколько раз.

Лабораторная работа № 2

Весы и взвешивание

Взвешивание

Взвешиванием называют сравнение массы данного тела с массой гирь, масса которых известна и выражена в определенных единицах (мг, г, кг). Весы являются важнейшим прибором в химической лаборатории, т.к. почти ни одна работа в ней не обходится без определения массы того или иного вещества или тары, в которую помещают взвешиваемое вещество.

В зависимости от точности, с которой проводят взвешивание, весы разделяют на следующие группы:

- технические
 - для грубого взвешивания (точность до граммов);
 - для точного взвешивания (точность от 1 до 10 мг);
- аналитические:
 - обычные (точность до 0,1–0,2 мг);
 - полумикрохимические (точность до 0,01–0,02 мг);
 - микрохимические (точность до 0,001 мг);
 - ультра микрохимические (точность до 10^{-6} – 10^{-9} мг).

Каждые весы имеют свой разновес, т.е. набор гирь. На каждой гирьке разновеса обозначена ее масса, причем эта масса носит название номинальной.

Для точного взвешивания применяют разнообразные так называемые технохимические и технические весы.



У весов для точного взвешивания имеется арретирное устройство и балансировочные гайки. При помощи арретирного устройства самые ответственные части весов – призмы коромысла и подушки – в нерабочем положении отделяются и не касаются площадок. Это предохраняет призму от износа, а весы от потери чувствительности.

При взвешивании поворотом ручки арретира весы приводят в рабочее состояние.

Перед взвешиванием проверяют, правильно ли по отвесу стоят весы, и в противном случае с помощью установочных ножек-винтов добиваются правильной их установки. После этого опускают арретиром коромысло весов и наблюдают колебания стрелки по нижней шкале. Если стрелка при колебании отклоняется от нуля на одно и то же число делений вправо и влево, весами можно пользоваться. Если же стрелка отклоняется от нуля в одну сторону более, чем в другую, нужно посмотреть нет ли на чашках весов каких-нибудь загрязнений, чисты ли призмы и гнезда для них. Если же и после устранения этих неполадок стрелка будет отклоняться в одну сторону более, чем в другую, нужно при помощи балансировочных гаек добиться равномерного колебания стрелки, или, как говорят, установить весы на нуль.

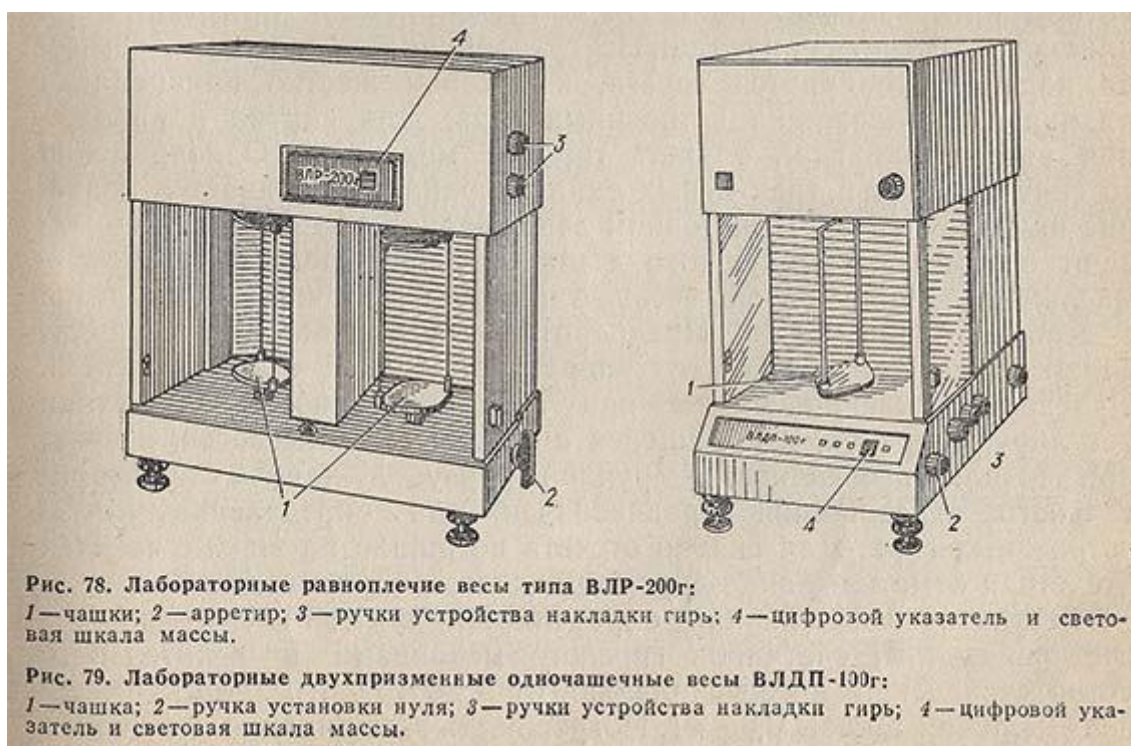
По окончании взвешивания с чашек весов удаляют взвешиваемый предмет и немедленно же убирают гири и разновесы, укладывая их в определенном порядке в футляр.

Аналитические весы помещают в специальной так называемой весовой комнате.

Аналитические весы всегда заключают в застекленный футляр-витрину с поднимающейся передней и двумя открывающимися боковыми стенками. Когда весами не пользуются, все дверки их должны быть закрыты.

Аналитические весы дают возможность взвешивать с точностью до 0,0001 г или 0,0002 г. Коромысло аналитических весов имеет шкалу с делениями от 0 до 100.

Для взвешивания на аналитических весах применяют специальный так называемый аналитический разновес, т.е. набор очень точных гирь, собранных в особом футляре с крышкой. Футляр внутри выложен бархатом, чтобы предотвратить царапание гирь. Аналитические граммовые гири чаще всего бывают позолочены и реже покрыты никелем или хромом.



Взвешивание на аналитических весах – ответственная работа, т.к. найденные массы являются исходными данными и ошибка взвешивания может привести к неправильным результатам анализа. При отсчете положения стрелки крайнее правое деление шкалы принимают за нулевое; промежутки между делениями отсчитывают на глаз с точностью до десятой доли деления, что вполне возможно, в особенности, если наблюдение вести с лупой.

Взвешивать можно только на проверенных весах, соблюдая все правила обращения, как с весами, так и с разновесом. Перед взвешиванием нужно проверить имеют ли весы плавный ход, т.е. плавно ли колеблется стрелка при медленном и спокойном опускании арретира. Поднимать арретир нужно в тот момент, когда стрелка весов находится на середине шкалы. При взвешивании открывают боковые дверки, не поднимая передней. Открывать дверки и закрывать их можно только при арретированных весах. Во время взвешивания все дверки должны быть закрыты.

Взвешенный предмет следует класть на левую чашку весов, разновесы на правую. Поэтому разновес должен всегда находиться с правой стороны весов. Как взвешиваемый предмет, так и гири с разновесами надо помещать на середину чашки. Взвешивать на аналитических весах грузы более тяжелые, чем допускает предельная нагрузка весов, категорически запрещается. При взвешивании на аналитических весах взвешиваемое вещество обязательно должно находиться в какой-либо таре: часовом стекле, стакане, тигле, бюксе, чашке Коха. Масса тары должна быть предварительно определена на теххимических весах. Гири помещают на чашку весов, начиная с самых крупных и, ставя их в центр чашки по одной, после каждой положенной гирьки открывают арретир и следят за отклонением стрелки: если стрелка сильно отклоняется влево, на правую чашку положены лишние гирьки; в этом случае гирю, положенную последней, удаляют и на ее место помещают следующую за ней меньшей массы. Если стрелка весов сильно отклоняется вправо, масса положенных гирь недостаточна и к ним добавляют следующую по порядку их находящихся в футляре для разновесов. Так поступают до тех пор, пока на чашку не будет положена последняя из находящихся в футляре разновесов. После взвешивания, открывают правую дверцу весов, снимают гири, снимают рейтер с рейтерной шкалы и отводят рычаг с рейтером влево. Правую дверку закрывают. Затем открывают левую дверку весов и поднимают взвешиваемый предмет, после чего дверку закрывают.

Математическая обработка результатов

Измерением называют процесс количественного сравнения некоторого свойства объекта с мерой этого свойства, или со стандартом. Например, измерение массы – взвешивание – сравнение массы объекта с массой разновесов.

Из-за несовершенства приборов и наших органов чувств каждое измерение сопряжено с некоторой ошибкой и производится с некоторой степенью точности, поэтому в результате измерений мы получаем не истинные значения измеряемой величины, а приближенные.

Различают ошибки трех видов грубые, систематические и случайные.

Грубые ошибки или промахи возникают в результате нарушения основных условий измерения. Результат, содержащий грубую ошибку, резко отличается по величине от остальных измерений. К грубым ошибкам можно отнести, например, неправильную запись в лабораторном журнале, поломку прибора во время эксперимента и др.

Систематические ошибки – это ошибки, остающиеся примерно постоянными на протяжении всей серии измерений. При их обнаружении, они могут быть легко устранены введением соответствующих поправок. Для результатов эксперимента наиболее опасны систематические ошибки, так как их часто очень трудно обнаружить.

Случайные ошибки – это ошибки, возникающие в результате неконтролируемых изменений в условиях измерения (изменение температуры, давления, скорости движения воздуха и др.). случайные ошибки, в отличие от систематических (которые проявляются всегда в одном направлении, сохраняя одну и ту же величину) изменяются то в одном направлении, то в другом, различаясь по величине, а иногда и по знаку в каждом отдельном случае.

Величина систематической ошибки служит оценкой правильности измерения. Правильность отражает близость полученного результата к истинному. Истинное значение обычно неизвестно. В некоторых случаях за истинное значение может быть принято

значение величины, известное по другим литературным данным, или определенное по более точному прибору.

Абсолютная погрешность – это разность между полученным средним значением в серии параллельных измерений и истинным (a) $\Delta\bar{X} = \bar{X} - a$.

Абсолютные погрешности имеют знак, который показывает, в какую сторону отклоняются результаты от истинного значения.

Относительная погрешность – это отношение абсолютной погрешности к истинному значению

$$\Delta\bar{X}_{\text{отн}} = \frac{|\bar{X}-a|}{a}.$$

Часто эту величину выражают в процентах.

Случайные ошибки можно оценить по законам математической статистики. Вероятностный характер результатов измерений проявляется в том, что численное значение отклонения каждого из измерений от их истинного значения связано с тем, как часто появляется это отклонение. В результате многократных измерений одной и той же величины данные представляют собой непрерывный ряд значений, группирующихся около наиболее вероятного значения.

Основными статистическими характеристиками являются: дисперсия, стандартное или среднеквадратичное отклонение и доверительный интервал.

Дисперсия или среднеквадратичная ошибка отдельного измерения определяет степень рассеяния результатов. Это отношение суммы квадратов отклонений результатов единичных измерений от среднего к числу измерений минус единица:

$$\sigma^2 = \frac{\sum \Delta X_i^2}{n-1}, \quad \Delta X_i = X_i - \bar{X}.$$

Чаще всего в статистике используют стандартное отклонение среднего результата или среднеквадратичное отклонение (его используют при малом числе измерений $n < 30$):

$$\sigma_{\bar{X}} = \sqrt{\frac{\sum \Delta X_i^2}{n(n-1)}}$$

При помощи среднеквадратичной ошибки и таблицы Стьюдента определяется доверительный интервал.

Доверительный интервал – интервал значений измеряемой величины, в который с определенной заданной вероятностью попадает истинное значение

$$\bar{X} \pm t_p \cdot \sigma_{\bar{X}},$$

\bar{X} – среднее значение,

$\sigma_{\bar{X}}$ – стандартное отклонение среднего измерения (среднеквадратичная ошибка),

t_p – коэффициент Стьюдента.

Коэффициент Стьюдента – константа для выбранной доверительной вероятности (p) и определенного числа параллельных измерений.

Доверительная вероятность- вероятность того, что истинное значение попадает в указанные границы доверительного интервала. В химическом эксперименте доверительную вероятность принимают равной 0,95 или 95 %.

Оценкой воспроизводимости измерений служат случайные ошибки, которые характеризуют разброс результатов в серии измерений относительно среднего.

Для того, чтобы гарантировать некоторую минимальную степень надежности полученного результата, нужно выяснить, каково минимальное допустимое число

параллельных измерений n . Измерения должны повторяться до тех пор, пока характер разброса не будет полностью выяснен. Два измерения ничего не позволяют сказать о характере разброса. При трех измерениях возможность суждения о разбросе существует, но только при особо удачной серии данных, и при отсутствии промахов, т.е. Грубых ошибок. Чаще всего проводят как минимум 4 – 5 параллельных измерений.

Вычисления

Цель количественного эксперимента состоит в получении ряда численных значений какой-либо величины. После соответствующей математической обработке полученные данные или сравнивают друг с другом, или с известными и делается соответствующий вывод.

Во всех вычислениях необходимо сохранять ту же точность, которая достигается в измерениях. Излишняя точность вычисления является грубой ошибкой. Например, если вы взвешивали с точностью 0,1 г, то при вычислениях нельзя приводить цифры с точностью до второго и более знаков после запятой.

Значащими цифрами называют все цифры от первой слева, не равной нулю, до последней записанной цифры справа. Правило: при вычислениях следует сохранять столько значащих цифр, сколько их имеет то из вошедших в расчет чисел, в котором этих цифр меньше всего. Во всех промежуточных расчетах следует сохранять одной цифрой больше, чем это требует предыдущее правило (чем число значащих цифр). В окончательном результате эта запасная цифра округляется. При отбрасывании последней цифры, если эта цифра равна или больше 5, то предыдущую цифру увеличивают на 1.

Цель работы: знакомство с основными приемами взвешивания, оценка погрешности взвешивания, оценка погрешности измерения объемов мерной посудой.

Вопросы для подготовки к работе:

1. Что называют измерением?
2. Какие типы ошибок или погрешностей существуют?
3. Какие типы ошибок называют систематическими? Причины их возникновения.
4. Какие ошибки называют случайными? Факторы, приводящие к их возникновению.
5. Что такое грубые ошибки или промахи?
6. Что отражает величина систематической ошибки?
7. Что отражает правильность?
8. Что может быть принято за истинное значение?
9. Как можно оценить случайные ошибки?
10. Что служит оценкой воспроизводимости результатов?
11. Какие группы весов существуют? Точность взвешивания.
12. Какую мерную посуду вы знаете?
13. Как можно оценить погрешность измерения объема?
14. После взвешивания на теххимических весах в журнал были записаны массы: 3,58 г, 14, 588 г, 18,5 г. Все ли записи верны? Найти истинную массу предмета.
15. Истинная масса предмета равна 16,45 г. При взвешивании на теххимических весах была найдена равной 16,47 г. Найти абсолютную и относительную ошибки определения.

Опыт 1. Оценка погрешности взвешивания на теххимических весах

Предмет взвешивают на теххимических весах три или более раз. При этом после каждого взвешивания предмет снимают с чашки весов, проверяют «нулевую точку» весов, а затем предмет вновь помещают на левую чашку весов и взвешивают.

Этот же предмет взвешивают на аналитических весах, полученный результат принимают за истинную массу.

Результаты взвешиваний заносят в таблицу и делают вывод о систематической ошибке и правильности взвешивания на теххимических весах.

Таблица. Результаты взвешиваний

№ п/п	Масса предмета, г m	Среднее значение массы, г \bar{m}	Истинное значение массы, г a	Абсолютная погрешность, $\Delta\bar{m} = \bar{m} - a$	Относительная погрешность, % $\frac{ \bar{m} - a }{a} \cdot 100$
1					
2					
3					
...					

Опыт 2. Оценка погрешностей измерения объемов мерной посуды

В работе необходимо оценить и сравнить друг с другом погрешности измерения объемов мерной колбой, градуированным стаканом и мерным цилиндром.

В каждом случае взвешивают сначала сухой сосуд, после чего в него наливают дистиллированную воду до метки и вновь взвешивают. Разность дает массу воды, которая принимается равной объему воды в миллилитрах.

Сосуд с водой взвешивают не менее трех раз, при этом после каждого взвешивания воду из сосуда выливают (не много) и снова наливают до метки для повторного взвешивания.

При наличии промахов количество взвешиваний увеличивают. Результаты-промахи записывают в лабораторный журнал, но исключают из рассмотрения при обработке данных.

За истинный объем принимают номинальный объем мерного сосуда.

Результаты заносят в таблицу. Проводят статистическую обработку данных и делают вывод о правильности и воспроизводимости измерений объемов различной мерной посудой.

Таблица. Результаты взвешиваний и статистическая обработка данных

Измерительный сосуд	Масса сосуда, г m_1	Масса сосуда с водой, г m_2	Объем воды, мл V_i	Среднее значение объема, мл \bar{V}	Отклонение единичного измерения $\Delta V_i = V_i - \bar{V} $	Сумма квадратов отклонений $\sum \Delta V_i^2$
стакан						
цилиндр						

колба						

Продолжение таблицы

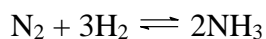
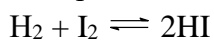
Стандартное отклонение среднего $\sigma_{\bar{V}} = \sqrt{\frac{\sum \Delta V_i^2}{n(n-1)}}$	Величина $\pm t_p \cdot \sigma_{\bar{V}}$	Доверительный интервал $\bar{V} \pm t_p \cdot \sigma_{\bar{V}}$	Абсолютная погрешность измерения $\Delta \bar{V} = \bar{V} - a$	Относительная погрешность измерения, % $\frac{ \bar{V} - a }{a} \cdot 100$
---	--	--	--	---

Лабораторная работа № 3 Скорость химических реакций. Химическое равновесие

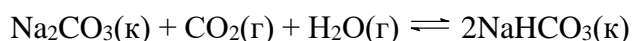
Цель работы: изучение скорости химической реакции и ее зависимости от различных факторов; ознакомление с понятием «химическое равновесие»; основными факторами, влияющими на состояние химического равновесия; направлениями смещения равновесия; принципом Ле-Шателье.

Вопросы для подготовки к работе:

1. По какому признаку реакции подразделяются на простые и сложные, гомогенные и гетерогенные?
2. Перечислите факторы, от которых зависит скорость реакции.
3. Что называют химическим равновесием? Почему оно называется динамическим?
4. Что называют константой химического равновесия? Зависит ли она от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры, давления?
5. Как можно управлять химическим равновесием? Какие факторы влияют на смещение химического равновесия?
6. Напишите выражение для констант равновесия реакций

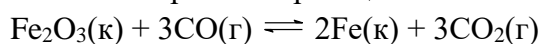


7. Для реакции



записать выражение для константы равновесия через равновесные концентрации (K_C) и равновесные парциальные давления (K_P).

8. Как повлияет на равновесие обратимой реакции



увеличение давления?

9. Как повлияет на равновесие обратимой реакции



повышение температуры?

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ

В три пробирки налейте по 2 – 3 мл 0,1 М раствора соляной кислоты. В первую пробирку бросьте олово, во вторую цинк, в третью магний. Сравните скорость растворения металлов. В какой пробирке реакция идет быстрее? Чем объяснить различную скорость выделения водорода в пробирках? Напишите уравнения реакций взаимодействия металлов с соляной кислотой.

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры

В две пробирки налейте по 1 мл 2 н раствора соляной кислоты. Добавьте по кусочку цинка. Одну пробирку нагрейте. Сравните скорость выделения пузырьков в пробирках. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от температуры. Напишите уравнения реакций.

Опыт 3. Влияние катализатора на скорость реакции

В две пробирки налейте по 2 – 3 мл пероксида водорода. В одну пробирку внесите немного диоксида марганца. В какой пробирке разложение пероксида водорода идет быстрее? Гетерогенный или гомогенный катализ имеет место? Напишите уравнения реакций.

Опыт 4. Влияние площади поверхности на скорость реакции в гетерогенной системе

В две пробирки налейте по 2 – 3 мл 2 н раствора соляной кислоты. В одну пробирку стряхните кусочек цинка, а в другую – 1 микрошпатель цинкового порошка. Сравните скорость растворения цинка в обеих пробирках. Напишите уравнения реакций.

Опыт 5. Влияние концентрации реагирующих веществ и продуктов реакции на химическое равновесие

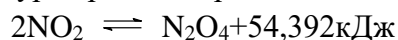
К 20 мл дистиллированной воды добавьте 1 каплю насыщенного раствора хлорида железа (III) и 1 каплю насыщенного раствора роданида калия. Полученный раствор разбавьте в 2 раза. Этот раствор используют в работе три пары студентов. Налейте по 1 мл полученного раствора в четыре пробирки. В первую добавьте 1 мл 0,3 М раствора FeCl₃, во вторую – 1 мл 0,6 М раствора KCNS, а в третью – 2 микрошпателя кристаллического хлорида калия. Четвертая – для сравнения.

Сопоставьте изменение окрасок полученных растворов с цветом раствора в контрольной пробирке и, пользуясь выражением константы химического равновесия, объясните изменение окраски растворов. Результаты сведите в таблицу.

Добавленный раствор	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия

Опыт 6. Влияние температуры на химическое равновесие

При комнатной температуре протекает реакция:



NO₂ – бурый газ, N₂O₄ бесцветен. Поэтому направление, в котором смещается равновесие этой реакции, легко определить по изменению окраски. Для проведения опыта берут изогнутую стеклянную трубку, концы которой раздуты, и опускают один ее конец в стакан с горячей водой, другой – в стакан с холодной.

В какую сторону сдвинулось равновесие в каждом из цилиндров? Экзо- или эндотермической является прямая реакция? Как смещается равновесие прямой и обратной реакций при нагревании, при охлаждении? Дайте объяснение наблюдаемому в соответствии с принципом Ле-Шателье.

Опыт 7. Влияние температуры на смещение химического равновесия

В пробирку налейте 2 – 3 мл дистиллированной воды, добавьте к ней несколько капель концентрированного раствора аммиака и 1 – 2 капли фенолфталеина. Полученный раствор нагрейте, наблюдайте изменение окраски. При охлаждении пробирки (водой из крана) окраска фенолфталеина появляется снова. Наблюдайте смещение равновесия:



Дайте объяснение в соответствии с принципом Ле-Шателье.

Опыт 8. Влияние температуры на смещение химического равновесия

В пробирку налейте 4–5 мл водного раствора йода. Добавьте 2–3 капли раствора крахмала (крахмального клейстера) или опустите индикаторную бумажку, пропитанную клейстером. Отметьте происходящие изменения.

Содержимое пробирки тщательно перемешайте интенсивным встряхиванием или стеклянной палочкой. Полученный синий раствор разлейте пополам в две пробирки. Одну оставьте в качестве контрольного образца (эталоны), а содержимое второй нагрейте на пламени газовой горелки, не доводя его до кипения. Отметьте при этом произошедшие изменения в сравнении с контрольным образцом.

Охладите нагретую пробирку сначала на воздухе, а затем под струей холодной водопроводной воды. Что при этом наблюдаете?

Объясните причину изменения окраски раствора при нагревании и охлаждении. Сделайте выводы о направлении смещения положения равновесия реакции образования йодокрахмала при нагревании и охлаждении раствора

Лабораторная работа № 4

Приготовление растворов с заданной концентрацией

Цель работы: усвоение методики приготовления растворов заданных концентраций, выраженных различными способами, и определения концентрации раствора измерением плотности.

Вопросы для подготовки к работе:

1. Что такое раствор, растворитель, растворенное вещество?
2. Какие способы выражения состава раствора вы знаете?
 3. Приведите формулы для вычисления всех способов выражения концентрации растворов: массовой доли, молярной, эквивалентной, моляльности, титра и мольной доли растворённого вещества.
 4. Выведите формулы перехода от молярной концентрации к массовой доле растворенного вещества, моляльности и титру раствора.
 5. Какой объем 0,1н. раствора серной кислоты необходимо отмерить для приготовления 100 мл 0,02 н. раствора?

6. Для нейтрализации 10 мл раствора гидроксида бария израсходовано 7 мл 0,1 н. азотной кислоты. Определите молярную концентрацию гидроксида бария.

Опыт 1. Приготовление раствора соляной кислоты заданной молярной концентрацией.

Для приготовления раствора заданной молярной концентрации нужно определить процентное содержание кислоты в исходном растворе. Воспользовавшись набором ареометров, определить плотность исходного раствора. По справочнику установите концентрацию исходного раствора.

Получить у преподавателя индивидуальное задание, например, приготовить 200 мл 0,3 моль/л раствора соляной кислоты из имеющегося в лаборатории концентрированного раствора HCl. Для этого под тягой в цилиндр налить (примерно $\frac{3}{4}$ объема цилиндра) концентрированный раствор HCl, осторожно погрузить ареометр со шкалой 1,00 – 1,20 в раствор кислоты, следя за тем, чтобы ареометр плавал в жидкости.

Если шкала взятого ареометра не подходит (находится выше или ниже уровня кислоты в цилиндре), то необходимо взять ареометр с другой шкалой. После измерения плотности раствора ареометр необходимо промыть водой, осушить фильтром и поместить в коробку.

Пользуясь справочными таблицами, по величине определенной ареометром плотности найти массовое содержание HCl во взятом растворе. Рассчитать, какой объем исходной кислоты необходим для приготовления раствора заданной концентрации.

В мерную колбу налить примерно третью часть объема дистиллированной воды и отмеренный цилиндром рассчитанный объем HCl. Сполосните цилиндр и слейте раствор в мерную колбу. Дождаться охлаждения колбы до комнатной температуры. Довести объем раствора в колбе до метки по нижнему мениску. Раствор тщательно перемешать.

Чтобы установить точность приготовления раствора, измерить его плотность.

Плотность приготовленного раствора определяют, слив раствор в мерный цилиндр и опустив в него ареометр, шкала которого находится в пределах плотности полученного раствора. По справочным таблицам найти содержание (в %) HCl в приготовленном растворе.

Рассчитать молярную концентрацию полученного раствора по уравнению:

$$C = \frac{m_{HCl} \cdot \rho}{M_{HCl}(m_{H_2O} + m_{HCl})} \cdot 1000 \text{ моль/л}$$

Вычислить ошибку приготовления раствора, объяснить отклонения от заданного значения.

Опыт 2. Приготовление раствора с определенной массовой долей (%) растворенного вещества.

Получите у преподавателя индивидуальное задание, например, приготовить 150 г раствора NaCl, содержащего 2,5 % (мас.) соли. Рассчитать, какое количество соли и воды нужно взять для приготовления такого раствора.

На технохимических весах с точностью до 0,01 г определить массу часового стекла (или кальки) и взвесить на нем вычисленное количество соли. Отмерить цилиндром необходимый объем дистиллированной воды, навеску соли перенести в стакан на 200 мл, смывая соль с часового стекла водой из цилиндра, оставшуюся в цилиндре воду по стеклянной палочке перелить в стакан.

Определить плотность приготовленного раствора с помощью ареометра. Используя полученное значение плотности, по таблицам в справочнике найти массовое содержание соли в растворе, установить величину расхождения с заданным содержанием соли, рассчитать абсолютную и относительную ошибки.

Лабораторная работа № 5 **Электролитическая диссоциация. pH растворов**

Цель работы: ознакомиться с теорией электролитической диссоциации; рассмотреть примеры диссоциации кислот, оснований и солей в водных растворах с точки зрения теории электролитической диссоциации.

Вопросы для подготовки к работе:

1. Какие вещества называют электролитами? По какому принципу их разделяют на сильные и слабые электролиты?
2. Что служит количественными характеристиками процесса электролитической диссоциации?
3. Напишите выражение концентрационной константы диссоциации для угольной кислоты H_2CO_3 по первой и второй ступеням.
4. Напишите выражение закона разбавления Оствальда для бинарного электролита. Для каких электролитов можно использовать его упрощенную форму?
5. Что такое ионное произведение воды, водородный и гидроксидный показатели? Укажите значения этих величин при температуре 298 К в чистой воде.
6. Во сколько раз концентрация ионов H^+ в 0,1н. растворе HNO_2 больше, чем в 0,1н. растворе HCN ?
7. Вычислите pH 0,01н. раствора уксусной кислоты, в котором степень диссоциации кислоты равна 0,042.
8. Во сколько раз концентрация ионов водорода в крови (pH = 7,36) больше, чем в спинномозговой жидкости (pH = 7,53)?

Опыт 1. Сравнение электропроводности растворов некоторых электролитов

Угольные электроды, укрепленные на деревянной дощечке, опустить в стакан емкостью 50 мл и включить их в цепь последовательно с электрической лампочкой. Вставить вилку в штепсель.

В стакан с электродами налить 20 – 30 мл дистиллированной воды. Загорается ли лампочка? Проводит ли вода электрический ток?

Внести в стакан с водой 4 – 5 микрошпателей измельченного сахара. Является ли проводником раствор сахара? Перенести электроды в стакан с дистиллированной водой и промыть их.

В сухой стакан насыпать поваренную соль так, чтобы она покрыла дно стакана. Опустить в соль электроды. Проводит ли ток сухая соль? Прилить 20 – 30 мл дистиллированной воды. Что наблюдается? Промыть электроды в стакане с дистиллированной водой.

Объяснить, почему раствор соли является проводником тока, хотя чистая вода и сухая соль, взятые в отдельности, тока не проводят.

В четыре стакана емкостью 50 мл каждый налить по 20 – 30 мл 0,1 н растворов: в первый – соляной кислоты, во второй – едкого натра, в третий – уксусной кислоты, в четвертый – раствора аммиака. Испытать электропроводность этих растворов, погружая в них электроды. После каждого испытания промывать электроды в стакане с дистиллированной водой. Во время опыта следить за накалом лампочки и по степени ее накала сделать качественный вывод о силе исследуемых кислот и оснований.

Последние два раствора (уксусной кислоты и аммиака) слить вместе и испытать электропроводность полученного раствора.

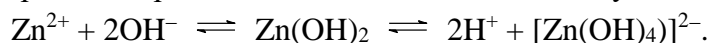
Объяснить разницу в степени накала лампочки в этом случае и в случае прохождения тока через уксусную кислоту и раствор аммиака, взятые отдельно. Описать наблюдаемые явления и объяснить их. Результаты опыта занести в таблицу:

	H ₂ O	Сахар сухой	Сахар раствор	NaCl сухой	NaCl раствор
Яркость свечения					
Сила электролита					
	HCl раствор	NaOH раствор	CH ₃ COOH раствор	NH ₄ OH раствор	CH ₃ COOH + NH ₄ OH
Яркость свечения					
Сила электролита					

Опыт 2. Характер диссоциации гидроксидов

В пять пробирок внесите по 4 – 5 капель растворов: в первую пробирку – Na₂SiO₃, во вторую – MgCl₂, в третью – Al₂(SO₃)₃, в четвертую – NiSO₄, в пятую – ZnSO₄. Прибавьте в пробирку № 1 несколько капель 2 н раствора соляной кислоты, в пробирки № 2 – 5 раствора щелочи. Содержимое каждой пробирки разлейте в две пробирки и определите химический характер выпавших гидроксидов, приливая в одну из них 2 н раствор HCl, в другую – NaOH в объеме, в два раза превышающем объем раствора в пробирке.

Заполните таблицу. При написании диссоциации амфотерных гидроксидов учтите, в щелочных растворах они переходят в комплексные гидроксид-ионы. Например, уравнение диссоциации амфотерного гидроксида цинка записывается следующим образом:



Формула гидроксида	Название гидроксида	Химические свойства	Схема диссоциации

Опыт 3. Сравнение химической активности кислот

а) взаимодействие соляной и уксусной кислот с цинком

В одну пробирку до 1/3 объема налейте 2 н раствора уксусной кислоты, в другую – столько же 2 н раствора соляной кислоты. В каждую из них поместите по одному кусочку цинка.

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакции. В каком случае водород выделяется более энергично? Объясните наблюдаемое различие в скоростях реакций.

б) взаимодействие соляной и уксусной кислот с мрамором

В одну пробирку до 1/3 объема налейте 2 н раствор уксусной кислоты, в другую – столько же 2 н раствора соляной кислоты. Выберите два одинаковых кусочка мрамора и поместите по одному в каждую пробирку.

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций. В какой пробирке процесс идет более энергично? Почему? От концентрации каких ионов зависит скорость выделения газа? В растворе какой кислоты концентрация этих ионов больше?

Опыт 4. Приближенное определение рН в водных растворах при помощи индикаторов.

а) определение рН среды слабой кислоты.

В пробирку внести 5–6 капель 0,1 моль/л раствора уксусной кислоты и 1–2 капли метилового оранжевого. Отметить окраску индикатора и, сверяясь с данными по характеристикам индикаторов, оценить рН раствора кислоты.

Теоретически рассчитать рН 0,1 моль/л раствора уксусной кислоты ($1,8 \cdot 10^{-5}$).

б) определение рН среды слабого основания.

В пробирку внести 5–6 капель 2 моль/л раствора гидроксида аммония и 1–2 капли фенолфталеина. Отметить окраску индикатора, оценить рН раствора.

в) определение рН среды некоторых солей.

В пять пробирок налить по 5 мл дистиллированной воды и внести микрошпателем в каждую из них по две порции кристаллов NaCl, Na₂SO₄, ZnSO₄, NH₄NO₃ и CH₃COONa. Растворы перемешать, при этом стеклянные палочки не переносить из одного раствора в другой, не промыв их дистиллированной водой.

С помощью растворов индикаторов, определить характер среды солей (необходимо сохранить часть раствора каждой соли для определения рН с универсальным индикатором).

Пользуясь универсальным индикатором, определить значение рН вышеуказанных солей. Для этого необходимо коснуться кусочка индикаторной бумаги концом стеклянной палочки, смоченной испытуемым раствором. Полученную окраску сравнить с окраской эталонной шкалы для рН.

Результаты определения рН среды с помощью индикаторов занести в таблицу:

Испытуемый раствор	Название индикатора	Окраска индикатора	рН среды
NaCl			
Na ₂ SO ₄			
ZnSO ₄			
NH ₄ NO ₃			
CH ₃ COONa			

Лабораторная работа № 6 Гидролиз солей

Цель работы: ознакомиться с понятием гидролиза, со всеми случаями гидролиза солей; изучение некоторых свойств водных растворов солей, связанных с гидролизом.

Вопросы для подготовки к работе:

1. Что такое гидролиз, чем он отличается от электролитической диссоциации?
2. Какие четыре основных случая взаимодействия соли с водой вам известны?
3. Приведите примеры растворимых в воде солей, среда растворов которых нейтральная, кислая, щелочная.
4. Приведите примеры солей, гидролиз которых идет только по катиону, только по аниону, и по катиону и по аниону одновременно.
5. Приведите примеры солей, гидролиз которых возможен по одной, двум и трем ступеням.
6. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения совместного гидролиза: а) сульфата хрома (III) и карбоната натрия и б) нитрата алюминия и сульфида калия.
7. Как влияет добавление растворов KOH, ZnCl₂, Na₂S, соляной кислоты и твердого NaCl на гидролиз карбоната калия (гидролиз усиливает, ослабляется, влияния не наблюдается).
8. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения гидролиза всех солей, используемых в лабораторной работе.

Опыт 1. Реакция среды в растворах различных солей.

В девять пробирок до 1/3 их объема налить нейтральный раствор лакмуса. Одну пробирку оставить в качестве контрольной, во вторую прилейте 1 мл 2 н раствора HCl, в третью – 1 мл 2 н раствора NaOH. Сравните цвет лакмуса в кислой, щелочной и нейтральных средах. Используйте эти пробирки для определения реакции среды в растворах, перечисленных ниже солей. В остальные добавьте по одному микрошпателью кристаллов следующих солей: в четвертую – ацетата натрия; в пятую – сульфата алюминия; в шестую – карбоната натрия; в седьмую – карбоната аммония; в восьмую – хлорида натрия; в девятую – ацетата аммония. Растворы размешайте. По изменению окраски лакмуса сделайте вывод о реакции среды в растворе каждой соли. Используя универсальную индикаторную бумагу, определите pH раствора каждой соли.

Полученные результаты свести в таблицу:

№ пробирки	Формула соли	Окраска лакмуса	Реакция среды	pH раствора

Какие из исследованных солей подвергаются гидролизу? Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций их гидролиза и укажите вид гидролиза каждой соли (простой или ступенчатый).

В случае ступенчатого гидролиза напишите уравнение реакции только для первой ступени, так как практически в достаточно концентрированных растворах последующие

ступени протекают очень слабо. Сделайте общие выводы о реакции среды в растворах солей.

Опыт 2. Случаи полного (необратимого) гидролиза солей.

В две пробирки внесите по 6–8 капель раствора сульфата алюминия. В одну пробирку добавьте такой же объём раствора сульфида натрия, в другую – раствора карбоната натрия. Отметьте выделение сероводорода в первой пробирке (по запаху) и пузырьков диоксида углерода во второй. В обоих случаях в осадок выпадает гидроксид алюминия.

Напишите уравнения реакций, которые привели к образованию гидроксида алюминия. Почему не получилось сульфида и карбоната алюминия?

Опыт 3. Факторы, влияющие на степень гидролиза солей

а) влияние силы кислоты и основания, образующих соль, на степень ее гидролиза

В две пробирки до 2/3 их объёма налейте дистиллированной воды. В одну пробирку внесите один микрошпатель кристаллов сульфита натрия, в другую – столько же кристаллов карбоната натрия. В каждую пробирку добавьте по одной капле фенолфталеина.

Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза сульфита натрия и карбоната натрия (по первой ступени). В растворе какой соли окраска фенолфталеина более интенсивна? В каком растворе концентрация ионов OH^- более высокая? Степень гидролиза какой соли больше? Почему?

б) влияние температуры на степень гидролиза соли

Налейте в пробирку 1/2 её объёма дистиллированной воды и внесите в неё 2–3 микрошпателя ацетата натрия. Напишите ионное уравнение гидролиза этой соли. Какое значение должен иметь рН раствора ацетата натрия: меньше 7 или больше?

Добавьте в пробирку с раствором соли одну каплю фенолфталеина. Опустить пробирку в водяную баню, нагретую до кипения.

Какой вывод об изменении концентрации ионов OH^- в растворе можно сделать на основании изменения окраски фенолфталеина при нагревании? Записать уравнение гидролиза ацетата натрия.

Сделайте вывод о влиянии температуры на степень гидролиза соли.

в) Влияние разбавления раствора на степень гидролиза соли.

В пробирку внесите 2–3 капли раствора хлорида сурьмы (III) и постепенно по каплям прибавляйте воду до выпадения белого осадка хлорида оксосурьмы SbOCl – продукта второй ступени гидролиза из SbCl_3 .

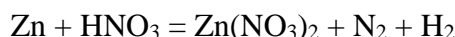
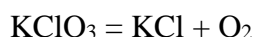
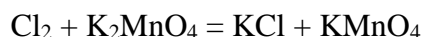
Напишите молекулярные и ионные уравнения первой и второй ступеней гидролиза хлорида сурьмы (III). Пользуясь принципом Ле-Шателье, объясните увеличение концентрации продуктов гидролиза при разбавлении водой раствора соли.

Лабораторная работа № 7 Окислительно-восстановительные реакции

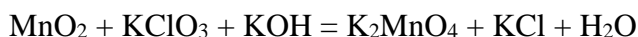
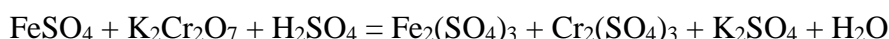
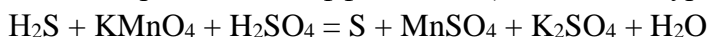
Цель работы: практическое ознакомление с наиболее распространенными окислителями и восстановителями и с различными типами окислительно-восстановительных реакций.

Вопросы для подготовки к работе:

1. Среди веществ – хлорид железа (II), хлорид железа (III), металлическое железо, сероводород, сульфит натрия, серная кислота – укажите восстановитель, окислитель и вещество с окислительно-восстановительной двойственностью.
2. Укажите уравнения реакций: межмолекулярной, внутримолекулярной и диспропорционирования; в уравнении реакции диспропорционирования определите стехиометрические коэффициенты:



3. Определите стехиометрические коэффициенты (методом полуреакций) в реакциях:



Укажите в них окислитель, восстановитель и среду.

4. Напишите уравнения ВСЕХ реакций, приведенных в лабораторной работе.

Опыт 1. Окислительные и восстановительные свойства простых веществ элементов.

Внесите в две пробирки по 3 – 4 капли иодной воды. В первую пробирку добавьте несколько капель хлорной воды, во вторую – сероводородной. Что происходит с окраской раствора в обеих пробирках?

Напишите уравнения протекающих реакций, учитывая, что в первом случае образуется соляная кислота и иодноватая HIO_3 кислота, во втором случае помутнение раствора вызвано выделением коллоидной серы, являющейся одним из продуктов реакции.

Окислителем или восстановителем являются в этих реакциях иод и хлор?

Опыт 2. Окислительные свойства атомов элементов в высшей степени окисления.

В две пробирки внесите по 3 – 4 капли сероводородной воды. В первую пробирку прибавьте 2 – 3 капли концентрированной серной кислоты ($\rho=1,84 \text{ г/см}^3$). Помутнение раствора обусловлено образованием серы. Какие свойства проявляет сера в каждой из этих степеней окисления? Напишите уравнение реакции.

Во вторую пробирку добавьте 3 – 4 капли соляной кислоты (1 н). Почему не выпадает осадок? Добавьте в эту пробирку 1 – 2 капли раствора бихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ до появления зеленой окраски, характерной для ионов Cr^{3+} . Почему помутнел раствор? Напишите уравнение реакции и укажите восстановитель и окислитель.

В третью пробирку внесите по 2 – 3 капли растворов сульфата марганца (II) и 6 н азотной кислоты и один микрошпатель висмутата натрия NaBiO_3 . Появление фиолетовой окраски раствора указывает на окисление иона Mn^{2+} висмутатом натрия в перманганат ион MnO_4^- . Напишите уравнение реакции, учитывая, что продуктами окислительно-восстановительного процесса является марганцовая кислота и нитрат висмута (III).

Опыт 3. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции (разложение дихромата аммония).

В фарфоровую чашечку поместите горкой несколько микрошпателей кристаллического дихромата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. В вершину горки вставьте маленький кусочек ленты магния и зажгите ее. Через несколько минут наблюдается разложение соли.

Напишите уравнение реакции, учитывая, что зеленые окатышки представляют собой оксид хрома (III). Кроме него образуются азот и пары воды. Атомы какого элемента являются окислителями, восстановителями?

Опыт 4. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций.

В три пробирки внесите по 3 – 4 капли раствора перманганата калия. В одну пробирку добавьте 2 – 3 капли 2 н раствора серной кислоты, во вторую – столько же воды, в третью – такое же количество раствора щелочи. Во все три пробирки внесите по два микрошпателя кристаллического сульфита калия и перемешайте растворы до полного растворения кристаллов. Через 3 - 4 минуты отметьте изменение окраски раствора во всех трех пробирках.

Напишите уравнения реакций восстановления перманганата калия нитритом калия в кислой, нейтральной и щелочной средах, учитывая, что соединения марганца в различных степенях его окисления имеют характерные окраски: ион MnO_4^- имеет фиолетовую окраску, ион Mn^{2+} - слабо-розовую, ион MnO_4^{2-} – зеленую. Диоксид марганца и его гидроксид являются трудно растворимыми веществами бурого цвета.