

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Магнитогорский государственный технический университет
им. Г.И. Носова»
Многопрофильный колледж



УТВЕРЖДАЮ
Директор
/ С.А. Махновский
«27» февраля 2019 г.

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ
ПРАКТИЧЕСКИХ И ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ**

**по учебной дисциплине
ЕН.01 ХИМИЯ**

**для студентов специальности
43.02.15 Поварское и кондитерское дело**

Магнитогорск, 2019

ОДОБРЕНО:

Предметной комиссией
Председатель Е.С. Корытникова
Протокол № 6 от 20.02.2019

Методической комиссией МпК Протокол №5 от 21.02.2019 г

Составитель:

преподаватель ФГБОУ ВО «МГТУ им. Г.И. Носова» МпК Людмила Николаевна Алдошкина

Методические указания по выполнению практических и лабораторных работ разработаны на основе рабочей программы учебной дисциплины

Содержание практических и лабораторных работ ориентировано на формирование универсальных учебных действий, подготовку обучающихся к освоению программы подготовки специалистов среднего звена.

Содержание практических и лабораторных работ ориентировано на формирование общих и профессиональных компетенций по программе подготовки специалистов среднего звена по специальности 43.02.15 Поварское и кондитерское дело.

СОДЕРЖАНИЕ

1 ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА	5
2 ПЕРЕЧЕНЬ ПРАКТИЧЕСКИХ/ЛАБОРАТОРНЫХ ЗАНЯТИЙ	7
3 МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ	12
Практическое занятие 1	12
Практическое занятие 2	18
Практическое занятие 3	22
Практическое занятие 4	29
Практическое занятие 5	35
Практическое занятие 6	38
Практическое занятие 7	41
Практическое занятие 8	46
Практическое занятие 9	49
Практическое занятие 10	53
Практическое занятие 11	55
Практическое занятие 12	57
Практическое занятие 13	60
Практическое занятие 14	62
Практическое занятие 15	65
Практическое занятие 16	70
Практическое занятие 17	76
Практическое занятие 18	79
Практическое занятие 19	83
Практическое занятие 20	87
Практическое занятие 21	90

Практическое занятие 22	93
Практическое занятие 23	95
Практическое занятие 24	98
Лабораторное занятие 1	101
Лабораторное занятие 2	104
Лабораторное занятие 3	106
Лабораторное занятие 4	108
Лабораторное занятие 5	110
Лабораторное занятие 6	110
Лабораторное занятие 7	112
Лабораторное занятие 8	116
Лабораторное занятие 9	120
Лабораторное занятие 10	123
Лабораторное занятие 11	127
Лабораторное занятие 12	131
Лабораторное занятие 13	133
Лабораторное занятие 14	135
Лабораторное занятие 15	137
Лабораторное занятие 16	139

1 ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Состав и содержание практических и лабораторных занятий направлены на реализацию Федерального государственного образовательного стандарта среднего профессионального образования.

Ведущей дидактической целью практических занятий является формирование профессиональных практических умений (умений выполнять определенные действия, операции, необходимые в последующем в профессиональной деятельности) или учебных практических умений (умений решать задачи по химии), необходимых в последующей учебной деятельности.

Ведущей дидактической целью лабораторных занятий является экспериментальное подтверждение и проверка существенных теоретических положений (законов, зависимостей).

В соответствии с рабочей программой учебной дисциплины «Химия» предусмотрено проведение практических и лабораторных занятий. В рамках практического/лабораторного занятия обучающиеся могут выполнять одну или несколько практических/лабораторных работ.

В результате их выполнения, обучающийся должен:

уметь:

- применять основные законы химии для решения задач в области профессиональной деятельности;
- использовать свойства органических веществ, дисперсных и коллоидных систем для оптимизации технологического процесса, проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакции;
- использовать лабораторную посуду и оборудование;
- соблюдать правила техники безопасности при работе в химической лаборатории

Содержание практических и лабораторных занятий ориентировано на подготовку обучающихся к освоению профессионального модуля программы подготовки специалистов среднего звена по специальности и овладению **профессиональными компетенциями:**

ПК 1.4. Осуществлять разработку, адаптацию рецептов полуфабрикатов с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПК 2.2. Осуществлять приготовление, творческое оформление и подготовку к реализации супов сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПК 2.3. Осуществлять приготовление, непродолжительное хранение горячих соусов сложного ассортимента;

ПК 2.4. Осуществлять приготовление, творческое оформление и подготовку к реализации горячих блюд и гарниров из овощей, круп, бобовых, макаронных изделий сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПК 2.5. Осуществлять приготовление, творческое оформление и подготовку к реализации горячих блюд из яиц, творога, сыра, муки сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПК 3.2. Осуществлять приготовление, непродолжительное хранение холодных соусов, заправок с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПК 3.3. Осуществлять приготовление, творческое оформление и подготовку к реализации салатов сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПК 3.4. Осуществлять приготовление, творческое оформление и подготовку к реализации канапе, холодных закусок сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПК 3.5. Осуществлять приготовление, творческое оформление и подготовку к реализации холодных блюд из рыбы, нерыбного водного сырья сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПК 3.6. Осуществлять приготовление, творческое оформление и подготовку к реализации холодных блюд из мяса, домашней птицы, дичи сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПК 3.7. Осуществлять разработку, адаптацию рецептур холодных блюд, кулинарных изделий, закусок, в том числе авторских, брендовых, региональных с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПК 4.2. Осуществлять приготовление, творческое оформление и подготовку к реализации холодных десертов сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПК 4.3. Осуществлять приготовление, творческое оформление и подготовку к реализации горячих десертов сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания.

ПК 4.4. Осуществлять приготовление, творческое оформление и подготовку к реализации холодных напитков сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания.

ПК 4.5. Осуществлять приготовление, творческое оформление и подготовку к реализации горячих напитков сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания.

ПК 4.6. Осуществлять разработку, адаптацию рецептур холодных и горячих десертов, напитков в том числе авторских, брендовых, региональных с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания.

ПК 5.2. Осуществлять приготовление, хранение отделочных полуфабрикатов для хлебобулочных, мучных кондитерских изделий;

ПК 5.3. Осуществлять приготовление, творческое оформление, подготовку к реализации хлебобулочных изделий и праздничного хлеба сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПК 5.4. Осуществлять приготовление, творческое оформление, подготовку к реализации мучных кондитерских изделий сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПК 5.5. Осуществлять приготовление, творческое оформление, подготовку к реализации пирожных и тортов сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПК 5.6. Осуществлять разработку, адаптацию рецептур хлебобулочных, мучных кондитерских изделий, в том числе авторских, брендовых, региональных с учетом потребностей различных категорий потребителей;

ПК 7.1. Выполнять инструкции и задания повара по организации рабочего места;

ПК 7.2. Выполнять задания повара по приготовлению, презентации и продаже блюд, напитков и кулинарных изделий;

А также формированию *общих компетенций*:

ОК 01 Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности, применительно к различным контекстам;

ОК 04 Работать в коллективе и команде, эффективно взаимодействовать с коллегами, руководством, клиентами.

Выполнение обучающихся практических и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия» направлено на:

- *обобщение, систематизацию, углубление, закрепление, развитие и детализацию полученных теоретических знаний по конкретным темам учебной дисциплины;*

- *формирование умений применять полученные знания на практике, реализацию единства интеллектуальной и практической деятельности;*

- *формирование и развитие умений: наблюдать, сравнивать, сопоставлять, анализировать, делать выводы и обобщения, самостоятельно вести исследования, пользоваться различными приемами измерений, оформлять результаты в виде таблиц, схем, графиков;*

- *приобретение навыков работы с различными приборами, аппаратурой, установками и другими техническими средствами для проведения опытов;*

- *выработку при решении поставленных задач профессионально значимых качеств, таких как самостоятельность, ответственность, точность, творческая инициатива.*

Практические и лабораторные занятия проводятся после соответствующей темы, которая обеспечивает наличие знаний, необходимых для ее выполнения.

ПЕРЕЧЕНЬ ПРАКТИЧЕСКИХ/ЛАБОРАТОРНЫХ ЗАНЯТИЙ

Разделы/темы	Темы практических/лабораторных занятий	Количество часов	Требования ФГОС СПО (уметь)
Раздел 1.Общая и неорганическая химия		26	
1.1 Основные понятия и законы химии	Практическая работа №1. «Упражнения в расчетах основных законов химии»	2	У01.1 У01.3 У01.9 У04.8
	Практическая работа №2. «Упражнения в расчетах газовых законов»	2	
	Лабораторная работа №1. «Реакции ионного обмена»	2	
	Лабораторная работа №2. «Реакции нейтрализации»	2	
1.2 Растворы. Способы выражения концентраций растворов	Практическая работа №3. «Упражнения в расчетах концентрации неорганических веществ».	2	У01.1 У01.3 У01.9 У04.8
	Практическая работа №4. «Упражнения в расчетах по приготовлению растворов различной концентрации»	2	
	Лабораторная работа №3 Определение плотности растворов различной концентрации	2	
Тема 1.3. Теория электролитической диссоциации. Гидролиз солей. Буферные растворы.	Практическая работа №5. «Вычисление рН в водных растворах кислот и оснований».	2	У01.1 У01.3 У01.9 У04.8
	Практическая работа №6. «Составление уравнений реакций гидролиза солей»	2	
Тема 1.4. Гетерогенные равновесия в системе «раствор–осадок»	Практическая работа №7. Решение задач по теме «Произведение растворимости»	2	У01.1 У01.3 У01.9 У04.8
Тема 1.5. Комплексные соединения	Практическая работа №8. «Выполнение упражнений по составлению: уравнений электролитической диссоциации комплексного соединения и комплексного иона; выражений	2	У01.1 У01.3 У01.9 У04.8

	константы нестойкости комплексного иона; названий комплексных соединений».		
Тема 1.6. Окислительно-восстановительные реакции	Практическая работа №9. «Определение окислителей и восстановителей. Составление уравнений ОВР».	2	У01.1 У01.3 У01.9 У04.8
	Практическая работа №10. «Определение направления протекания реакций».	2	
Раздел 2. Органическая химия		12	
Тема 2.1. Теоретические основы органической химии	Практическое занятие №11. «Составление структурных формул изомеров»	2	У01.1 У01.3 У01.9 У04.8
Тема 2.2. Углеводороды	Практическое занятие №12. «Составление и название структурных формул алканов, алкенов, алкинов. Решение задач на нахождение истинной формулы углеводородов»	2	У01.1 У01.3 У01.9 У04.8
Тема 2.3. Кислородосодержащие органические вещества	Практическое занятие №13. «Составление и название структурных формул кислородсодержащих органических веществ. Решение задач на нахождение истинной формулы».	2	У01.1 У01.3 У01.9 У04.8
	Лабораторная работа №4. «Качественная реакция на спирты»	2	
Тема 2.4. Амины. Аминокислоты. Белки	Лабораторная работа №5. «Обнаружение органических веществ специфическими реакциями».	2	У01.1 У01.3 У01.9 У04.8
	Лабораторная работа №6. «Обнаружение органических веществ специфическими реакциями».	2	

Раздел 3. Физическая химия		12	
Тема 3.2. Химическая термодинамика	Практическое занятие №14. Решение задач по теме: «Термодинамические расчеты».	2	У01.1 У01.3 У01.9 У04.8
	Практическое занятие №15. «Решение задач на законы: энтропии, Гиббса»	2	
Тема 3.3. Химическая кинетика	Практическое занятие №16. Выполнение упражнений и решение задач по теме: «Кинетические расчеты».	2	У01.1 У01.3 У01.9 У04.8
	Практическое занятие №17. Выполнение упражнений и решение задач по теме: «Химическое равновесие»	2	
Тема 3.4. Теория растворов электролитов и неэлектролитов	Практическое занятие №18. Решение задач: «Расчеты осмотического давления, температур кипения, замерзания растворов»	2	У01.1 У01.3 У01.9 У04.8
	Практическое занятие №19. Решение задач: «Расчеты осмотического давления, температур кипения, замерзания растворов»	2	
Раздел 4. Коллоидная химия		8	
Тема 4.3. Коллоидные системы	Практическое занятие №20. Выполнение упражнений: «Составление формул и схем строения мицелл коллоидных растворов»	2	У01.1 У01.3 У01.9 У04.8
	Лабораторная работа №7. «Получение коллоидных растворов: золя канифоли, марганца диоксида, железа гидроксида».	2	
	Лабораторная работа №8. «Получение коллоидных растворов: золи берлинской лазури, изучение влияния электролитов на застудневание раствора».	2	
Тема 4.4. Микрогетерогенные системы	Лабораторная работа №9. «Изучение процессов набухания и студнеобразования крахмала, желатина».	2	У01.1 У01.3 У01.9 У04.8
Раздел 5. Аналитическая химия		22	

Тема 5.2. Качественный анализ анионов. Качественный анализ катионов	Лабораторные работы № 10. «Качественные реакции катионов I, II, III группы» Лабораторная работа № 11. «Качественные реакции катионов IV, V, VI группы»	2 2	Y01.1 Y01.3 Y01.9 Y04.8
	Лабораторная работы №12. «Качественные реакции анионов Cl, Br, I.» Лабораторная работы №13. «Реакции анионов кислот: серной, угольной, фосфорной, хлороводородной, сероводородной, азотной, азотистой»	2 2	Y01.1 Y01.3 Y01.9 Y04.8
Тема 5.3. Качественный анализ неизвестного вещества	Лабораторная работа №14. «Анализ неизвестного вещества»	2	Y01.1 Y01.3 Y01.9
Тема 5.5. Основы проведения количественного анализа	Практическая работа №21. «Выполнение расчетов в количественном анализе»	2	Y01.1 Y01.3 Y01.9 Y04.8
	Практическая работа №22. «Выполнение расчетов в количественном анализе»	2	
Тема 5.6. Гравиметрический (весовой) метод анализа	Практическая работа №23. «Выполнение расчетов в гравиметрическом (весовом) анализе объема вещества, массы вещества».	2 2	Y01.1 Y01.3 Y01.9 Y04.8
	Лабораторная работа №15. Определение содержания влаги в продуктах питания		
Тема 5.9. Титриметрический (объемный) метод анализа	Практическая работа №24. «Выполнение расчетов в титриметрическом (объемном) анализа на примере объема раствора, на количество примесей» Лабораторная работа №16. «Определение содержания кислоты и щелочи методом нейтрализации»	2 2	Y01.1 Y01.3 Y01.9 Y04.8

ИТОГО	80	
--------------	-----------	--

3 МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

Тема 1.1. Основные понятия и законы химии

Практическая работа №1.

Упражнения в расчетах основных законов химии

Цель: научиться определять молярные массы веществ, определять процентное содержание каждого элемента в веществе, выполнять расчеты по уравнениям реакций.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- определять молярную массу и количество вещества;
- определять процентное содержание элементов в веществе;
- выполнять расчеты по уравнениям реакций.

Материальное обеспечение:

Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. К. П. Мищенко и А. А. Равделя. – Л.: Химия, 1974. – 200 с. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.

Задание:

1. Определите какое количество вещества содержится в 1 кг H₂O и в 1 кг Zn(NO₃)₂.
2. Определите процентное содержание серы в оксиде серы (IV).
3. Определите, сколько сульфата бария получится при взаимодействии 20,8 г BaCl₂ с Na₂SO₄, если:
 - а) практический выход равен теоретическому;
 - б) практический выход составляет 99% от теоретического.
 Уравнение реакции
$$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{BaSO}_4.$$

4. Сколько водорода (m , V) можно получить при взаимодействии 1 кг железных стружек с соляной кислотой, если неметаллических примесей в стружке 2%, а практический выход водорода составляет 99%.

Уравнение реакции $\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$.

Краткие теоретические сведения:

Химия – наука о веществах, их строении, свойствах и превращениях.

Все, что нас окружает на Земле и в Космосе – материя.

Различают две формы существования материи: вещество и поле.

Вещества – это различные виды движущейся материи, обладающей массой покоя.

Все тела, которые нас окружают, отличаются по форме, размерам, цвету и другим признакам (качествам). Например, пробирка и химический стакан имеют разную форму, а маленькая и большая колбы – разные размеры. Но у всех названных физических тел есть общее свойство: все они сделаны из одного материала – стекла. То, из чего состоят физические тела, называется *веществом*.

Вещества состоят из частиц, масса покоя которых не равна нулю. Вещества характеризуются плотностью. Плотность – это отношение массы вещества к объему:

$$\rho = \frac{m}{V} \quad (\text{г/см}^3, \text{ кг/м}^3)$$

Каждое вещество имеет набор специфических свойств, физических и химических, по которым одно вещество отличается от другого.

К физическим свойствам относятся: агрегатное состояние, цвет, плотность, теплопроводность, электропроводность, температура кипения, плавления и прочее.

К химическим свойствам относятся те превращения, при помощи которых из одного вещества можно получить другое, эти превращения называются *химическими реакциями*.

О протекании химических реакций судят по внешним признакам:

- выделению тепла, лучистой энергии;
- образованию осадка;
- изменению цвета;
- выделению газа;
- появлению запаха.

Первое учение о строении вещества – это *атомно-молекулярное учение*.

Основные положения атомно-молекулярного учения:

1. Все вещества состоят из молекул, атомов или ионов.
2. *Молекула – это мельчайшая частица вещества, обладающая определенной массой, имеющая состав и все химические свойства этого вещества.* Молекула – предельный результат механического дробления вещества, *нейтральная частица, состоящая из атомов, которые соединены между собой в определенном порядке.*

Ионы – заряженные частицы.

3. Между молекулами существуют силы взаимного притяжения и отталкивания. В твердых веществах эти силы выше, расстояние между молекулами меньше. В газах силы взаимодействия между молекулами малы, расстояние между ними велико.

4. Молекулы находятся в непрерывном движении, с повышением температуры скорость движения молекул увеличивается.

5. Молекулы состоят из атомов, непрерывно движущихся. *Атом – мельчайшая частица, химически неделимая.*

6. Атомы одного вида называются *химическими элементами* и отличаются от атомов другого вида массой, размером, строением, свойствами.

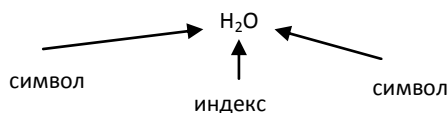
Знаки, при помощи которых на бумаге изображают химические элементы называются *химическими символами*.

Например:

Cu – медь [купрум]	Pb – свинец [плюмбум]
Fe – железо [ферум]	P – фосфор
H – водород [гидрогениум]	O – кислород [оксигениум]
He – гелий	S – сера [сульфурум]
K – калий	F – фтор
Na – натрий	Cl – хлор
Li – литий	Br – бром
Ag – серебро [аргентум]	I – йод
Au – золото [аурум]	V – ванадий
Mg – магний	As – мышьяк [арсеникум]
Ca – кальций	Cr – хром
Ba – барий	Sb – сурьма [стибиум]
Hg – ртуть [гидраргирум]	Pt – платина
B – бор	Cd – кадмий
Al – алюминий	Mo – молибден
Si – кремний [силициум]	W – вольфрам
C – углерод [карбониум]	Mn – марганец
Sn – олово [станнум]	Co – кобальт
N – азот [нитрогениум]	Ni – никель
Ti – титан	

7. Вещества на бумаге изображаются *химическими формулами*, которые указывают на качественный и количественный состав молекулы.

Например:



Индекс в формуле указывает на число атомов этого элемента в молекуле.

С помощью химических формул и символов записывают *химические уравнения*. Они служат для изображения химических реакций и отражают закон сохранения массы веществ. Коэффициенты перед формулами веществ в уравнениях химических реакций называют *стехиометрическими коэффициентами*.

Вещества, состоящие из одного химического элемента, называются простыми.

Вещества, состоящие из двух или более элементов, называются сложными.

Понятие относительной атомной, относительной молекулярной и молярной масс, количества вещества (моля)

Массы атомов и молекул очень малы. Например, масса одного из наиболее тяжелых атомов – урана – составляет $39,54 \cdot 10^{-23}$ г, а самого легкого атома – водорода – $1,67 \cdot 10^{-24}$ г.

При химических расчетах пользоваться такими малыми числами очень трудно, поэтому для определения массы атомов пользуются относительными массами. За единицу атомной массы в химии и физике с 1961 г. принята *атомная единица массы* (а.е.м.), которая равна $1/12$ массы атома изотопа углерода ^{12}C и обозначается m_a .

$$m_a = 1 \text{ а.е.м.} = 1/12 m(^{12}\text{C}) = 1/12 \cdot 1,993 \cdot 10^{-23} \text{ г} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}$$

Ее следует отличать от безразмерной величины *относительной атомной массы* A_r . Например, относительная атомная масса элемента серы $A_r(S) = 32$, а масса атома серы $m_a(S) = 32 \cdot 1 \text{ а.е.м.} = 32 \text{ а.е.м.}$, т.е. равна произведению относительной атомной массы элемента на 1 атомную единицу массы.

Отношение массы молекулы к $1/12$ -массы атома углерода называется *относительной молекулярной массой вещества* M_r . Она равна сумме относительных атомных масс с учетом числа атомов каждого элемента.

Молярная масса вещества (μ или M) численно равна *относительной молекулярной массе вещества*, которая вычисляется как сумма относительных атомных масс всех элементов, входящих в молекулу, с учетом индексов.

Моль – это такое количество вещества, которое содержит столько же структурных единиц (атомов, молекул, ионов...) сколько их содержится в 0,012 кг изотопа углерода ^{12}C .

Масса 1 моля вещества называется молярной массой, выражается в кг/моль или г/моль и обозначается (μ).

Таким образом, количество вещества:

$$v_{\text{в-ва}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{\mu_{\text{в-ва}}} \text{ (моль)}$$

Алгоритм расчета молярной массы

Рассчитать молярную массу оксида натрия Na_2O .

Решение:

1) Определим по таблице Д.И. Менделеева относительные атомные массы элементов.

$$A_r(\text{Na}) = 23; \quad A_r(\text{O}) = 16.$$

2) Определим относительную молекулярную массу вещества.

$$M_r(\text{Na}_2\text{O}) = 2 \cdot 23 + 16 = 62.$$

3) Определим молярную массу вещества

$$\mu(\text{Na}_2\text{O}) = 62 \text{ г/моль.}$$

Основные законы химии

Раздел химии, в котором рассматриваются массовые и объемные отношения между реагирующими веществами называется *стехиометрией*.

Основные стехиометрические законы

Закон постоянства состава (Ж.Пруст, 1799 г.).

Всякое чистое вещество молекулярной структуры, независимо от способа его получения, всегда имеет постоянный качественный и количественный состав.

Например:



Состав молекулы углекислого газа CO_2 не зависит от того каким путем получено это вещество.

Закон сохранения массы (М.В. Ломоносов, 1748 г.).

Масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.

Закон сохранения энергии.

Энергия не исчезает и не возникает вновь, она переходит из одной формы в другую.

Эти два закона выражают единый закон природы – вечности материи и ее движения. Закон сохранения массы и энергии служит основой расчетов по уравнениям химических реакций.

Порядок выполнения работы:

- 1 Запишите в отчет по практической работе основные формулы для решения задач.
- 2 Ознакомьтесь с основными методами решения задач на основные понятия и законы химии.
- 3 Проанализируйте примеры решения типовых задач.
- 4 Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

Ход работы:

Задача. Определить количество вещества гидроксида кальция, находящееся в 296 г этого вещества.

Дано:	Решение:
$m_{\text{Ca(OH)}_2} = 296$ г	1) Определим молярную массу гидроксида кальция Ca(OH)_2
$\nu_{\text{Ca(OH)}_2} = ?$	$\mu_{\text{Ca(OH)}_2} = 40 + 2(16 + 1) = 74 \text{ г/моль}$
	2) Определим количество вещества Ca(OH)_2
	$\nu_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{m_{\text{Ca(OH)}_2}}{\mu_{\text{Ca(OH)}_2}} = \frac{296}{74} = 4 \text{ МОЛЬ}$

Ответ: $\nu_{\text{Ca(OH)}_2} = 4$ моля

Для решения задач данного типа нужно использовать понятие массовой доли компонента в смеси ω (омега).

$$\omega_1 = \frac{m_1}{m_1 + m_2 + m_3 + \dots} \quad \text{или} \quad \omega_1 = \frac{m_1}{m_1 + m_2 + m_3 + \dots} \cdot 100\%, \text{ где } m_1; m_2; m_3 - \text{соответственно,}$$

масса 1, 2, 3-его компонента.

Массовая доля безразмерная величина или измеряется в %, тогда говорят о процентном содержании компонента.

Задача. Определить содержание железа и кислорода в оксиде железа (III) – Fe_2O_3 .

Дано:
Fe₂O₃

Решение:

1) Предположим, для расчета взяли 1 моль вещества Fe₂O₃, то есть

$$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = m_{\text{смеси}} = \mu_{\text{Fe}_2\text{O}_3} \cdot 1 \text{ моль} = (56 \cdot 2 + 16 \cdot 3) \cdot 1 = 160 \text{ г}$$

2) Определим массовую долю железа в оксиде Fe₂O₃

$$\omega_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{Fe}_2\text{O}_3}} \cdot 100\% = \frac{56 \cdot 2}{160} \cdot 100\% = 73\%$$

3) Определим массовую долю кислорода в оксиде Fe₂O₃

$$\omega_{\text{O}} = 100\% - 73\% = 27\%$$

Ответ: $\omega_{\text{Fe}} = 73\%$; $\omega_{\text{O}} = 27\%$.

$\omega_{\text{Fe}} = ?$

$\omega_{\text{O}} = ?$

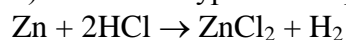
Задача.

Сколько водорода можно получить, если с соляной кислотой прореагирует 6,5 г цинка (ответ выразить в л, г, молях при н.у.)

Дано:
mZn = 6,5 г
mH₂ = ?
vH₂ = ?
VH₂ = ?

Решение:

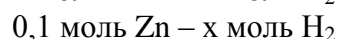
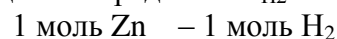
1) Составить уравнение реакции



2) Определить число молей Zn

$$v_{\text{Zn}} = \frac{m_{\text{Zn}}}{\mu_{\text{Zn}}} = \frac{6,5}{65} = 0,1 \text{ моль}$$

3) Составить пропорцию по уравнению реакции и определить vH₂



$$= \frac{0,1 \cdot 1}{1} = 0,1 \text{ моль}$$

4) Выразим количество водорода в г и л

$$m_{\text{H}_2} = \mu_{\text{H}_2} \cdot v_{\text{H}_2} = 2 \cdot 0,1 = 0,2 \text{ г}$$

$$V_{\text{H}_2} = v_{\mu} \cdot v_{\text{H}_2} = 22,4 \cdot 0,1 = 2,24 \text{ л}$$

Ответ: mH₂ = 0,2 г; VH₂ = 2,24 л; vH₂ = 0,1 моль

V. Задачи на примеси.

Задача.

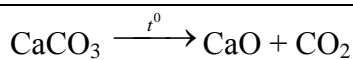
Сколько негашеной извести CaO можно получить из 1 т известняка, содержащего 90% карбоната кальция?

Дано:
m_{изв} = 1000 кг
 $\omega_{\text{CaCO}_3} = 90\%$

Решение:

1) Составим уравнение термического разложения карбоната кальция.

$m_{CaO} = ?$



2) Определим массу карбоната кальция в 1 т известняка.

$$\omega_{CaCO_3} = \frac{m_{CaCO_3} \cdot 100\%}{m_{изв}}$$

$$m_{CaCO_3} = \frac{m_{изв} \cdot \omega_{CaCO_3}}{100\%} = \frac{1000 \cdot 90}{100} = 900 \text{ кг}$$

3) Составим пропорцию по уравнению реакции.

$$\mu_{CaCO_3} = 40 + 12 + 16 \cdot 3 = 100 \text{ г/моль}$$

$$\mu_{CaO} = 40 + 16 = 56 \text{ г/моль}$$

$$100 \text{ г} - 56 \text{ г}$$

$$900 \text{ кг} - m_{CaO}$$

$$m_{CaO} = \frac{900 \cdot 56}{100} = 514 \text{ кг}$$

Ответ: $m_{CaO} = 514 \text{ кг}$

Задача.

Сколько хлорида серебра можно получить по реакции $AgNO_3 + KCl \rightarrow AgCl + KNO_3$, если в растворе было 16,9 г нитрата серебра, а практический выход продуктов составляет 99%.

Дано:

$$m_{AgNO_3} = 16,9 \text{ г}$$

практ.

$$\text{выход} = 99\%$$

Решение:

1) Определим m_{AgCl} (теор.), используя пропорцию.

$$\mu_{AgNO_3} = 107 + 14 + 48 = 169 \text{ г/моль}$$

$$\mu_{AgCl} = 107 + 35,5 = 142,5 \text{ г/моль}$$

$$169 \text{ г} - 142,5 \text{ г}$$

$$16,9 \text{ г} - m_{AgCl} \text{ (теор.)}$$

$$m_{AgCl} = \frac{16,9 \cdot 142,5}{169} = 14,25 \text{ г}$$

2) Определим m_{AgCl} (практ.)

$$14,25 - 100\%$$

$$m_{AgCl} \text{ (практ.)} - 99\%$$

$$m_{AgCl} \text{ (практ.)} = \frac{14,25 \cdot 99\%}{100\%} = 14,1 \text{ г}$$

$$m_{AgCl}^{\text{практ.}} = ?$$

Ответ: практический выход хлорида серебра составляет 14,1 г.

Форма представления результата: оформленная работа с выполненными индивидуальными заданиями по вариантам.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 1.1. Основные понятия и законы химии

Практическая работа №2. Упражнения в расчетах газовых законов

Цель: научиться определять объем газа, если известна масса этого газа, находить массу газа, если известно его количество вещества

Выполнив работу, Вы будете:

- уметь:
- определять объемы газов;
 - рассчитывать массу и количества вещества газов

Материальное обеспечение:

Краткий справочник физико-химических величин под ред. К. П. Мищенко и А. А. Равделя. – Л.: Химия, 1974. – 200 с. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.

Задание:

1. Определите объем, который занимает 1 кг углекислого газа при:

- нормальных условиях;
- $p=10^6 \text{ Па}$; $T=300 \text{ К}$.

5. Сколько водорода (m , V) можно получить при взаимодействии 1 кг железных стружек с соляной кислотой, если неметаллических примесей в стружке 2%, а практический выход водорода составляет 99%.

Уравнение реакции $\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$.

Краткие теоретические сведения:

Газовые законы

Закон Авогадро.

Одинаковые объемы различных газов при одинаковых условиях содержат одинаковое число молекул.

Для стехиометрических расчетов удобно применять *следствие из закона Авогадро*:

1 Моль любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 л (молярный объем).

Нормальные условия (н.у.) – это: $P = 1 \text{ атм}$ (10^5 Па); $t^0 = 0^0 \text{ С}$ (273 К).

Например: при нормальных условиях 1 моль водорода H_2 (2 г), 1 моль азота N_2 (28 г), 1 моль углекислого газа CO_2 (44 г), 1 моль оксида серы (VI) – SO_3 (80 г) занимают один и тот же объем – 22,4 л.

Для определения объема газообразных веществ используют *молярный объем* V_μ .
Молярный объем газа – это отношение его объема к количеству вещества:

$$V_\mu = \frac{V_{\text{в-ва}}}{\nu_{\text{в-ва}}}$$

Если условия отличны от нормальных то объем газа нужно привести к нормальным условиям по *объединенному газовому закону*:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_0V_0}{T_0} = \dots = \text{const}$$

В таких случаях можно использовать для расчетов *уравнение состояния идеального газа Менделеева-Клапейрона*:

$$PV = \frac{m}{\mu}RT,$$

где P – давление газа, Па

V – объем газа, м³

m – масса газа, Г

μ – молярная масса газа, г/моль

T – абсолютная температура, К

R – универсальная газовая постоянная, которая принимает различные значения в зависимости от единиц измерения.

$$8,3 \frac{\text{кПа} \cdot \text{л}}{\text{моль} \cdot \text{К}}; 8,3 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}; 0,082 \frac{\text{атм} \cdot \text{л}}{\text{моль} \cdot \text{К}}.$$

Порядок выполнения работы:

1 Запишите в отчет по практической работе основные формулы способов выражения концентраций растворов.

2 Ознакомьтесь с основными методами решения задач на смешивание растворов.

3 Проанализируйте примеры решения типовых задач.

4 Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

Ход работы:

Определите объем, который занимают 64 г кислорода O₂ при:

а) P = 10⁵ Па, T = 273 К (н.у.)

б) P = 10⁶ Па, T = 373 К

Дано:	Решение:
m _{O₂} = 64 г	<i>1 способ</i>
а) P ⁰ = 10 ⁵ Па	1) Определим, сколько молей
T ⁰ = 273 К	составляют 64 г O ₂ .
б) P = 10 ⁶ Па	$\nu_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{\mu_{O_2}} = \frac{64}{32} = 2$
T = 373 К	моля
V ⁰ _{O₂} = ?	2) Определим объем O ₂ при
V _{O₂} = ?	нормальных условиях.
	$V_{O_2}^0 = \nu_{O_2} \cdot V_{\mu} = 2 \cdot 22,4 = 44,8 \text{ л}$

3) Определим объем O₂ при P = 10⁶ Па и T = 373 К

$$\frac{PV}{T} = \frac{P^0 V^0}{T^0}$$

$$V_{O_2} = \frac{P^0 V^0 T}{PT^0} = \frac{10^5 \cdot 44,8 \cdot 373}{10^6 \cdot 273} = 6,12 \text{ л}$$

2 способ

1) Определим объем кислорода при нормальных условиях из уравнения Менделеева-Клапейрона.

$$PV = \frac{m}{\mu}RT$$

$$\mu_{O_2} = 32 \text{ г/моль}; \quad R = 8,3 \frac{\text{кПа} \cdot \text{л}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

$$V_{O_2}^0 = \frac{mRT^0}{P^0 \mu_{O_2}} = \frac{64 \cdot 8,3 \cdot 273}{10^2 \cdot 32} = 44,6 \text{ л}$$

2) Определим объем кислорода при $P=10^6$ Па и $T=373$ К

$$V_{O_2} = \frac{mRT}{P \cdot \mu_{O_2}} = \frac{64 \cdot 8,3 \cdot 373}{1000 \cdot 32} = 6,12 \text{ л}$$

Ответ: $V_{O_2}^0=44,8$ л; $V_{O_2}=6,12$ л.

IV. Расчеты по уравнениям реакций.

Задача.

Сколько водорода можно получить, если с соляной кислотой прореагирует 6,5 г цинка (ответ выразить в л, г, молях при н.у.)

Дано:	Решение:
$m_{Zn} = 6,5 \text{ г}$	1) Составить уравнение реакции
$m_{H_2} = ?$	$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$
$v_{H_2} = ?$	2) Определить число молей Zn
$V_{H_2} = ?$	$\nu_{Zn} = \frac{m_{Zn}}{\mu_{Zn}} = \frac{6,5}{65} = 0,1$ моль
	3) Составить пропорцию по уравнению реакции и определить ν_{H_2}
	1 моль Zn – 1 моль H_2
	0,1 моль Zn – x моль H_2
	$= \frac{0,1 \cdot 1}{1} = 0,1$ моль
	4) Выразим количество водорода в г и л
	$m_{H_2} = \mu_{H_2} \cdot \nu_{H_2} = 2 \cdot 0,1 = 0,2 \text{ г}$
	$V_{H_2} = \nu_{H_2} \cdot V_{H_2} = 22,4 \cdot 0,1 = 2,24 \text{ л}$
Ответ:	$m_{H_2} = 0,2 \text{ г}; V_{H_2} = 2,24 \text{ л}; \nu_{H_2} = 0,1 \text{ моль}$

Форма представления результата: выполненная работа с решением индивидуальных заданий (задач на расчет и пересчет концентраций растворов) по вариантам.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

1.2 Растворы. Способы выражения концентраций растворов

Практическая работа № 3

Упражнения в расчетах концентрации неорганических веществ

Цель: научиться рассчитывать количества веществ для приготовления растворов заданной концентрации, рассчитывать и пересчитывать концентрации их одних единиц в другие.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- определять количества веществ для приготовления растворов заданной концентрации;
- рассчитывать и пересчитывать концентрации растворов их одних единиц в другие.

Материальное обеспечение:

Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. К.П. Мищенко и А. А. Равделя. – Л.: Химия, 1974. – 200 с. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.

Задание:

- 1 Расчет навески вещества и объема растворителя для приготовления раствора заданной концентрации.
- 2 Расчет концентраций растворов.
- 3 Пересчет концентраций растворов из одних единиц в другие.

Краткие теоретические сведения:

Способы выражения состава растворов

1. Массовая доля растворенного вещества ω – это отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора. Выражается массовая доля в долях единицы или в процентах (процентная концентрация).

$$\omega_{\text{в-ва}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}}; \quad \omega_{\text{в-ва}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%;$$

2. Молярная концентрация C_M (молярность) – это число молей вещества, находящихся в 1 л раствора.

$$C_M = \frac{V_{\text{в-ва}}}{V_{\text{р-ра(л)}}}, [\text{моль/л}]; \quad C_M = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} \cdot V_{\text{р-ра(л)}}}$$

3. Нормальная концентрация $C_{\text{ЭК}}$ (нормальность или молярная концентрация эквивалента) – это число молей эквивалентов вещества (экв), содержащихся в 1 л раствора.

$$C_{\text{ЭК}} = \frac{n_{\text{ЭК}}}{V_{\text{р-ра(л)}}}, [\text{моль} \cdot \text{ЭКВ/л}]; \quad C_{\text{ЭК}} = \frac{C_M}{f_{\text{ЭК(в-ва)}}};$$

$$C_{\text{ЭК}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{ЭК}} \cdot V_{\text{р-ра(л)}}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} \cdot f_{\text{ЭК}} \cdot V_{\text{р-ра(л)}}};$$

$$f_{\text{ЭК(соли)}} = \frac{1}{n(\text{Me}) \cdot q(\text{Me})};$$

$$f_{\text{ЭК(основания)}} = \frac{1}{n(\text{OH}^-)}; \quad f_{\text{ЭК(кислоты)}} = \frac{1}{n(\text{H}^+)};$$

где $n_{\text{ЭК}}$ – число молей эквивалентов вещества, [моль·ЭКВ];

$M_{\text{ЭК}}$ – молярная масса эквивалента, [г/(моль·ЭКВ)];

$f_{\text{ЭК(в-ва)}}$ – фактор эквивалентности вещества;

$n(\text{Me})$ – число катионов металла в формуле соли;

$q(\text{Me})$ – заряд катиона металла в формуле соли;

$n(\text{OH}^-)$, $n(\text{H}^+)$ – количество гидроксидных групп OH^- или ионов H^+ в формуле основания и кислоты соответственно.

4. Моляльная концентрация C_m (моляльность) – это количество растворенного вещества в молях, находящееся в 1 кг растворителя.

$$C_m = \frac{V_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}(\text{кг})}; \quad [\text{моль/кг}].$$

5. Титр раствора T – число граммов растворенного вещества в 1 мл раствора.

$$T = \frac{m_{\text{в-ва}}}{V_{\text{р-ра(мл)}}}; \quad [\text{г/мл}].$$

Пересчет концентраций растворов из одних единиц в другие

При пересчете процентной концентрации в молярную и наоборот, необходимо помнить, что процентная концентрация рассчитывается на определенную массу раствора, а молярная и нормальная – на объем, поэтому для пересчета необходимо знать плотность раствора. Если мы обозначим: ω – процентная концентрация; C_M – молярная концентрация; $C_{\text{ЭК}}$ – нормальная концентрация; \mathcal{E} – эквивалентная масса (молярная масса эквивалента), ρ – плотность раствора; m – молярная масса, то формулы для пересчета из процентной концентрации будут следующими:

$$C_M = (\omega \cdot \rho \cdot 10) / m$$

$$C_{\text{эк}} = (\omega \cdot \rho \cdot 10) / \text{Э}$$

Этими же формулами можно воспользоваться, если нужно пересчитать нормальную или молярную концентрацию на процентную.

Упаривание, разбавление, концентрирование, смешивание растворов

Имеется m г исходного раствора с массовой долей растворенного вещества ω_1 и плотностью ρ_1 .

Упаривание раствора

В результате упаривания исходного раствора его масса уменьшилась на Δm г. Определить массовую долю раствора после упаривания ω_2

Вывод формул: исходя из определения массовой доли, получим выражения для ω_1 и ω_2 ($\omega_2 > \omega_1$):

$$\omega_2 = m_1 / m$$

(где m_1 – масса растворенного вещества в исходном растворе)

$$m_1 = \omega_1 \cdot m$$

$$\omega_1 = m_1 / (m - \Delta m) = (\omega_1 \cdot m) / (m - \Delta m)$$

Концентрирование раствора

Какую массу вещества (x г) надо дополнительно растворить в исходном растворе, чтобы приготовить раствор с массовой долей растворенного вещества ω_2 ?

Вывод формул: исходя из определения массовой доли, составим выражение для ω_1 и ω_2 :

$$\omega_1 = m_1 / m_p,$$

(где m_1 – масса вещества в исходном растворе).

$$m_1 = \omega_1 \cdot m_p$$

$$\omega_2 = (m_1 + x) / (m_p + x) = (\omega_1 \cdot m_p + x) / (m_p + x)$$

Решая полученное уравнение относительно x получаем:

$$\omega_2 \cdot m_p + \omega_2 \cdot x = \omega_1 \cdot m_p + x$$

$$\omega_2 \cdot m - \omega_1 \cdot m = x - \omega_2 \cdot x$$

$$(\omega_2 - \omega_1) \cdot m = (1 - \omega_2) \cdot x$$

$$x = ((\omega_2 - \omega_1) \cdot m) / (1 - \omega_2)$$

Смешивание растворов с разными концентрациями

Введем обозначения:

$\omega_1, \omega_2, \omega_3$ – массовая доля растворенного вещества соответственно в 1 растворе, во 2 растворе и 3 растворе;

m_1 (вещества), m_2 (вещества), m_3 (вещества) – массы растворенных веществ в соответствующих растворах;

m_1 (раствора), m_2 (раствора), m_3 (раствора) – массы соответствующих растворов.

Запишем общую формулу для нахождения массовой доли растворенного вещества в полученном растворе (*правило смешения/смешивания*):

$$\omega_3(\text{вещества}) = \frac{m_1(\text{раствора}) \cdot \omega_1 + m_2(\text{раствора}) \cdot \omega_2}{m_1(\text{раствора}) + m_2(\text{раствора})}$$

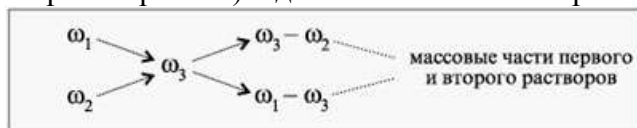
Смешали m_1 граммов раствора 1 с массовой долей вещества ω_1 и m_2 граммов раствора 2 с массовой долей вещества ω_2 . Образовался раствор 3 с массовой долей растворенного вещества ω_3 . Как относятся друг к другу массы исходных растворов?

Вывод формул: пусть $\omega_1 > \omega_2$, тогда $\omega_1 > \omega_3 > \omega_2$. Масса растворенного вещества в растворе 1 составляет $\omega_1 \cdot m_1$, в растворе 2 – $\omega_2 \cdot m_2$. Масса образовавшегося раствора 3 – $(m_1 + m_2)$. Сумма масс растворенного вещества в растворах 1 и 2 равна массе этого вещества в образовавшемся растворе 3:

$$\begin{aligned}\omega_1 \cdot m_1 + \omega_2 \cdot m_2 &= \omega_3 \cdot (m_1 + m_2) \\ \omega_1 \cdot m_1 + \omega_2 \cdot m_2 &= \omega_3 \cdot m_1 + \omega_3 \cdot m_2 \\ \omega_1 \cdot m_1 - \omega_3 \cdot m_1 &= \omega_3 \cdot m_2 - \omega_1 \cdot m_2 \\ (\omega_1 - \omega_3) \cdot m_1 &= (\omega_3 - \omega_1) \cdot m_2 \\ m_1 / m_2 &= (\omega_3 - \omega_1) / (\omega_1 - \omega_3)\end{aligned}$$

Таким образом, массы смешиваемых растворов m_1 и m_2 обратно пропорциональны разностям массовых долей ω_1 и ω_2 смешиваемых растворов и массовой доли смеси ω_3 (*правило смешивания*).

Для облегчения использования правила смешивания применяют *правило креста* (диагональная модель «конверта Пирсона») – диагональная схема правила смешения:



При расчетах слева на концах отрезков записывают одну над другой массовые доли растворенного вещества в исходных растворах (ω_1 , ω_2), на пересечении отрезков – массовую долю растворенного вещества в растворе, который нужно приготовить, справа (на концах отрезков) – разность: вычитают по диагонали из большего меньшее значение. Получаемые значения (массовые части) показывают, в каком соотношении надо слить исходные растворы.

$$m_1 / m_2 = (\omega_3 - \omega_2) / (\omega_1 - \omega_3)$$

Для этого по диагонали из большего значения концентрации вычитают меньшую, получают $(\omega_1 - \omega_3)$, $\omega_1 > \omega_3$ и $(\omega_3 - \omega_2)$, $\omega_3 > \omega_2$. Затем составляют отношение масс исходных растворов m_1 / m_2 и вычисляют.

Разбавление раствора

Исходя из определения массовой доли, получим выражения для значений массовых долей растворенного вещества в исходном растворе 1 (ω_1) и полученном растворе 2 (ω_2):

$$\begin{aligned}\omega_1 &= m_1 / (\rho_1 \cdot V_1) \text{ откуда } V_1 = m_1 / (\omega_1 \cdot \rho_1) \\ \omega_2 &= m_2 / (\rho_2 \cdot V_2) \\ m_2 &= \omega_2 \cdot \rho_2 \cdot V_2\end{aligned}$$

Раствор 2 получают, разбавляя раствор 1, поэтому $m_1 = m_2$. В формулу для V_1 следует подставить выражение для m_2 . Тогда

$$\begin{aligned}V_1 &= (\omega_2 \cdot \rho_2 \cdot V_2) / (\omega_1 \cdot \rho_1) \\ m_2 &= \omega_2 \cdot \rho_2 \cdot V_2 \\ \text{или } \omega_1 \cdot \rho_1 \cdot V_1 &= \omega_2 \cdot \rho_2 \cdot V_2 \\ m_1(\text{раствор}) &= m_2(\text{раствор}) \\ m_1(\text{раствор}) / m_2(\text{раствор}) &= \omega_2 / \omega_1\end{aligned}$$

При одном и том же количестве растворенного вещества массы растворов и их массовые доли обратно пропорциональны друг другу.

Порядок выполнения работы:

- 1 Запишите в отчет по практической работе основные формулы способов выражения концентраций растворов.
- 2 Ознакомьтесь с основными методами решения задач на смешивание растворов.
- 3 Проанализируйте примеры решения типовых задач.
- 4 Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

Ход работы:

Задача №1.

Определите процентную концентрацию NaCl в растворе, полученном при растворении 20 г поваренной соли в 180 г воды.

Алгоритм решения:

1) Определим массу раствора

$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{NaCl}} + m_{\text{воды}} = 20 \text{ г} + 180 \text{ г} = 200 \text{ г}$$

2) Определим процентную концентрацию NaCl

$$\omega_{\text{NaCl}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\% = \frac{20}{200} \cdot 100\% = 10\%$$

Ответ: Процентная концентрация поваренной соли в растворе – 10%.

Задача №2.

Приготовьте 100 мл раствора сахара с массовой долей $\omega=10\%$, если плотность раствора $\rho=1,06 \text{ г/см}^3$.

Алгоритм решения:

Для того, чтобы приготовить раствор, нужно рассчитать массу растворенного вещества и объем воды.

1) Определим массу раствора

$$m_{\text{р-ра}} = \rho_{\text{р-ра}} \cdot V_{\text{р-ра}} = 1,06 \cdot 100 = 106 \text{ г}$$

2) Определим массу сахара из выражения:

$$\omega_{\text{сах}} = \frac{m_{\text{сах}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%$$
$$m_{\text{сах}} = \frac{m_{\text{р-ра}} \cdot \omega_{\text{сах}}}{100\%} = \frac{106 \cdot 10}{100} = 10,6 \text{ г.}$$

3) Определим объем воды.

$$m_{\text{воды}} = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{сах}} = 106 - 10,6 = 95,4 \text{ г}$$

т. к. $\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ г/мл}$, то $V_{\text{H}_2\text{O}} = 95,4 \text{ мл}$

Ответ: масса сахара 10,6 г, объем воды 95,4 мл.

Задача №3.

Определите: а) процентную; б) молярную; в) нормальную; г) моляльную концентрацию поваренной соли NaCl в растворе, полученном при растворении 5,85г соли в 100г воды. Плотность полученного раствора равна $1,04 \text{ г/см}^3$.

Дано:

$$m_{\text{NaCl}} = 5,85 \text{ г}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 100 \text{ г}$$

$$\rho_{\text{р-ра}}$$

Алгоритм решения:

$$\text{а) } \omega_{\text{NaCl}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{m_{\text{р-ра}}} = \frac{5,85}{105,85} = 0,055 \text{ или } 5,5\%$$

$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{NaCl}} + m_{\text{H}_2\text{O}} = 5,85 \text{ г} + 100 \text{ г} = 105,85 \text{ г};$$

б)

$$V_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho_{\text{р-ра}}} = \frac{100 + 5,85}{1,04} = 101,78 \text{ см}^3 = 0,102 \text{ л}$$

$$C_{\text{м}} = \frac{V_{\text{NaCl}}}{V_{\text{р-ра(г)}}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{M_{\text{NaCl}} \cdot V_{\text{р-ра(г)}}} \quad C_{\text{м}} = \frac{5,85}{58,5 \cdot 0,102} = 0,98 \text{ моль/л};$$

$$M_{\text{NaCl}} = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ г/моль}$$

$$\text{в) } C_{\text{N}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{M_{\text{экв}} \cdot V_{\text{р-ра(г)}}} = \frac{5,85}{58,5 \cdot 0,102} = 0,98 \text{ моль} \cdot \text{экв/л}$$

$$= 1,04 \text{ г/см}^3 \omega_{\text{NaCl}}$$

= ?

$$C_{\text{м}} = ?$$

$$C_{\text{N}} = ?$$

$$C_{\text{м}} = ?$$

$$M_{\text{эквNaCl}} = M_{\text{NaCl}} \cdot f_{\text{экв}} = 58,5 \cdot 1 = 58,5 \text{ г/моль} \cdot \text{экв}$$

$$f_{\text{эквNaCl}} = \frac{1}{1} = 1$$

$$\text{г) } C_{\text{м}} = \frac{V_{\text{NaCl}}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{M_{\text{NaCl}} \cdot m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{5,85 \text{ г}}{58,5 \text{ г/моль} \cdot 0,1 \text{ кг}} = 1 \text{ моль/кг}$$

Ответ:

$$\omega_{\text{NaCl}} = 0,055 = 5,5\%;$$

$$C_{\text{м}} = 0,98 \text{ моль/л};$$

$$C_{\text{м}} = 1 \text{ моль/кг};$$

$$C_{\text{N}} = 0,98 \text{ моль} \cdot \text{экв/л}.$$

Задача №4.

Определите молярную и нормальную концентрации 12%-ного раствора серной кислоты, плотность которого $\rho = 1,08 \text{ г/см}^3$?

Алгоритм решения:

Молярная масса серной кислоты равна 98 г/моль. Следовательно,

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ и } \text{Э}(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot f_{\text{эк}} = 98 / 2 = 49.$$

Подставляя необходимые значения в формулы

$$C_{\text{м}} = (\omega \cdot \rho \cdot 10) / m$$

$$C_{\text{эк}} = (\omega \cdot \rho \cdot 10) / M_{\text{эк}}, \text{ получим:}$$

а) Молярная концентрация 12% раствора серной кислоты равна

$$C_{\text{м}} = (12 \cdot 1,08 \cdot 10) / 98 = 1,32 \text{ М}$$

б) Нормальная концентрация 12% раствора серной кислоты равна

$$C_{\text{эк}} = (12 \cdot 1,08 \cdot 10) / 49 = 2,64 \text{ Н}.$$

Ответ: $C_{\text{м}} = 1,32 \text{ М}; C_{\text{эк}} = 2,64 \text{ Н}.$

Задача №5.

Определите молярность 10%-ого раствора H_2SO_4 .

Дано:

$$\omega_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 10\% = 0,1$$

$$C_{\text{м}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$$

Решение:

1. Для расчета примем $V_{\text{р-раH}_2\text{SO}_4} = 1 \text{ л}$

По справочнику $\rho_{\text{р-раH}_2\text{SO}_4} = 1,1 \text{ г/см}^3$, тогда

$$m_{\text{р-ра}} = \rho_{\text{р-ра}} \cdot V_{\text{р-ра}} = 1,1 \text{ г/см}^3 \cdot 1000 \text{ см}^3 = 1100 \text{ г}$$

$$2. \omega_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{р-ра}}}, \text{ отсюда: } m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \omega_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot m_{\text{р-ра}} = 0,1 \cdot 1100 = 110 \text{ г}$$

$$C_M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{V_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{р-ра(л)}}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot V_{\text{р-ра(л)}}} = \frac{110}{98 \cdot 1} = 1,12 \text{ моль/л}$$

Ответ: $C_M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,12$ моль/л.

Задача №6.

Сколько грамм 10%- процентного раствора соли надо добавить к 300 граммам 30%- процентного раствора этой же соли, чтобы получить 14%- процентный раствор? Применить правило смешения.

Алгоритм решения:

Задачу можно решить, используя формулу **правило смешения**:

$$\omega_3(\text{вещества}) = \frac{m_1(\text{раствора}) \cdot \omega_1 + m_2(\text{раствора}) \cdot \omega_2}{m_1(\text{раствора}) + m_2(\text{раствора})}$$

Обозначим массу 1 раствора через x . Подставим известные значения в формулу правило смешения:

$$0,14 = (x \cdot 0,1 + 300 \cdot 0,3) / (x + 300)$$

$$0,1x + 90 = 0,14x + 42$$

$$0,04x = 48$$

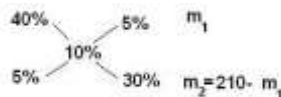
$$x = 1200 \text{ (г)}.$$

Ответ: масса добавляемой соли равна 1200 грамм.

Задача №7.

Определите массы исходных растворов с массовыми долями гидроксида натрия 5% и 40%, если при их смешивании образовался раствор массой 210 г с массовой долей гидроксида натрия 10%. Применить правило креста.

Алгоритм решения:



$$5 / 30 = m_1 / (210 - m_1)$$

$$1/6 = m_1 / (210 - m_1)$$

$$210 - m_1 = 6m_1$$

$$7m_1 = 210$$

$$m_1 = 30 \text{ г}; m_2 = 210 - m_1 = 210 - 30 = 180 \text{ г}$$

Ответ: массы исходных растворов с массовыми долями гидроксида натрия 5% и 40% соответственно равны 30 и 180 г.

Задача №8.

Упарили 60 г 5%-ного раствора сульфата меди до 50 г. Определите массовую долю соли в полученном растворе.

Алгоритм решения:

$$m = 60 \text{ г}; \Delta m = 60 - 50 = 10 \text{ г}; \omega_1 = 5\% \text{ (или } 0,05)$$

$$\omega_2 = (0,05 \cdot 60) / (60 - 10) = 3 / 50 = 0,06 \text{ (или } 6\% \text{-ный)}$$

Ответ: массовая доля соли в полученном растворе составляет 6 %.

Форма представления результата: выполненная работа с решением индивидуальных заданий (задач на расчет и пересчет концентраций растворов) по вариантам.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

1.2 Растворы. Способы выражения концентраций растворов**Практическая работа № 4.****Упражнения в расчетах по приготовлению растворов различной концентрации**

Цель: научиться рассчитывать количества веществ для приготовления растворов заданной концентрации, рассчитывать и пересчитывать концентрации их одних единиц в другие.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- определять количества веществ для приготовления растворов заданной концентрации;
- рассчитывать и пересчитывать концентрации растворов их одних единиц в другие.

Материальное обеспечение:

Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. К.П. Мищенко и А. А. Равделя. – Л.: Химия, 1974. – 200 с. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.

Задание:

1. Расчет навески вещества и объема растворителя для приготовления раствора заданной концентрации.

2. Расчет концентраций растворов.
3. Пересчет концентраций растворов из одних единиц в другие.

Краткие теоретические сведения:

Способы выражения состава растворов

1. Массовая доля растворенного вещества ω – это отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора. Выражается массовая доля в долях единицы или в процентах (процентная концентрация).

$$\omega_{\text{в-ва}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}}; \quad \omega_{\text{в-ва}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%;$$

2. Молярная концентрация C_M (молярность) – это число молей вещества, находящихся в 1 л раствора.

$$C_M = \frac{V_{\text{в-ва}}}{V_{\text{р-ра(л)}}}, \text{ [моль/л]}; \quad C_M = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} \cdot V_{\text{р-ра(л)}}}$$

3. Нормальная концентрация $C_{\text{ЭК}}$ (нормальность или молярная концентрация эквивалента) – это число молей эквивалентов вещества (экв), содержащихся в 1 л раствора.

$$C_{\text{ЭК}} = \frac{n_{\text{ЭК}}}{V_{\text{р-ра(л)}}}, \text{ [моль·экв/л]}; \quad C_{\text{ЭК}} = \frac{C_M}{f_{\text{ЭК(в-ва)}}};$$

$$C_{\text{ЭК}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{ЭК}} \cdot V_{\text{р-ра(л)}}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} \cdot f_{\text{ЭК}} \cdot V_{\text{р-ра(л)}}};$$

$$f_{\text{ЭК(соли)}} = \frac{1}{n(\text{Me}) \cdot q(\text{Me})};$$

$$f_{\text{ЭК(основания)}} = \frac{1}{n(\text{OH}^-)}; \quad f_{\text{ЭК(кислоты)}} = \frac{1}{n(\text{H}^+)};$$

где $n_{\text{ЭК}}$ – число молей эквивалентов вещества, [моль·экв];

$M_{\text{ЭК}}$ – молярная масса эквивалента, [г/(моль·экв)];

$f_{\text{ЭК(в-ва)}}$ – фактор эквивалентности вещества;

$n(\text{Me})$ – число катионов металла в формуле соли;

$q(\text{Me})$ – заряд катиона металла в формуле соли;

$n(\text{OH}^-)$, $n(\text{H}^+)$ – количество гидроксидных групп OH^- или ионов H^+ в формуле основания и кислоты соответственно.

4. Моляльная концентрация C_m (моляльность) – это количество растворенного вещества в молях, находящееся в 1 кг растворителя.

$$C_m = \frac{V_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}} \text{ (кг)}}; \quad \text{[моль/кг]}.$$

5. Титр раствора T – число граммов растворенного вещества в 1 мл раствора.

$$T = \frac{m_{\text{в-ва}}}{V_{\text{р-ра(мл)}}}; \quad \text{[г/мл]}$$

Пересчет концентраций растворов из одних единиц в другие

При пересчете процентной концентрации в молярную и наоборот, необходимо помнить, что процентная концентрация рассчитывается на определенную массу раствора, а

молярная и нормальная - на объем, поэтому для пересчета необходимо знать плотность раствора. Если мы обозначим: ω – процентная концентрация; C_M – молярная концентрация; $C_{\text{ЭК}}$ – нормальная концентрация; \mathcal{E} – эквивалентная масса (молярная масса эквивалента), ρ – плотность раствора; m – молярная масса, то формулы для пересчета из процентной концентрации будут следующими:

$$C_M = (\omega \cdot \rho \cdot 10) / m$$

$$C_{\text{ЭК}} = (\omega \cdot \rho \cdot 10) / \mathcal{E}$$

Этими же формулами можно воспользоваться, если нужно пересчитать нормальную или молярную концентрацию на процентную.

Концентрирование раствора

Какую массу вещества (x г) надо дополнительно растворить в исходном растворе, чтобы приготовить раствор с массовой долей растворенного вещества ω_2 ?

Вывод формул: исходя из определения массовой доли, составим выражение для ω_1 и ω_2 :

$$\omega_1 = m_1 / m_p,$$

(где m_1 – масса вещества в исходном растворе).

$$m_1 = \omega_1 \cdot m_p$$

$$\omega_2 = (m_1 + x) / (m_p + x) = (\omega_1 \cdot m_p + x) / (m_p + x)$$

Решая полученное уравнение относительно x получаем:

$$\omega_2 \cdot m_p + \omega_2 \cdot x = \omega_1 \cdot m_p + x$$

$$\omega_2 \cdot m - \omega_1 \cdot m = x - \omega_2 \cdot x$$

$$(\omega_2 - \omega_1) \cdot m = (1 - \omega_2) \cdot x$$

$$x = ((\omega_2 - \omega_1) \cdot m) / (1 - \omega_2)$$

Смешивание растворов с разными концентрациями

Введем обозначения:

$\omega_1, \omega_2, \omega_3$ – массовая доля растворенного вещества соответственно в 1 растворе, во 2 растворе и 3 растворе;

m_1 (вещества), m_2 (вещества), m_3 (вещества) – массы растворенных веществ в соответствующих растворах;

m_1 (раствора), m_2 (раствора), m_3 (раствора) – массы соответствующих растворов.

Запишем общую формулу для нахождения массовой доли растворенного вещества в полученном растворе (*правило смешения/смешивания*):

$$\omega_3(\text{вещества}) = \frac{m_1(\text{раствора}) \cdot \omega_1 + m_2(\text{раствора}) \cdot \omega_2}{m_1(\text{раствора}) + m_2(\text{раствора})}$$

Смешали m_1 граммов раствора 1 с массовой долей вещества ω_1 и m_2 граммов раствора 2 с массовой долей вещества ω_2 . Образовался раствор 3 с массовой долей растворенного вещества ω_3 . Как относятся друг к другу массы исходных растворов?

Вывод формул: пусть $\omega_1 > \omega_2$, тогда $\omega_1 > \omega_3 > \omega_2$. Масса растворенного вещества в растворе 1 составляет $\omega_1 \cdot m_1$, в растворе 2 – $\omega_2 \cdot m_2$. Масса образовавшегося раствора 3 – $(m_1 - m_2)$. Сумма масс растворенного вещества в растворах 1 и 2 равна массе этого вещества в образовавшемся растворе 3:

$$\omega_1 \cdot m_1 + \omega_2 \cdot m_2 = \omega_3 \cdot (m_1 + m_2)$$

$$\omega_1 \cdot m_1 + \omega_2 \cdot m_2 = \omega_3 \cdot m_1 + \omega_3 \cdot m_2$$

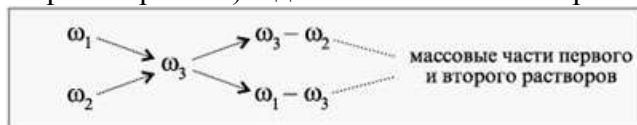
$$\omega_1 \cdot m_1 - \omega_3 \cdot m_1 = \omega_3 \cdot m_2 - \omega_2 \cdot m_2$$

$$(\omega_1 - \omega_3) \cdot m_1 = (\omega_3 - \omega_1) \cdot m_2$$

$$m_1 / m_2 = (\omega_3 - \omega_1) / (\omega_1 - \omega_3)$$

Таким образом, массы смешиваемых растворов m_1 и m_2 обратно пропорциональны разностям массовых долей ω_1 и ω_2 смешиваемых растворов и массовой доли смеси ω_3 (*правило смешивания*).

Для облегчения использования правила смешивания применяют *правило креста* (диагональная модель «конверта Пирсона») – диагональная схема правила смешения:



При расчетах слева на концах отрезков записывают одну над другой массовые доли растворенного вещества в исходных растворах (ω_1, ω_2), на пересечении отрезков – массовую долю растворенного вещества в растворе, который нужно приготовить, справа (на концах отрезков) – разность: вычитают по диагонали из большего меньшее значение. Получаемые значения (массовые части) показывают, в каком соотношении надо слить исходные растворы.

$$m_1 / m_2 = (\omega_3 - \omega_2) / (\omega_1 - \omega_3)$$

Для этого по диагонали из большего значения концентрации вычитают меньшую, получают $(\omega_1 - \omega_3)$, $\omega_1 > \omega_3$ и $(\omega_3 - \omega_2)$, $\omega_3 > \omega_2$. Затем составляют отношение масс исходных растворов m_1 / m_2 и вычисляют.

Разбавление раствора

Исходя из определения массовой доли, получим выражения для значений массовых долей растворенного вещества в исходном растворе 1 (ω_1) и полученном растворе 2 (ω_2):

$$\omega_1 = m_1 / (\rho_1 \cdot V_1) \text{ откуда } V_1 = m_1 / (\omega_1 \cdot \rho_1)$$

$$\omega_2 = m_2 / (\rho_2 \cdot V_2)$$

$$m_2 = \omega_2 \cdot \rho_2 \cdot V_2$$

Раствор 2 получают, разбавляя раствор 1, поэтому $m_1 = m_2$. В формулу для V_1 следует подставить выражение для m_2 . Тогда

$$V_1 = (\omega_2 \cdot \rho_2 \cdot V_2) / (\omega_1 \cdot \rho_1)$$

$$m_2 = \omega_2 \cdot \rho_2 \cdot V_2$$

$$\text{или } \omega_1 \cdot \rho_1 \cdot V_1 = \omega_2 \cdot \rho_2 \cdot V_2$$

$$\frac{m_1(\text{раствор})}{m_2(\text{раствор})} = \omega_2 / \omega_1$$

При одном и том же количестве растворенного вещества массы растворов и их массовые доли обратно пропорциональны друг другу.

Порядок выполнения работы:

- 1 Запишите в отчет по практической работе основные формулы способов выражения концентраций растворов.
- 2 Ознакомьтесь с основными методами решения задач на смешивание растворов.
- 3 Проанализируйте примеры решения типовых задач.
- 4 Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

Ход работы:

Задача №1.

Определите процентную концентрацию NaCl в растворе, полученном при растворении 30 г поваренной соли в 200 г воды.

Алгоритм решения:

1) Определим массу раствора

$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{NaCl}} + m_{\text{воды}} = 30 \text{ г} + 200 \text{ г} = 200 \text{ г}$$

2) Определим процентную концентрацию NaCl

$$\omega_{\text{NaCl}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\% = \frac{30}{200} \cdot 100\% = 15\%$$

Ответ: Процентная концентрация поваренной соли в растворе – 15%.

Задача №2.

Приготовьте 100 мл раствора сахара с массовой долей $\omega=10\%$, если плотность раствора $\rho=1,06 \text{ г/см}^3$.

Алгоритм решения:

Для того, чтобы приготовить раствор, нужно рассчитать массу растворенного вещества и объем воды.

1) Определим массу раствора

$$m_{\text{р-ра}} = \rho_{\text{р-ра}} \cdot V_{\text{р-ра}} = 1,06 \cdot 100 = 106 \text{ г}$$

2) Определим массу сахара из выражения:

$$\omega_{\text{сах}} = \frac{m_{\text{сах}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%$$

$$m_{\text{сах}} = \frac{m_{\text{р-ра}} \cdot \omega_{\text{сах}}}{100\%} = \frac{106 \cdot 10}{100} = 10,6 \text{ г}$$

3) Определим объем воды.

$$m_{\text{воды}} = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{сах}} = 106 - 10,6 = 95,4 \text{ г}$$

т. к. $\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ г/мл}$, то $V_{\text{H}_2\text{O}} = 95,4 \text{ мл}$

Ответ: масса сахара 10,6 г, объем воды 95,4 мл.

Задача №3.

Определите: а) процентную; б) молярную; в) нормальную; г) моляльную концентрацию поваренной соли NaCl в растворе, полученном при растворении 5,85г соли в 100г воды. Плотность полученного раствора равна $1,04 \text{ г/см}^3$.

Дано:

$$m_{\text{NaCl}} = 5,85 \text{ г}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 100 \text{ г}$$

$$\rho_{\text{р-ра}}$$

Алгоритм решения:

$$\text{а) } \omega_{\text{NaCl}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{m_{\text{р-ра}}} = \frac{5,85}{105,85} = 0,055 \text{ или } 5,5\%$$

$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{NaCl}} + m_{\text{H}_2\text{O}} = 5,85 \text{ г} + 100 \text{ г} = 105,85 \text{ г};$$

б)

$$V_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho_{\text{р-ра}}} = \frac{100 + 5,85}{1,04} = 101,78 \text{ см}^3 = 0,102 \text{ л}$$

$$C_{\text{м}} = \frac{V_{\text{NaCl}}}{V_{\text{р-ра(г)}}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{M_{\text{NaCl}} \cdot V_{\text{р-ра(г)}}} \quad C_{\text{м}} = \frac{5,85}{58,5 \cdot 0,102} = 0,98 \text{ моль/л};$$

$$M_{\text{NaCl}} = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ г/моль}$$

$$\text{в) } C_{\text{N}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{M_{\text{экв}} \cdot V_{\text{р-ра(г)}}} = \frac{5,85}{58,5 \cdot 0,102} = 0,98 \text{ моль} \cdot \text{экв/л}$$

$$= 1,04 \text{ г/см}^3 \omega_{\text{NaCl}}$$

= ?

$$C_{\text{м}} = ?$$

$$C_{\text{N}} = ?$$

$$C_{\text{м}} = ?$$

$$M_{\text{эквNaCl}} = M_{\text{NaCl}} \cdot f_{\text{экв}} = 58,5 \cdot 1 = 58,5 \text{ г/моль} \cdot \text{экв}$$

$$f_{\text{эквNaCl}} = \frac{1}{1} = 1$$

$$\text{г) } C_{\text{м}} = \frac{V_{\text{NaCl}}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{M_{\text{NaCl}} \cdot m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{5,85 \text{ г}}{58,5 \text{ г/моль} \cdot 0,1 \text{ кг}} = 1 \text{ моль/кг}$$

Ответ:

$$\omega_{\text{NaCl}} = 0,055 = 5,5\%;$$

$$C_{\text{м}} = 0,98 \text{ моль/л};$$

$$C_{\text{м}} = 1 \text{ моль/кг};$$

$$C_{\text{N}} = 0,98 \text{ моль} \cdot \text{экв/л}.$$

Задача №4.

Определите молярную и нормальную концентрации 12%-ного раствора серной кислоты, плотность которого $\rho = 1,08 \text{ г/см}^3$?

Алгоритм решения:

Молярная масса серной кислоты равна 98 г/моль. Следовательно,

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ и } \text{Э}(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot f_{\text{эк}} = 98 / 2 = 49.$$

Подставляя необходимые значения в формулы

$$C_{\text{м}} = (\omega \cdot \rho \cdot 10) / m$$

$$C_{\text{эк}} = (\omega \cdot \rho \cdot 10) / M_{\text{эк}}, \text{ получим:}$$

а) Молярная концентрация 12% раствора серной кислоты равна

$$C_{\text{м}} = (12 \cdot 1,08 \cdot 10) / 98 = 1,32 \text{ М}$$

б) Нормальная концентрация 12% раствора серной кислоты равна

$$C_{\text{эк}} = (12 \cdot 1,08 \cdot 10) / 49 = 2,64 \text{ Н}.$$

Ответ: $C_{\text{м}} = 1,32 \text{ М}$; $C_{\text{эк}} = 2,64 \text{ Н}$.

Задача №5.

Определите молярность 10%-ого раствора H_2SO_4 .

Дано:

$$\omega_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 10\% = 0,1$$

$$C_{\text{м}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$$

Решение:

1. Для расчета примем $V_{\text{р-раH}_2\text{SO}_4} = 1 \text{ л}$

По справочнику $\rho_{\text{р-раH}_2\text{SO}_4} = 1,1 \text{ г/см}^3$, тогда

$$m_{\text{р-ра}} = \rho_{\text{р-ра}} \cdot V_{\text{р-ра}} = 1,1 \text{ г/см}^3 \cdot 1000 \text{ см}^3 = 1100 \text{ г}$$

$$2. \omega_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{р-ра}}}, \text{ отсюда: } m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \omega_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot m_{\text{р-ра}} = 0,1 \cdot 1100 = 110 \text{ г}$$

$$C_M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{V_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{р-ра(л)}}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot V_{\text{р-ра(л)}}} = \frac{110}{98 \cdot 1} = 1,12 \text{ моль/л}$$

Ответ: $C_M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,12$ моль/л.

Задача №6.

Сколько грамм 10%- процентного раствора соли надо добавить к 300 граммам 30%- процентного раствора этой же соли, чтобы получить 14%- процентный раствор? Применить правило смешения.

Алгоритм решения:

Задачу можно решить, используя формулу **правило смешения**:

$$\omega_3(\text{вещества}) = \frac{m_1(\text{раствора}) \cdot \omega_1 + m_2(\text{раствора}) \cdot \omega_2}{m_1(\text{раствора}) + m_2(\text{раствора})}$$

Обозначим массу 1 раствора через x . Подставим известные значения в формулу правило смешения:

$$0,14 = (x \cdot 0,1 + 300 \cdot 0,3) / (x + 300)$$

$$0,1x + 90 = 0,14x + 42$$

$$0,04x = 48$$

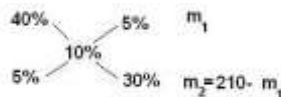
$$x = 1200 \text{ (г)}.$$

Ответ: масса добавляемой соли равна 1200 грамм.

Задача №7.

Определите массы исходных растворов с массовыми долями гидроксида натрия 5% и 40%, если при их смешивании образовался раствор массой 210 г с массовой долей гидроксида натрия 10%. Применить правило креста.

Алгоритм решения:



$$5 / 30 = m_1 / (210 - m_1)$$

$$1/6 = m_1 / (210 - m_1)$$

$$210 - m_1 = 6m_1$$

$$7m_1 = 210$$

$$m_1 = 30 \text{ г}; m_2 = 210 - m_1 = 210 - 30 = 180 \text{ г}$$

Ответ: массы исходных растворов с массовыми долями гидроксида натрия 5% и 40% соответственно равны 30 и 180 г.

Задача №8.

Упарили 60 г 5%-ного раствора сульфата меди до 50 г. Определите массовую долю соли в полученном растворе.

Алгоритм решения:

$$m = 60 \text{ г}; \Delta m = 60 - 50 = 10 \text{ г}; \omega_1 = 5\% \text{ (или } 0,05)$$

$$\omega_2 = (0,05 \cdot 60) / (60 - 10) = 3 / 50 = 0,06 \text{ (или } 6\% \text{-ный)}$$

Ответ: массовая доля соли в полученном растворе составляет 6 %.

Форма представления результата: выполненная работа с решением индивидуальных заданий (задач на расчет и пересчет концентраций растворов) по вариантам.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 1.3 Теория электролитической диссоциации. Гидролиз солей. Буферные растворы**Практическая работа № 5****Вычисление pH в водных растворах кислот и оснований**

Цель: научиться вычислять pH среды в водных растворах кислот и оснований.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- применять закон разбавления Оствальда pH среды в водных растворах кислот и оснований;
- вычислять pH среды в водных растворах кислот и оснований.

Материальное обеспечение:

Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. К. П. Мищенко и А. А. Равделя. – Л. : Химия, 1974. – 200 с.

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, таблица растворимости.

Задание:

- 1 Расчет pH среды в водных растворах сильных кислот и оснований.
- 2 Расчет pH среды в водных растворах слабых кислот и оснований.

Краткие теоретические сведения:

Теория электролитической диссоциации (Аррениус, 1887 г.)

Электролиты – это вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток; это проводники второго рода, к ним относятся растворы кислот, оснований и солей.

Неэлектролиты – газы, органические вещества (O_2 , Cl_2 , H_2 , глюкоза, сахароза, спирт, крахмал).

Электролитическая диссоциация – это распад электролитов на ионы (положительные – катионы и отрицательные – анионы) под действием полярных молекул растворителя. Это обратимый процесс.

Для характеристики состояния электролита в растворе пользуются величинами:

1. Степень диссоциации (α) – это отношение числа распавшихся молекул к общему числу молекул в растворе. При разбавлении раствора она увеличивается до 1.

2. Константа диссоциации – это отношение произведения концент- ионов к концентрации недиссоциированных молекул слабого электролита.

Например, для равновесия

,
где – концентрации соответствующих частиц в моль/л.

Для разбавленных растворов электролитов справедливо выражение (закон разбавления Оствальда):

где C – концентрация электролитов, в моль/л.

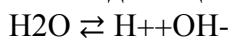
Закон Оствальда справедлив для бинарных электролитов, т.е. веществ, молекулы которых в растворе распадаются на два иона – катион и анион. В случае сильных электролитов, когда α близка к единице, знаменатель дроби стремится к нулю, а константа диссоциации $K_{\text{дис}}$ – к бес-конечности. В случае слабых электролитов величина $(1 - \alpha)$ очень мало отличается от единицы (например, если $\alpha=0,01$, то $(1-0,01)=0,99$, т.е. практически 1). Таким образом, для слабых электролитов закон разбавления Оствальда можно записать в более простом виде:

$$K_{\text{дис}} = \alpha^2 C.$$

Теория электролитической диссоциации позволяет объяснить физический смысл изотонического коэффициента, но она применима только к слабым электролитам, то есть неполностью диссоциированным на ионы. Чем меньше α и $K_{\text{дис}}$, тем более слабым электролитом является вещество.

Кислотно-основное равновесие. Водородный показатель pH

В водных растворах электролитов существует кислотно-основное равновесие, которое объясняется диссоциацией воды:



или

Величина постоянна и называется ионным произведением воды.

В чистой воде

При добавлении к воде кислоты увеличивается, а уменьшается, при добавлении основания – наоборот.

Для характеристики среды растворов пользуются величиной водородного показателя pH:

Для нейтральных сред – pH=7

Для кислых – pH<7

Для щелочных – pH>7

Для измерения pH среды пользуются индикаторами, веществами, изменяющими свою окраску в зависимости от концентрации ионов H^+ или OH^- . Универсальным индикатором можно определить любое значение pH. Определение pH в мутных и окрашенных растворах проводят специальными приборами: pH-метрами.

Порядок выполнения работы:

- 1 Повторите основные положения теории электролитической диссоциации.
- 2 Запишите в отчет по практической работе математическое выражение закона разбавления Оствальда и выражение ионного произведения воды.
- 3 Проанализируйте примеры решения типовых задач на определение pH среды в водных растворах кислот и оснований.
- 4 Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

Ход работы:

Примеры решения типовых задач

Задача №1.

Определите pH 0,01M раствора HCl.

Дано:

(HCl)

Алгоритм решения:

1. $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ - сильный электролит

Значит

2. $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 0,01 = -\lg 10^{-2} = 2$

$\text{pH} = ?$

Ответ: $\text{pH} = 2$.

Задача №2 Определите pH 0,01м раствора KOH.

Дано:

(KOH)

$\text{pH} = ?$ Алгоритм решения:

1. $\text{KOH} = \text{K}^+ + \text{OH}^-$ - сильный электролит

Значит

2.

$10^{-2} \square [\text{H}^+] = 10^{-14}$; $[\text{H}^+] = 10^{-12}$ моль/л

3. $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 10^{-12} = 12$

Ответ: $\text{pH} = 12$.

Задача №3. Определите pH 0,01м раствора уксусной кислоты CH_3COOH .

Дано:

$C_M = 0,01$ моль/л

(CH_3COOH) Алгоритм решения:

1. $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$

Поэтому для него применим закон Оствальда:

или .Откуда ;

$\text{pH} = ?$

2. $[\text{H}^+] = C \square \square = 4 \square 10^{-2} \square 0,01 = 4 \square 10^{-4}$

3. $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 4 \square 10^{-4} \square 3,5$

Ответ: $\text{pH} = 3,5$.

Форма представления результата: выполненная работа с решением индивидуальных заданий (задач на расчет pH среды в водных растворах кислот и оснований) по вариантам.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 1.3. Теория электролитической диссоциации. Гидролиз солей. Буферные растворы

Практическое занятие № 6

2

Составление уравнений реакций гидролиза солей

Цель работы: научиться составлять ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей, определять характер среды по типу гидролиза соли.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- составлять ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей;
- определять характер среды по уравнению и типу гидролиза соли.

Задание:

- 1 Определение характера среды по типу гидролиза соли.
- 2 Составление ионно-молекулярных и молекулярных уравнений гидролиза солей.

Материальное обеспечение:

Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. К. П. Мищенко и А. А. Равделя. – Л.: Химия, 1974. – 200 с.

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, таблица растворимости.

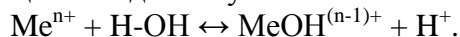
Краткие теоретические сведения:

Гидролиз солей – это обратимый, обменный процесс взаимодействия ионов соли с водой, приводящий к образованию слабых электролитов.

Гидролиз идет по иону слабого электролита. В результате гидролиза изменяется кислотность среды.

Соль состоит из катиона и аниона, поэтому возможно три типа гидролиза:

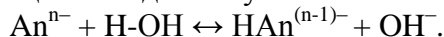
- 1) *гидролиз по катиону* (в реакцию с водой вступает только катион)



Гидролиз по катиону приводит к образованию гидроксокатионов и ионов водорода (*среда раствора кислая*). Если $n=1$, вместо гидроксокатионов получаем молекулы слабого основания.

Данному типу гидролиза подвергаются *соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой* (FeCl_3 , CuSO_4 , BiCl_3 и др.).

2) *гидролиз по аниону* (в реакцию с водой вступает только анион)



Гидролиз по аниону приводит к образованию гидроанионов и гидроксид-ионов (*среда раствора щелочная*);); данному типу гидролиза подвергаются *соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой* (Na_2CO_3 , K_2S , Na_3PO_4 , CH_3COONa и др.).

3) *совместный гидролиз* (в реакцию с водой вступает и катион, и анион) – *гидролиз по катиону и аниону*. Данному типу гидролиза подвергаются *соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой* ($\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ и др.).

В этом случае в растворе протекают две выше рассмотренные реакции. Если слабее основание, то в большей степени будет протекать гидролиз по катиону и среда раствора будет кислой. Если слабее основание – наоборот, среда раствора будет щелочной. Как исключение, возможен случай, когда среда будет почти нейтральной, но это только исключение.

Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой (NaCl , KNO_3 , Na_2SO_4 и др.), *гидролизу не подвергаются*. Их ионы не образуют с ионами H^+ и OH^- воды слабодиссоциирующих или труднорастворимых соединений, равновесие между ионами и молекулами воды не нарушается и раствор остается нейтральным, pH равен 7.

Порядок выполнения работы:

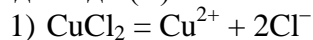
- 1 Повторите основные положения теории электролитической диссоциации.
- 2 Законспектируйте основные теоретические сведения и общие схемы уравнений реакций гидролиза солей разного типа.
- 3 Проанализируйте алгоритм написания и примеры уравнений гидролиза.
- 4 Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

Ход работы:

Алгоритм написания уравнений гидролиза.

1. Определяем тип гидролиза.
2. Составляем ионно-молекулярное уравнение гидролиза, определяем среду.
3. Составляем молекулярное уравнение.

Задание №1. Составить ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза хлорида меди (II).

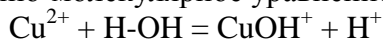


Соль образована катионом **слабого основания** ($\text{Cu}(\text{OH})_2$) и анионом сильной кислоты (HCl), следовательно, гидролиз идет по катиону Cu^{2+} и протекает в две стадии с образованием в качестве промежуточного продукта основной соли (среда кислая).

2) Составим уравнения 1-й стадии гидролиза соли:

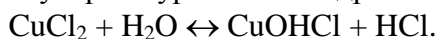
1 стадия

– ионно-молекулярное уравнение гидролиза соли



образуется катион гидроксомеди (II), в растворе накапливаются ионы H^+ , среда кислая, $\text{pH} < 7$;

– молекулярное уравнение гидролиза соли

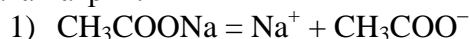


3) Составим уравнения 2-й стадии гидролиза соли:

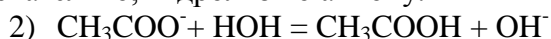
2 стадия



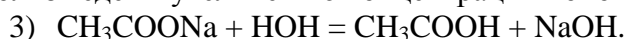
Задание №2. Составить ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза ацетата натрия.



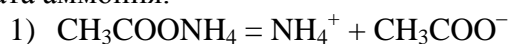
Соль образована катионом сильного основания и анионом **слабой кислоты**, следовательно, гидролиз по аниону.



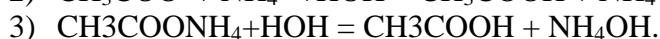
гидролиз ведет к увеличению концентрации ионов OH^- в растворе, среда щелочная, $\text{pH} > 7$.



Задание №3. Составить ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза ацетата аммония.



Соль образована катионом **слабого основания** и анионом **слабой кислоты**, следовательно, гидролиз по катиону и по аниону.



В результате гидролиза ацетата аммония происходит образование двух слабых электролитов, раствор оказывается близким к нейтральному, $\text{pH} \sim 7$.

Водные растворы такого типа солей, в зависимости от константы диссоциации образующихся слабых электролитов имеют нейтральную, слабокислую или слабощелочную среду.

Константа диссоциации гидроксида аммония ($K(\text{NH}_4\text{OH}) = 6,3 \cdot 10^{-5}$) несколько больше константы диссоциации уксусной кислоты ($K(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$), поэтому реакция водного раствора ацетата аммония имеет слабощелочную среду.

Форма представления результата: оформленная работа с выполненными индивидуальными заданиями по вариантам.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 1.4. Гетерогенные равновесия в системе «раствор–осадок»

Практическое занятие № 7.

Решение задач по теме «Произведение растворимости»

Цель работы: научиться вычислять концентрации ионов по произведению растворимости электролита, делать выводы о возможности выпадения осадка при смешивании растворов заданных концентраций и объемов.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- вычислять концентрации ионов по произведению растворимости электролита;
- делать выводы о возможности выпадения осадка при смешивании растворов заданных концентраций и объемов.

Материальное обеспечение:

Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. К.П. Мищенко и А. А. Равделя. – Л.: Химия, 1974. – 200 с. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, таблица растворимости.

Задание:

Научиться решать типовые задачи:

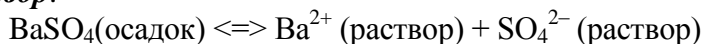
1. Вычисление произведения растворимости малорастворимого электролита.
2. Вычисление концентрации ионов и растворимости малорастворимого электролита в его насыщенном растворе.
3. Условия образования осадков.

Краткие теоретические сведения:

Закон действующих масс применим как к гомогенным, так и к гетерогенным системам. Рассмотрим системы, в которых контактируют осадок и раствор того или иного вещества. Насыщенный раствор и осадок отделены друг от друга поверхностью раздела и являются фазами гетерогенной системы.

При соприкосновении с водой какого-либо малорастворимого электролита, например, сульфата бария $BaSO_4$, ионы Ba^{2+} и SO_4^{2-} под действием диполей воды переходят с поверхности кристаллов в раствор. Одновременно начнется и обратный процесс – осаждение $BaSO_4$, ионы Ba^{2+} и SO_4^{2-} в растворе могут сталкиваться с поверхностью кристаллов $BaSO_4$ и осаждаться (выделяться) под влиянием притяжения других ионов. Постепенно скорость растворения вещества уменьшается, а скорость противоположного процесса – осаждения – увеличивается, что и приводит к состоянию динамического равновесия, при котором число ионов Ba^{2+} и SO_4^{2-} , уходящих в единицу времени с поверхности твердой фазы, равно числу ионов, возвращающихся на эту поверхность.

Таким образом, получается насыщенный раствор сульфата бария, в котором больше не наблюдается ни уменьшения количества твердой фазы, ни накопления ионов Ba^{2+} и SO_4^{2-} . Устанавливается равновесие между осадком (твердой фазой) электролита и ионами электролита в растворе – динамическое гетерогенное равновесие – **осадок ↔ насыщенный раствор**:



В этом растворе концентрация ионов очень мала и вследствие этого взаимодействие их друг с другом практически отсутствует.

Константу равновесия для гетерогенной системы можно записать так:

$$K = \frac{[Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]}{[BaSO_4]}$$

Концентрацию твердой фазы $BaSO_4$ можно считать постоянной, тогда

$$K \cdot [BaSO_4] = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = IIP_{BaSO_4} = const.$$

В насыщенном растворе малорастворимого электролита произведение молярных концентраций ионов, возведенных в степени, равные их стехиометрическим коэффициентам, при данной температуре есть величина постоянная, называемая *произведением растворимости (ПР)*.

В общем виде для уравнения диссоциации малорастворимого электролита



правило произведения растворимости получает следующее математическое выражение:

$$[K^{m+}]^n [A^{n-}]^m = \text{ПР}(K_n A_m),$$

где $[K^{m+}]$ и $[A^{n-}]$ – равновесные концентрации катионов и анионов, образующихся при диссоциации электролита $K_n A_m$;

n и m – степени, в которые необходимо возвести концентрации ионов.



$$\text{ПР}(Ba_3(PO_4)_2) = [Ba^{2+}]^3 [PO_4^{3-}]^2.$$

Из произведений растворимости можно рассчитать концентрации катионов и анионов в растворе малорастворимого электролита. Значения произведений растворимости приведены в справочниках.

Произведение растворимости и растворимость вещества являются характеристиками малорастворимого вещества, между этими величинами существует тесная связь.

Растворимость (S) – это максимально возможная концентрация вещества в растворе, выражается в г/л, г/100 г H_2O .

Молярная растворимость S совпадает с молярной концентрацией насыщенного раствора, выражается в моль/л и связана с ПР:

$$\text{ПР}(K_n A_m) = [K^{m+}]^n [A^{n-}]^m = (nS)^n \cdot (mS)^m.$$

Для двухионных электролитов, например $AgCl$ ($n=1, m=1$):

$$\text{ПР}(AgCl) = [Ag^+] [Cl^-] = S^2(AgCl)$$

Для трехионных электролитов, например CaF_2 ($n=1, m=2$):

$$\text{ПР}(CaF_2) = [Ca^{2+}] [F^-]^2 = S(2S)^2 = 4S^3.$$

Следовательно, произведение растворимости и растворимость – взаимосвязанные величины, поэтому по известной растворимости вещества можно найти значение произведения растворимости и наоборот.

По степени насыщения различают растворы ненасыщенные, насыщенные и перенасыщенные.

Для ненасыщенного раствора $\text{ПР}(Ba_3(PO_4)_2) > [Ba^{2+}]^3 [PO_4^{3-}]^2$.

Для насыщенного раствора $\text{ПР}(Ba_3(PO_4)_2) = [Ba^{2+}]^3 [PO_4^{3-}]^2$.

Для перенасыщенного раствора $\text{ПР}(Ba_3(PO_4)_2) < [Ba^{2+}]^3 [PO_4^{3-}]^2$.

При проведении реакций в растворе, в результате которых возможно образование осадка, необходимо соблюдать определенные требования к выбору концентраций реагентов.

Условие образования осадка: произведение молярных концентраций ионов, возведенных в степень стехиометрических коэффициентов (ПК), должно быть больше величины произведения растворимости (ПР):



$$\text{ПК}(K_n A_m) = (CK^{m+})^n \cdot (CA^{n-})^m > \text{ПР}(K_n A_m)$$

Если $\text{ПК}(K_n A_m) < \text{ПР}(K_n A_m)$, то осадок не образуется. Следовательно, зная концентрации ионов малорастворимого электролита в растворе, можно ориентировочно оценить, выпадет ли в данном случае осадок.

Порядок выполнения работы:

1 Повторите основные теоретические положения гетерогенного равновесия в системе «раствор-осадок».

2 Запишите общие формулы, применяемые для вычисления произведения растворимости и использования этой величины в расчетах по определению концентраций ионов и возможности образования осадка.

3 Проанализируйте и осмыслите алгоритмы решения типовых задач на определение произведения растворимости, концентраций ионов и возможности образования осадка.

4 Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

Ход работы:

Примеры решения типовых задач

Задача №1.

Растворимость CaCO_3 равна 0,00069 г/л. Вычислите $\text{PR}(\text{CaCO}_3)$.

Алгоритм решения.

1. Молярная масса CaCO_3 : $M(\text{CaCO}_3) = 100$ г/моль.
 2. Рассчитаем молярную растворимость CaCO_3
 $S(\text{CaCO}_3) = L / M(\text{CaCO}_3) = 0,00069 / 100 = 6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л.
 3. Молярная растворимость совпадает с молярной концентрацией соли в растворе:
 $C(\text{CaCO}_3) = S(\text{CaCO}_3) = 6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л.
 4. Найдем равновесные молярные концентрации ионов в растворе:
 $\text{CaCO}_3 \leftrightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$
 $[\text{Ca}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}] = S = 6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л.
Тогда $\text{PR}(\text{CaCO}_3) = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$;
 $\text{PR}(\text{CaCO}_3) = 6,9 \cdot 10^{-5} \cdot 6,9 \cdot 10^{-5} = 48 \cdot 10^{-10}$.
- Ответ: $\text{PR}(\text{CaCO}_3) = 48 \cdot 10^{-10}$.

Задача №2.

Произведение растворимости PbJ_2 при 18°C равно $1,4 \cdot 10^{-8}$. Рассчитайте концентрации ионов Pb^{2+} и J^- и растворимость PbJ_2 в г/л.

Алгоритм решения.

1. $\text{PbJ}_2 \leftrightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{J}^-$
 2. $\text{PR}(\text{PbJ}_2) = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{J}^-]^2$
 3. Обозначим $[\text{Pb}^{2+}] = x$, тогда $[\text{J}^-] = 2x$
 4. Следовательно
 $\text{PR}(\text{PbJ}_2) = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{J}^-]^2$
 $\text{PR}(\text{PbJ}_2) = x(2x)^2 = 4x^3$
 $1,4 \cdot 10^{-8} = 4x^3$
 $x = \sqrt[3]{\frac{1,4 \cdot 10^{-8}}{4}} = 1,5 \cdot 10^{-3}$ моль/л.
 5. Молярная растворимость соли равна $1,5 \cdot 10^{-3}$ моль/л.
 6. Концентрации ионов равны:
 $[\text{Pb}^{2+}] = 1,5 \cdot 10^{-3}$ моль/л
 $[\text{J}^-] = 2 \cdot 1,5 \cdot 10^{-3} = 3,0 \cdot 10^{-3}$ моль/л.
 7. Чтобы от молярной растворимости перейти к растворимости в г/л, необходимо молярную растворимость умножить на молярную массу вещества.
 $L = S \cdot M(\text{PbJ}_2) = 1,5 \cdot 10^{-3} \cdot 461 = 0,692$ г/л.
- Ответ: $[\text{Pb}^{2+}] = 1,5 \cdot 10^{-3}$ моль/л; $[\text{J}^-] = 3,0 \cdot 10^{-3}$ моль/л; $L(\text{PbJ}_2) = 0,692$ г/л.

Задача №3.

Определите, выпадет ли осадок при смешивании равных объемов 0,2 М растворов $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и NaCl .

Алгоритм решения.

1. Молекулярное уравнение реакции:
 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaCl} = \downarrow\text{PbCl}_2 + 2\text{NaNO}_3$.
2. Ионно-молекулярное уравнение: $\text{Pb}^{2+} + 2\text{Cl}^- \leftrightarrow \text{PbCl}_2$
3. Для определения условия образования осадка необходимо рассчитать ПК:
 $\text{ПК}(\text{PbCl}_2) = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2$
4. Для нахождения ПК нужно найти концентрации Pb^{2+} и Cl^- после смешивания растворов заданной концентрации. При смешивании растворов одинаковых объемов концентрации ионов уменьшаются вдвое:
 $[\text{Pb}^{2+}] = 0,1$ моль/л; $[\text{Cl}^-] = 0,1$ моль/л.
5. $\text{ПК}(\text{PbCl}_2) = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = 0,1 \cdot 0,1^2 = 10^{-3}$.
6. Определяем ПР по таблицам: $\text{ПР}(\text{PbCl}_2) = 2,4 \cdot 10^{-4}$.
7. Сравниваем ПК с ПР: $\text{ПК}(\text{PbCl}_2) = 10^{-3} > \text{ПР}(\text{PbCl}_2) = 2,4 \cdot 10^{-4}$, значит осадок PbCl_2 выпадет.

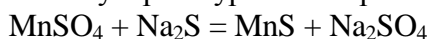
Ответ: осадок PbCl_2 выпадет.

Задача №4.

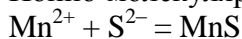
Произведение растворимости сульфида марганца при 25°C равно $5,6 \cdot 10^{-16}$. Выпадет ли осадок при смешивании 5 мл 0,06н MnSO_4 и 4 мл 0,01н Na_2S ?

Решение.

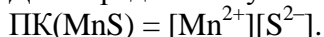
Молекулярное уравнение реакции



Ионно-молекулярное уравнение реакции



Для определения условия образования осадка необходимо рассчитать ПК



Для нахождения ПК нужно найти концентрации Mn^{2+} и S^{2-} после смешивания растворов заданной концентрации. Определяем исходные концентрации ионов до сливания растворов:

Для определения концентрации ионов Mn^{2+} нужно перевести нормальную концентрацию MnSO_4 в молярную.

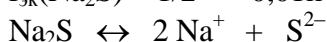
$$f_{\text{эк}}(\text{MnSO}_4) = 1/2 \quad 0,06\text{н } \text{MnSO}_4 = 0,03\text{М } \text{MnSO}_4$$



$$0,03 \text{ моль/л} \quad 0,03 \text{ моль/л}$$

Для определения концентрации ионов S^{2-} нужно перевести нормальную концентрацию Na_2S в молярную.

$$f_{\text{эк}}(\text{Na}_2\text{S}) = 1/2 \quad 0,01\text{н } \text{Na}_2\text{S} = 0,005\text{М } \text{Na}_2\text{S}$$



$$0,005 \text{ моль/л} \quad 0,005 \text{ моль/л}$$

Определяем концентрацию ионов после смешивания растворов.

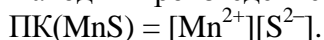
Объем раствора после смешивания 5 мл MnSO_4 и 4 мл Na_2S стал 9 мл.

Концентрация ионов после смешивания растворов

$$[\text{Mn}^{2+}] = \frac{5 \cdot 0,03}{9} = 0,017 \text{ моль/л}$$

$$[\text{S}^{2-}] = \frac{4 \cdot 0,005}{9} = 0,002 \text{ моль/л}$$

Находим произведение концентраций



$$\text{ПК}(\text{MnS}) = 0,017 \cdot 0,002 = 3,4 \cdot 10^{-5}$$

Сравниваем ПК с ПР (приложение, табл.3)

$$3,4 \cdot 10^{-5} > 5,6 \cdot 10^{-16}$$

Следовательно, при сливании 5 мл 0,006н. раствора MnSO_4 и 4 мл 0,01н раствора Na_2S образуется осадок MnS .

Исходные данные и результаты расчета заносим в таблицу.

И оны	Концентрация, моль/л		ПК(MnS) [Mn^{2+}][S^{2-}]
	до сливания раство ров	после сливания растворов	
Mn^{2+} [0,03	$\frac{5 \cdot 0,03}{9} = 0,01$	ПК = $0,017 \cdot 0,002 =$ $3,4 \cdot 10^{-5}$
S^{2-} [0,005	$\frac{4 \cdot 0,005}{9} = 0,0004$	

Ответ: при сливании 5 мл 0,006н. раствора MnSO_4 и 4 мл 0,01н раствора Na_2S осадок MnS образуется.

Форма представления результата: выполненная работа с решением индивидуальных задач по вариантам.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 1.5. Комплексные соединения

Практическое занятие № 8.

Выполнение упражнений по составлению: уравнений электролитической диссоциации комплексного соединения и комплексного иона; выражений константы нестойкости комплексного иона; названий комплексных соединений

Цель работы: научиться составлять названия комплексных соединений и уравнения их диссоциации, составлять выражения константы нестойкости и сравнивать комплексные соединения по устойчивости.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- составлять названия и формулы комплексных соединений, уравнения их диссоциации;
- составлять выражения констант нестойкости, сравнивать комплексные соединения по устойчивости.

Материальное обеспечение:

Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. К. П. Мищенко и А. А. Равделя. – Л. : Химия, 1974. – 200 с.

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, таблица растворимости.

Задание:

Научиться выполнять типовые задания:

- 1 Составление названий и формул комплексных соединений.
- 2 Составление уравнений диссоциации и выражений константы нестойкости комплексных соединений.
- 3 Сравнение комплексных соединения по устойчивости.

Краткие теоретические сведения:

Комплексные соединения – это соединения высшего порядка, содержащие в составе комплексный ион

Теория комплексных соединений (координационная теория) была предложена в 1893 г. А. Вернером.

В состав комплексного (координационного) соединения обычно входит центральный атом, называемый *комплексообразователем*, и ионы или молекулы, непосредственно связанные с комплексообразователем, называемые *лигандами*. Ион-комплексообразователь и лиганды образуют *внутреннюю координационную сферу* комплекса. У комплексных ионов имеется *внешняя координационная сфера*, образованная ионами противоположного знака. При записи формулы координационного соединения внутреннюю координационную сферу заключают в квадратные скобки; атомы внешней сферы находятся за квадратными скобками. Пример: в молекуле хлорида диаминсеребра $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}]$ ион Ag^+ является комплексообразователем, молекулы NH_3 – лигандами, ионы Cl^- образуют внешнюю сферу.

Комплексообразователями чаще всего являются положительно заряженные ионы металлов – Fe^{3+} , Fe^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Cu^{2+} , Ag^+ , Ag^+ , Zn^{2+} , Hg^{2+} , V^{5+} и др. Лигандами могут быть ионы типа CN^- , I^- , F^- , Cl^- , OH^- , CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, молекулы, имеющие неподеленные электронные пары, – H_2O , NH_3 , CO , NO и ряд органических соединений.

Лиганды связаны с центральным атомом-комплексообразователем ковалентной связью, образованной по донорно-акцепторному механизму (координационная связь). Лиганды обычно являются донорами электронных пар, а центральный атом – акцептором. Число лигандов, координированных комплексообразователем, называют координационным числом.

Для большинства комплексообразователей координационные числа равны 2, 4, 6. Заряд комплексного иона равен сумме зарядов ионов, входящих во внутреннюю сферу. Так, для $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ суммарный заряд (-3) равен сумме зарядов Fe^{3+} (+3) и 6CN^- (-6): $+3 + (-6) = -3$. Если лигандом служат электронейтральные молекулы (H_2O , NH_3), заряд комплексного иона равен заряду иона-комплексообразователя.

Номенклатура комплексных соединений

1) В названии комплексного соединения первым указывают отрицательно заряженную часть – анион, затем положительную часть – катион.

2) Название комплексного иона начинают с указания состава внутренней сферы. Во внутренней сфере прежде всего называют лиганды – анионы, прибавляя к их латинскому названию окончание «о». Например: Cl^- – хлоро, CN^- – циано, SCN^- – тиоцианато, NO_3^- – нитрато, SO_3^{2-} – сульфито, OH^- – гидроксо и т. д. При этом пользуются терминами: для координированного аммиака – аммин, для воды – аква, для оксида углерода(II) – карбонил.

3) Число монодентатных лигандов (нейтральные молекулы (H_2O , NH_3 , CO , NO и др.) и заряженными ионы (CN^- , F^- , Cl^- , OH^- , SCN^- , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ и др.)) указывают греческими числительными: 1 – моно (часто не приводится), 2 – ди, 3 – три, 4 – тетра, 5 – пента, 6 – гекса. Для полидентатных лигандов (например, этилендиамин, оксалат) используют бис-, трис-, тетракис- и т. д.

4) Затем называют комплексообразователь, используя корень его латинского названия и окончание -ат, после чего римскими цифрами указывают (в скобках) степень окисления комплексообразователя.

5) После обозначения состава внутренней сферы называют внешнюю сферу.

6) В названии нейтральных комплексных частиц комплексообразователь указывается в именительном падеже, а степень его не указывается, так как она однозначно определяется, исходя из электронейтральности комплекса.

Примеры:

$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — гексацианоферрат(III) калия

$(\text{NH}_4)_2[\text{PtCl}_4(\text{OH})_2]$ — дигидроксотетрахлороплатинат(IV) аммония

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{F}_3]$ — трифторотриаквахром

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}_2$ — хлорид дихлоротетраамминплатины(IV)

Порядок выполнения работы:

1 Повторите основные положения координационной теории строения комплексных соединений.

2 Законспектируйте названия основных лигандов и правила составления названий комплексных соединений.

3 Проанализируйте и осмыслите примеры выполнения типовых заданий по составлению названий и уравнений диссоциации комплексных соединений.

4 Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

Ход работы:

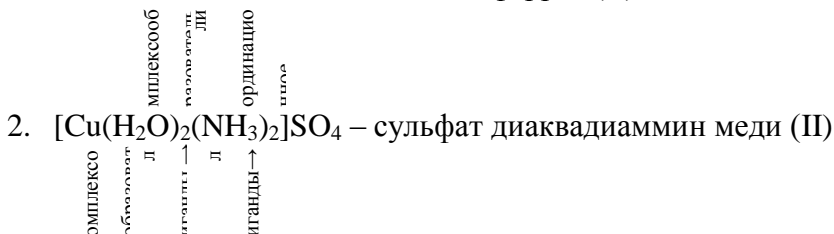
Примеры выполнения типовых заданий

Задание №1.

Укажите: а) комплексообразователь, б) лиганды, в) координационное число, г) степень окисления комплексообразователя, д) заряд комплексного иона, е) название комплексных соединений $K_4[Fe(CN)_6]$, $[Cu(H_2O)_2(NH_3)_2]SO_4$.

Решение.

1. $K_4[Fe^{+2}(CN^-)_6]^{4-}$ – гексацианоферрат (II) калия.



$K_{\text{H}} = 1 \cdot 10^{-21} < K_{\text{H}} = 9 \cdot 10^{-8}$, значит комплексный ион $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ более прочный, чем $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$.

Форма представления результата: оформленная работа с выполненными индивидуальными заданиями по вариантам.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 1.6. Окислительно-восстановительные реакции

Практическое занятие № 9

Определение окислителей и восстановителей. Составление уравнений ОВР

Цель работы: научиться определять свойства соединений по степени окисления элементов, составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций, рассчитывать окислительно-восстановительные потенциалы по уравнению Нернста, определять направления самопроизвольного протекания реакций.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- по степени окисления элементов прогнозировать свойства соединений в реакциях с другими веществами;
- рассчитывать окислительно-восстановительные потенциалы по уравнению Нернста;
- составлять уравнения ОВР и определять направления самопроизвольного их протекания.

Материальное обеспечение:

Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. К. П. Мищенко и А. А. Равделя. – Л.: Химия, 1974. – 200 с. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, таблица растворимости.

Задание:

Научиться выполнять типовые задания по данной теме:

- 1 Определение степени окисления элементов в веществах, прогнозирование их свойств в реакциях с другими веществами.
- 2 Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.
- 3 Расчет окислительно-восстановительных потенциалов по уравнению Нернста.
- 4 Определение направления самопроизвольного протекания реакций.

Краткие теоретические сведения:

Электродные потенциалы

В гетерогенных системах, содержащих заряженные частицы, на границе раздела фаз устанавливается равновесие и возникает разность потенциалов: раствор заряжается

положительно, а пластина отрицательно. Эта разность потенциалов называется электродным потенциалом.

Электродные потенциалы, измеренные по сравнению со стандартным¹, при концентрации ионов в растворе 1 моль/л называются стандартными электродными потенциалами, обозначаются E^0 , и сведены в таблицы. Зависимость электродного потенциала от температуры и концентрации ионов выражается уравнением Нернста:

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln C,$$
 где

E – электродный потенциал, В;

E^0 – стандартный электродный потенциал, В;

R – универсальная газовая постоянная, 8,3 Дж/моль·К;

T – температура, К;

n – численное значение заряда иона;

F – постоянная Фарадея, $9,65 \cdot 10^4$ Кл/моль;

C – концентрация ионов в растворе, моль/л.

Для стандартной температуры 298К (25⁰С)

$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg C$$

Если расположить металлы в порядке возрастания значений их стандартных потенциалов, то получится ряд активности металлов. Каждый металл в этом ряду является более сильным восстановителем, чем последующий.

Окислительно-восстановительные реакции и потенциалы окислительно-восстановительных пар

Окислительно-восстановительные реакции – это реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов, то есть сопровождающиеся переходом электронов от одних атомов к другим.

Восстановитель – частица, отдающая электроны.

Окислитель – частица, принимающая электроны.

Число отданных и принятых электронов равно.

Каждая окислительно-восстановительная реакция состоит из двух полуреакций, для каждой окислительно-восстановительной пары можно измерить потенциал с помощью инертного электрода, например, платинового или стеклянного.

Потенциалы окислительно-восстановительных пар рассчитываются по уравнению Нернста:

$$E_{\text{ок.форма/восст.форма}} = E^0_{\text{ок./восст.}} + \frac{0,059}{n} \lg \frac{C_{\text{ок.ф.}}}{C_{\text{восст.ф.}}}, \text{ где}$$

n – число отданных частицей электронов;

$C_{\text{ок.ф.}}$ – молярная концентрация окисленной формы;

$C_{\text{восст.ф.}}$ – молярная концентрация восстановленной формы.

Направление протекания окислительно-восстановительных реакций

По величине потенциала окислительно-восстановительной пары можно судить об активности окислителя и восстановителя. Чем выше окислительно-восстановительный потенциал пары, тем в большей степени выражены окислительные свойства системы.

Таким образом, зная стандартные электродные потенциалы можно определить направление протекания окислительно-восстановительной реакции по выражению:

$$\text{э.д.с.} = E_{\text{ок-ля}} - E_{\text{в-ля}} > 0$$

Условие самопроизвольного протекания окислительно-восстановительной реакции: если электродвижущая сила окислительно-восстановительного процесса больше нуля, то этот процесс самопроизвольно протекает в прямом направлении.

Порядок выполнения работы:

1 Повторите основные понятия, изученные в теме «Окислительно-восстановительные реакции».

2 Законспектируйте условие самопроизвольного протекания окислительно-восстановительной реакции, уравнение Нернста для определения электродных потенциалов ионов и окислительно-восстановительных пар.

3 Проанализируйте и осмыслите примеры выполнения типовых заданий по прогнозированию свойств соединений, составлению уравнений ОВР и определению направления самопроизвольного их протекания.

4 Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

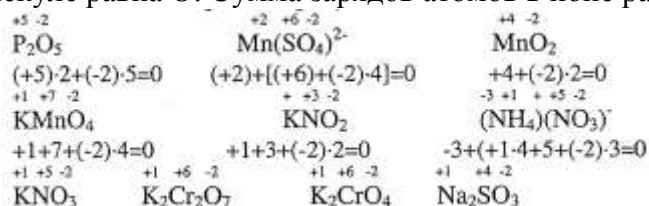
Ход работы:

Задание №1.

Определите степень окисления всех элементов в соединениях: P_2O_5 , MnSO_4 , MnO_2 , KMnO_4 , KNO_2 , NH_4NO_3 , KNO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2CrO_4 , Na_2SO_3 .

Алгоритм решения.

Степень окисления – формальный заряд атома в молекуле. Сумма зарядов всех атомов в молекуле равна 0. Сумма зарядов атомов в ионе равна заряду иона.



Задание №2.

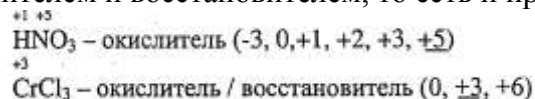
Укажите, какое соединение может быть только окислителем, только восстановителем, или и тем, и другим: KNO_2 , HNO_3 , CrCl_3 , K_2CrO_4 , H_2S , SO_2 , H_2SO_4 , MnSO_4 , MnO_2 , K_2MnO_4 , KMnO_4 .

Алгоритм решения.

Если степень окисления низшая отрицательная, то атом может быть только восстановителем, отдает электроны, принимать их не может.

Если степень окисления высшая положительная, то атом может быть только окислителем, принимает электроны, отдавать ему уже нечего.

Если степень окисления занимает промежуточное значение, то атом может быть окислителем и восстановителем, то есть и принимать, и отдавать электроны.





Задание №3.

Определите потенциал окислительно-восстановительной пары $\text{Sn}^{+4}/\text{Sn}^{+2}$ при температуре 25⁰С и концентрациях $C_{\text{Sn}^{+4}} = 0,1$ моль/л, $C_{\text{Sn}^{+2}} = 0,001$ моль/л.

Алгоритм решения.

$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{ox}]}{[\text{Redox}]}, \text{ где}$$

1. Задача решается с использованием уравнения Нернста:

[ox]- концентрация окисленной формы, в моль/л.

[Redox] - концентрация восстановленной формы, в моль/л.

2. Окисленной формой являются ионы Sn^{+4} , так как олово стоит в четвертой группе, имеет четыре электрона на внешнем слое и ион Sn^{+4} больше отдать электроны не может.

Восстановленной формой является ионы Sn^{+2} .

Следовательно:

$$[\text{ox}] = [\text{Sn}^{+4}] = 0,1 \text{ моль/л}$$

$$[\text{Redox}] = [\text{Sn}^{+2}] = 0,001 \text{ моль/л}$$

3. По таблицам находим стандартный электродный потенциал.

$$E_{\text{Sn}^{+4}/\text{Sn}^{+2}}^0 = 0,15 \text{ В}$$

4. По уравнению Нернста рассчитываем потенциал окислительно-восстановительной пары при 25⁰С (298К) и заданных концентрациях:

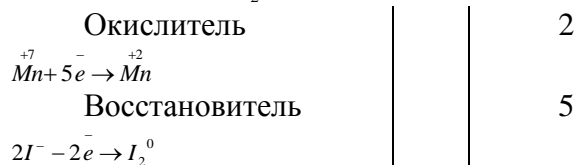
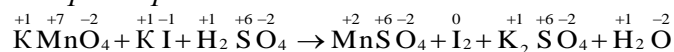
$$E = 0,15 + \frac{0,059}{2} \lg \frac{0,1}{0,001} = 0,15 + 0,0295 \lg 10^{+2} = 0,15 + 0,0295(+2) = 0,15 + 0,059 = 0,209 \text{ В}$$

Ответ $E_{\text{Sn}^{+4}/\text{Sn}^{+2}}^0 = 0,209 \text{ В}$

Задание №4.

Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей между перманганатом калия и иодидом калия в кислой среде и определить возможность ее протекания в стандартных условиях.

Алгоритм решения.



По таблице находим стандартные потенциалы окислительно-восстановительных пар:

$$E_{\text{Mn}^{+7}/\text{Mn}^{+2}}^0 = 1,51 \text{ В}; E_{\text{I}_2/2\text{I}}^0 = 0,54 \text{ В}$$

$$\text{э.д.с.} = E_{\text{ок-ля}}^0 - E_{\text{в-ля}}^0 = E_{\text{Mn}^{+7}/\text{Mn}^{+2}}^0 - E_{\text{I}_2/2\text{I}}^0 = 1,51 - 0,54 = 0,96 > 0$$

Ответ: окислительно-восстановительная реакция протекает самопроизвольно в прямом направлении.

Форма представления результата: оформленная работа с выполненными индивидуальными заданиями по вариантам (задачи и упражнения по названной тематике).

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 1.6. Окислительно-восстановительные реакции

Практическое занятие № 10. Определение направления протекания реакций

Цель работы: научиться определять направление протекания реакций

Выполнив эту работу, Вы будете:

уметь:

- проводить расчеты, определяющие протекание реакций

Материальное обеспечение:

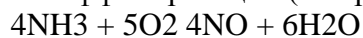
Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. К. П. Мищенко и А. А. Равделя. – Л.: Химия, 1974. – 200 с.

Задание:

1. Расчет окислительно-восстановительных потенциалов по уравнению Нернста.
2. Определение направления самопроизвольного протекания реакций.

Ход работы:

Пример 1. Вычислить тепловой эффект реакции (ΔH° р-ции) при стандартных условиях:



Решение:

а) В таблице находим значения стандартных энтальпий образования: ΔH° обр (NH_3) = -46 кДж/моль; ΔH° обр(NO) = 91 кДж/моль; ΔH° обр(H_2O) = -286 кДж/моль. Стандартные энтальпии образования простых веществ равны 0.

б) Согласно первому следствию из закона Гесса тепловой эффект химической реакции равен сумме энтальпий образования продуктов реакции за вычетом суммы энтальпий образования исходных реагентов с учетом стехиометрических коэффициентов реакции $10 \Delta H^\circ$ р-ции = $[4\Delta H^\circ$ обр(NO) + $6\Delta H^\circ$ обр(H_2O)] - $[4\Delta H^\circ$ обр(NH_3) + $5\Delta H^\circ$ обр(O_2)] = $[4 \cdot 91 + 6(-286)] - [4(-46) + 5 \cdot 0] = -1168$ кДж.

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

$C_6H_{12}O_6(p-p) \rightarrow 2C_3H_6O_3(p-p)$ молочная кислота ΔG^0 обр -917 -539 кДж/моль (табличные данные)

Решение:

Изменение свободной энергии в ходе реакции определяется как разность свободных энергий образования продуктов реакции за вычетом свободных энергий образования исходных реагентов с учетом стехиометрических коэффициентов ΔG^0 р-ции = $2\Delta G^0$ обр($C_3H_6O_3$) - ΔG^0 обр($C_6H_{12}O_6$) = $2(-539) - (-917) = -161$ кДж Реакция может протекать самопроизвольно.

Пример 3.

При взаимодействии 3 г углерода с кислородом с образованием CO_2 выделилось 98 кДж энергии. Рассчитайте энтальпию образования CO_2 . Решение: Энтальпия образования CO_2 соответствует реакции $C(r) + O_2(r) = CO_2(r)$ Отсюда: 3 г С – 98 кДж 12 г С – x кДж, (1 моль) x = 392 кДж. Следовательно ΔH^0 обр (CO_2) = -392 кДж/моль

Пример 4. Энергетические затраты коровы на образование 1 л молока составляют 3000 кДж. Какое количество глюкозы будет затрачено на образование 20 л молока, если допустить, что процесс молокообразования энергетически обеспечивается только за счет окисления глюкозы по уравнению: $C_6H_{12}O_6(k) + 6O_2(r) \rightarrow 6CO_2(r) + 6H_2O(j)$ 5. Исходя из стандартных значений энтальпий сгорания веществ, рассчитайте стандартную энтальпию образования пропанола-1. 11 6. Какой путь разложения глюкозы термодинамически наиболее вероятен? Какой реализуется в организме? Почему? а) $C_6H_{12}O_6(k) + 6O_2(r) \rightarrow 6CO_2(r) + 6H_2O(j)$ б) $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_5OH(j) + 2CO_2(r)$ 7. Может ли оксид азота (I), используемый в медицине и ветеринарии в качестве наркотического средства, вызывать отравление в результате превращения в токсичный оксид азота (II). $2N_2O(r) + O_2(r) = 4NO(r)$ 8. Пользуясь справочными данными, рассчитать изменения энтальпии, энтропии и свободной энергии в процессе аэробного окисления глюкозы в организме животных. Реакция идет в соответствии с уравнением: $C_6H_{12}O_6(p) + 6O_2(p) \rightarrow 6CO_2(p) + 6H_2O(j)$ 9. Какое количество теплоты поглотится при растворении в воде 25 г бромида калия, если ΔH^0 раств.(KBr) = 17 кДж/моль.

Форма представления результата: оформленная работа с выполненными индивидуальными заданиями по вариантам (задачи и упражнения по названной тематике).

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 2.1. Теоретические основы органической химии

Практическое занятие № 11

Составление структурных формул изомеров

Цель работы: научиться составлять изомеры органических веществ

Выполнив эту работу, Вы будете:

уметь:

- составлять формулы органических веществ (углеводородов);
- называть по систематической номенклатуре предельные углеводороды и их производные;
- пространственно представлять структуру молекул предельных углеводородов нормального и изоостроения.

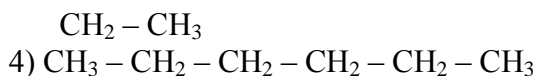
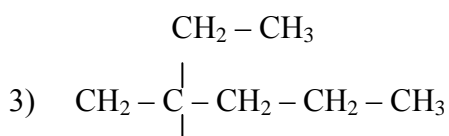
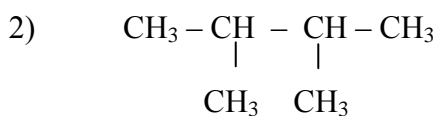
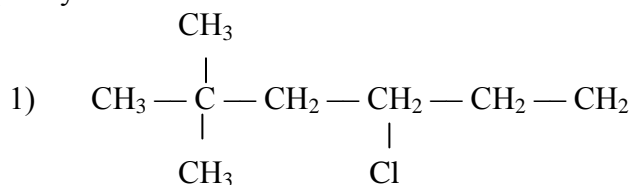
Оборудование и материалы: набор для построения шаростержневых моделей молекул, транспортёр.

Порядок выполнения работы:

- 1) постройте шаростержневые модели молекул метана, этана, бутана, изобутана, пентана и изопентанов;
- 2) напишите структурные формулы и формулы состава этих веществ;
- 3) назовите все вещества по систематической номенклатуре;
- 4) изобразите модели молекул этих веществ пространственно на бумаге;
- 5) измерив транспортиром углы между направлениями связей, убедитесь, что все они равны $109^{\circ}28'$;
- 6) выполните индивидуальное задание.

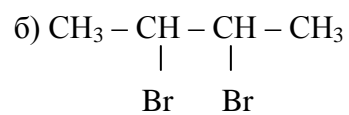
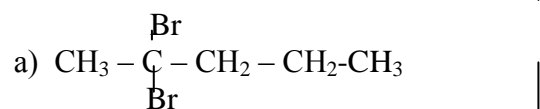
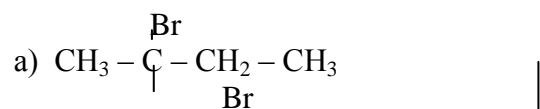
Пример индивидуального задания

1. Назовите вещества по систематической номенклатуре, по указанному выше алгоритму.



2. Составьте сокращенные структурные формулы веществ по указанному выше алгоритму: 2, 2 – диметил-3-хлор-бутан; 4 – этил-октан.

3. Укажите изомеры дибромбутана.



Форма представления результата: оформленная работа с выполненными индивидуальными заданиями по вариантам (задачи и упражнения по названной тематике).

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 2.2. Углеводороды

Практическое занятие № 12.

Составление и название структурных формул алканов, алкенов, алкинов.
Решение задач на нахождение истинной формулы углеводородов

Цель работы: научиться составлять структурные формулы изомеров для веществ алканов, алкенов, алкинов. Находить истинную формулу углеводородов.

Выполнив эту работу, Вы будете:

уметь:

- составлять формулы непредельных углеводородов;
- называть непредельные углеводороды по систематической номенклатуре;
- определять молекулярную формулу углеводорода по его плотности и массовой доле элементов.

Задания

1. Напишите структурные формулы:

I – алкенов: а) 2-метилбутена-2; б) 2-метилпропена-1; в) 2,3-диметилгексена-3;

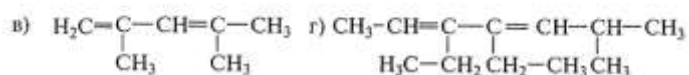
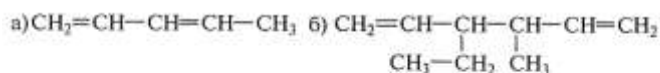
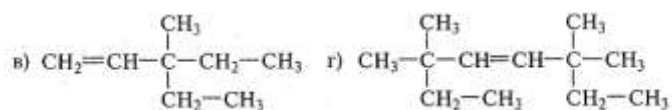
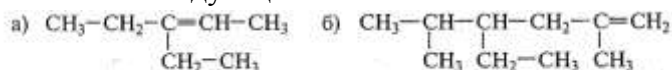
г) 2,5,5-триметилгексена-2; д) 2,2,6-триметил-4-этилгептена-3;

II – алкадиенов: а) 2-метилпентадиена-1,3; б) 2-метилгексадиена-1,5;
в) 2,4-диметилпентадиена-2,4; г) 2,5,6-триметилоктадиена-1,3;
д) 2,4-диметилгептадиена-1,5;

III – алкинов: а) 3-метилпентина-1; б) 4,4-диметилпентина-2; в) 3-метил-4-этилоктина-1;

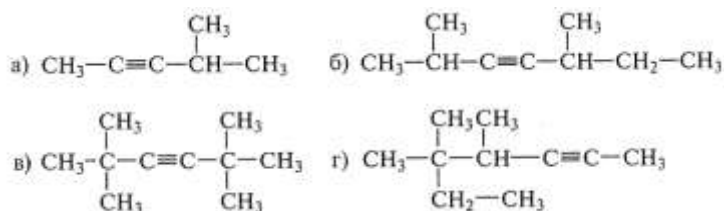
г) 4-этилгексина-2; д) 2,2,5-триметилгексина-3;

2. Назовите следующие алкены:



3. Назовите следующие диеновые углеводороды:

4. Назовите следующие алкины:



5. Какие алкены могут быть получены при дегидрировании: а) изо-бутана; б) 2-метилбутана; в) 2-метилпентана; г) пропана? Напишите сокращенные структурные формулы.

6. Какие углеводороды и в каком количестве получаются при дегидратации 10 кг: а) этилового спирта $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$; б) пропилового спирта $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$?

7. Сколько граммов брома могут присоединить: а) бутен-2 массой 2,8 г; б) пентен-2 массой 3,5 г; в) гексен-2 массой 4,2 г?

8. Какой объем водорода необходим для гидрирования смеси газов массой 12,4 г, содержащих этилен (массовая доля 22,58%), пропен (32,26%) и бутен-2 (45,16%)? Напишите соответствующие уравнения реакций.

9. Сколько граммов галогенопроизводного образуется в результате взаимодействия пропилена объемом 1,12 л с хлороводородом? Выразите реакцию в структурных формулах, учитывая правило Марковникова.

10. Сколько граммов уксусного альдегида можно получить из ацетилена объемом 50 л по реакции Кучерова, учитывая, что выход альдегида составляет 90 % от теоретического?

11. Какой объем ацетилена необходимо затратить для получения бензола массой 40 кг?

12. Сколько граммов брома может присоединиться к этилену объемом 1,12 л при нормальных условиях (н.у.)?

13. Сколько литров этана при н.у. получится при взаимодействии ацетилена массой 39 г с водородом объемом 50 л?

14. Сколько литров кислорода (н.у.) потребуется для полного сгорания: а) ацетилена массой 6,5 г; б) 1 моль пропилена?

15. При сжигании газа объемом 4,48 л образовался оксид углерода (IV) массой 13,44 г и вода массой 10,8 г. Масса одного литра этого газа при н.у. равна 1,875 г. Определите истинную формулу газа.

– определять молекулярную формулу углеводорода по его плотности и массовой доле элементов.

Алгоритм решения типовой задачи

Задача. При сжигании газообразного углеводорода объемом 2,24 л получено оксида углерода (IV) массой 13,2 г и воды массой 7,2 г. Плотность газа по воздуху составляет 1,52 (н.у.). Определите молекулярную формулу газа.

Решение.

$$D_{\text{возд}}(\text{в-ва}) = M(\text{в-ва})/M(\text{возд}) = M(\text{в-ва})/29.$$

1. Молярная масса газа равна: $M(\text{в-ва}) = M(\text{возд}) \cdot D_{\text{возд}}(\text{в-ва})$.

$$M(\text{возд.}) = 29 \text{ г/моль}; \quad D_{\text{возд}}(\text{газа}) = 1,52;$$

$$M(\text{газа}) = 29 \text{ г/моль} \cdot 1,52 = 44 \text{ г/моль}.$$

2. Масса углерода и водорода в 2,24 л углеводорода составляет:

$$12 \text{ г углерода образует } 44 \text{ г } \text{CO}_2$$

$$x \text{ » углерода } \quad \text{»} \quad 13,2 \text{ » } \text{CO}_2$$

$$2 \text{ г водорода образует } 18 \text{ г } \text{H}_2\text{O}$$

$$y \text{ » водорода } \quad \text{»} \quad 7,2 \text{ » } \text{H}_2\text{O}$$

$$x = \frac{13,2\text{г} \cdot 12\text{г}}{44\text{г}} = 3,6\text{г } \text{C}.$$

$$y = \frac{7,2\text{г} \cdot 2\text{г}}{18\text{г}} = 0,8\text{г } \text{H}.$$

3. Масса углерода и водорода в сожженном газе составляет $3,6\text{г} + 0,8\text{г} = 4,4\text{г}$

4. Рассчитаем массу $2,24$ л углеводорода:

44 г углеводорода занимают объем $22,4$ л

z » углеводорода » » $2,24$ »

$$z = \frac{2,24\text{л} \cdot 44\text{г}}{22,4\text{л}} = 4,4\text{г}.$$

5. Значит, газ состоит только из углерода и водорода. Следовательно,

$$C : H = \frac{3,6}{12} : \frac{0,8}{1} = 0,3 : 0,8 = 1 : 2,66,$$

откуда простейшая формула $\text{CH}_{2,66}$ ($M_r = 14,66$). Отношение массы истинного соединения к массе простейшего составляет $44/14,66 = 3$. Следовательно, простейшую

формулу надо увеличить в 3 раза,

$$C : H = \frac{3,6}{12} : \frac{0,8}{1} = 0,3 : 0,8 = 1 : 2,66 = 3 : 7,98 = 3 : 8,$$

отсюда истинная формула газа C_3H_8 .

Примечание: если в условии задачи дана относительная плотность вещества по водороду, тогда применяются формулы:

$$D_{\text{H}_2}(\text{в-ва}) = M(\text{в-ва})/M(\text{H}_2) = M(\text{в-ва})/2.$$

$$M(\text{в-ва}) = M(\text{H}_2) \cdot D_{\text{H}_2}(\text{в-ва}) = 2 \cdot D_{\text{H}_2}(\text{в-ва}).$$

Пользуясь алгоритмом решения типовой задачи, выполните задания.

Задания

1. Выведите молекулярную формулу вещества, содержащего углерод (массовая доля $85,7\%$) и водород ($14,3\%$). Плотность паров по водороду равна 21 .

2. Выведите молекулярную формулу вещества, содержащего углерод (массовая доля $81,8\%$) и водород ($18,2\%$).

3. Определите молекулярную формулу вещества, содержащего углерод (массовая доля $83,72\%$) и водород ($16,28\%$), если молекулярная масса вещества равна 86 .

4. Вычислите плотность этана по воздуху и водороду.

5. Определите молекулярную формулу газообразного вещества, если его плотность по воздуху равна двум, а массовая доля углерода $82,76\%$ и водорода $17,24\%$.

6. При сжигании газообразного углеводорода образовался оксид углерода (IV) массой $3,3$ г и вода массой $2,02$ г. Плотность его по воздуху составляет $1,04$. Напишите структурную формулу углеводорода.

Форма представления результата: оформленная работа с выполненными индивидуальными заданиями по вариантам (задачи и упражнения по названной тематике).

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 2.3. Кислородосодержащие органические вещества

Практическое занятие № 13.

Составление и название структурных формул кислородсодержащих органических веществ. Решение задач на нахождение истинной формулы

Цель работы: научиться составлять структурные формулы изомеров для веществ спиртов, альдегидов, карбоновых кислот. Находить истинную формулу углеводов.

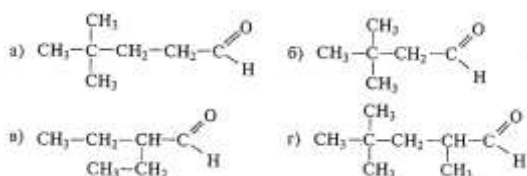
Выполнив эту работу, Вы будете:

уметь:

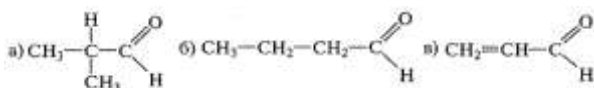
- составлять формулы альдегидов и карбоновых кислот;
- называть альдегиды и карбоновые кислоты по систематической номенклатуре;
- решать расчетные задачи по уравнениям реакций превращения альдегидов и карбоновых кислот.

Задания

1. Напишите структурные формулы следующих соединений: а) 2,2-диметилбутаналь; б) 2,2,3-триметилпентаналь; в) 2,4-диметилпентаналь; г) 3-метилбутаналь.
2. Назовите по международной номенклатуре следующие соединения:



3. Напишите сокращенные линейные структурные формулы альдегидов, образующихся при окислении спиртов: а) пропилового; б) бутилового; г) амилового.
4. Напишите уравнения реакций взаимодействия с водородом в присутствии никелевого катализатора: а) этаналь; б) формальдегида; в) масляного альдегида.
5. Напишите уравнения реакций каталитического окисления кислородом воздуха при высокой температуре следующих спиртов: а) пропанола-1; б) метанола; в) этанола.
6. Напишите уравнения реакций получения следующих альдегидов окислением

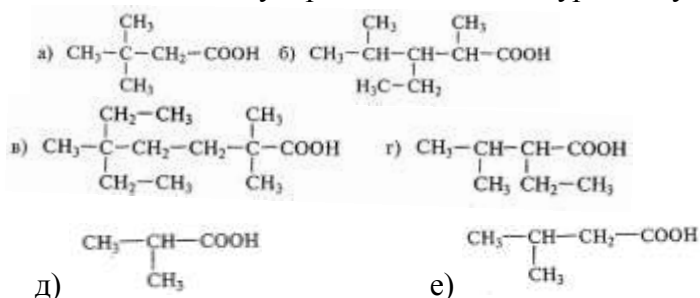


соответствующих спиртов:

7. Какой объем водорода необходимо затратить на превращение этаналь массой 11 кг в этанол?
8. При окислении альдегида массой 8,6 г аммиачным раствором оксида серебра выделялось серебро массой 21,6 г. Вычислите молекулярную массу альдегида. Напишите структурные формулы возможных изомеров и назовите их по женеvской номенклатуре.
9. В двух пробирках находятся уксусный альдегид и этиленгликоль. Как при помощи гидроксида меди (II) определить, где какое вещество? Напишите уравнения соответствующих реакций.
10. Напишите уравнения реакций взаимодействия с гидроксидом меди (II): а) уксусного альдегида; б) пропаналь; в) бутаналь; г) 2-метилбутаналь; д) 3-метилпентаналь.

11. При окислении технического препарата уксусного альдегида массой 0,5 г аммиачным раствором оксида серебра (I) образовался металл массой 2,16 г. Определите массовую долю ацетальдегида в техническом препарате.

12. Назовите по международной номенклатуре следующие карбоновые кислоты:



13. Напишите структурные формулы изомеров валериановой кислоты и назовите их по международной (систематической) номенклатуре.

14. Напишите структурные формулы следующих карбоновых кислот:

а) 2-метилбутановой; б) 2,2-диметилпропановой; в) 2,4,4-триметилгексановой;
г) 2,2,4,4-тетраметил-3,5-диэтилгептановой.

15. Какое соединение получится при восстановлении водородом этановой кислоты?

16. Какое соединение получится при восстановлении водородом олеиновой кислоты $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$?

17. Какая предельная одноосновная кислота получится при окислении: а) этанола; б) метанола; в) пропионового альдегида?

18. Сколько граммов кислоты и спирта надо взять для получения муравьино-этилового эфира массой 37 г?

19. Какой объем водорода при нормальных условиях выделится при действии на уксусную кислоту магния массой 8 г?

20. Сколько граммов муравьиной кислоты окислилось аммиачным раствором оксида серебра, если в результате реакции получено серебро количеством вещества 0,1 моль? Какой объем оксида углерода (IV) при этом выделился?

Форма представления результата: оформленная работа с выполненными индивидуальными заданиями по вариантам (задачи и упражнения по названной тематике).

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 3.2. Химическая термодинамика

Практическое занятие № 14

Решение задач по теме: «Термодинамические расчеты»

Цель работы: научиться рассчитывать тепловые эффекты реакций и теплоты образования веществ, определять направление самопроизвольного течения химических реакций.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- проводить простейшие термодинамические расчеты;
- определять направление самопроизвольного течения химических реакций.

Материальное обеспечение:

Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. К.П. Мищенко и А. А. Равделя. – Л. : Химия, 1974. – 200 с.

Задание:

Научиться решать типовые задачи:

- 1 Применение следствия из закона Гесса.
- 2 Определение возможности самопроизвольного протекания физико-химического процесса.

Краткие теоретические сведения:

1 Закон термодинамики

Теплота, подводимая или отводимая от системы равна изменению внутренней энергии плюс совершенная системой работа.

В реальных условиях при $t^0 = \text{const}$ и $p = \text{const}$ работа $A = p \cdot \Delta V$, а $Q = \Delta U + p \cdot \Delta V$.

Принято величину $U + pV = H$ – называть энтальпией системы. Следовательно, изменение энтальпии системы или химической реакции равно тепловому эффекту этой реакции: $Q = \Delta H_{\text{х.р.}} = H_2 - H_1$. Единицей измерения энтальпии в системе СИ является Дж (джоуль) или кДж (килоджоуль).

Закон Гесса и следствие из него

Для проведения термохимических расчетов пользуются термохимическими уравнениями, в которых приведено значение энтальпии реакции и указаны агрегатные состояния реагентов и продуктов.

Например: $\text{CO}_2(\text{газ}) + \text{C}(\text{тв}) \leftrightarrow 2\text{CO}(\text{газ}); \Delta H_{\text{х.р.}} = + 173 \text{ кДж}$

Энтальпия реакции образования многоэлементного соединения из простых веществ, отнесенная к 1 молю продукта реакции, называется энтальпией образования вещества.

Энтальпия образования простых веществ принята равной нулю.

Расчеты тепловых эффектов реакций основаны на *законах термохимии:*

Закон Лавуазье-Лапласа: энтальпия разложения соединения на простые вещества равна, но противоположна по знаку энтальпии образования этого соединения из тех же простых веществ.

Закон Гесса: сумма энтальпий двух или более промежуточных реакций при переходе из исходного состояния к конечному равна энтальпии реакции, которая непосредственно ведет от исходного к конечному состоянию.

Следствие из закона Гесса: Энтальпия реакции представляет собой разность между суммой энтальпий образования продуктов реакции и суммой энтальпий образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов и агрегатного состояния.

$$\Delta H_{\text{х.р.}}^0 = \sum n \cdot \Delta H_{\text{прод.}}^0 - \sum n \cdot \Delta H_{\text{исх.}}^0$$

Второй закон термодинамики. Энтропия. Энергия Гиббса
Условие самопроизвольного течения процессов

В химических системах самопроизвольно протекают те процессы, в ходе которых возрастает число частиц или число возможных состояний атомов.

Количественно вероятность осуществления данного макросостояния системы выражается величиной, пропорциональной логарифму вероятных микросостояний и называется энтропией S .

$S = K \cdot \lg W$, где W – число вероятных состояний.

Другими словами энтропия характеризует меру разупорядоченности системы. Энтропия тем меньше, чем более упорядочены частицы вещества, то есть наименьшую энтропию имеют идеально правильно построенные кристаллы при абсолютном нуле.

При переходе системы из состояния «1» в состояние «2» изменение энтропии равно:

$$S_2 - S_1 = \Delta S = \frac{Q}{T},$$

то есть изменение энтропии зависит от температуры и имеет размерность Дж/К

Для количественного выражения направления протекания процесса Гиббсом введена величина изобарно-изотермического потенциала (или «энергия Гиббса») $G = H - T \cdot S$ или при переходе из состояния «1» в состояние «2» изменение Энергии Гиббса равно: $\Delta G = G_2 - G_1 = \Delta H - T \cdot \Delta S - \Pi$ Закон термодинамики.

Иначе: Энтропия никогда самопроизвольно не уменьшается, при самопроизвольном течении реальных процессов она либо возрастает, либо остается неизменной $\Delta S \geq 0$.

Для удобства принято пользоваться стандартными термодинамическими величинами, то есть величинами, характеризующими вещество в стандартном состоянии:

$P = 1 \text{ атм} = 10^5 \text{ Па}$; $T = 298 \text{ К}$ (25°C).

ΔH^0 – стандартная энтальпия образования вещества;

S^0 – стандартная энтропия вещества;

ΔG^0 – стандартная энергия Гиббса.

Эти величины для многих веществ сведены в таблицы и приводятся в справочниках физико-химических величин (см. приложение).

Для химической реакции можно записать:

$$\Delta H_{\text{х.р.}}^0 = \sum n \cdot \Delta H_{\text{прод.}}^0 - \sum n \cdot \Delta H_{\text{исх.}}^0$$

$$\Delta S_{\text{х.р.}}^0 = \sum n \cdot S_{\text{прод.}}^0 - \sum n \cdot S_{\text{исх.}}^0$$

$$\Delta G_{\text{х.р.}}^0 = \sum n \cdot \Delta G_{\text{прод.}}^0 - \sum n \cdot \Delta G_{\text{исх.}}^0$$

Порядок выполнения работы:

1 Повторите основные понятия, изученные в теме «Химическая термодинамика», законы термодинамики и термодинамики.

2 Законспектируйте условие самопроизвольного течения физико-химических процессов, основные формулы (математические выражения законов термодинамики, следствия из закона Гесса).

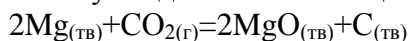
3 Проанализируйте и осмыслите алгоритмы решения типовых задач на применение следствия из закона Гесса и определение направления самопроизвольного протекания физико-химических процессов.

4 Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

Ход работы:

Задача №1.

Пользуясь данными таблицы приложения в конце методички, вычислить ΔH^0 реакции:



Алгоритм решения.

По данным таблицы приложения стандартные энтальпии образования углекислого газа и оксида магния равны.

$$\Delta H^0_{\text{CO}_2} = -393,5 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H^0_{\text{MgO}} = -601,8 \text{ кДж/моль}$$

Стандартные энтальпии образования простых веществ равны нулю, т.е. $\Delta H^0_{\text{Mg}} = \Delta H^0_{\text{C}} = 0$.

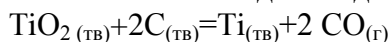
Стандартная энтальпия реакции равна:

$$\Delta H^0_{\text{х.р.}} = 2 \cdot \Delta H^0_{\text{MgO}} - \Delta H^0_{\text{CO}_2} = 2 \cdot (-601,8) - (-393,5) = -810,1 \text{ кДж.}$$

$$\text{Ответ: } \Delta H^0_{\text{х.р.}} = -810,1 \text{ кДж.}$$

Задача №2.

Пользуясь справочными данными, установите, возможно ли при температурах 298 К и 2500 К восстановление диоксида титана до свободного металла по схеме:



Зависимостью ΔH^0 и ΔS^0 от температуры пренебречь.

Алгоритм решения.

По таблице приложения находим:

$$\Delta G^0_{\text{TiO}_2} = -888,6 \text{ кДж/моль} \quad S^0_{\text{TiO}_2} = 50,3 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta G^0_{\text{CO}} = -137,1 \text{ кДж/моль} \quad S^0_{\text{C}} = 5,7 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H^0_{\text{TiO}_2} = -943,0 \text{ кДж/моль} \quad S^0_{\text{Ti}} = -30,6 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H^0_{\text{CO}} = -110,5 \text{ кДж/моль} \quad S^0_{\text{CO}} = 197,5 \text{ кДж/моль}$$

Стандартные энтальпии образования и энергии Гиббса простых веществ равны нулю, т.е. $\Delta H^0_{\text{C}} = \Delta H^0_{\text{Ti}} = 0$.

По закону Гесса для рассматриваемой реакции:

$$\Delta G^0_{\text{х.р.}} = 2\Delta G^0_{\text{CO}} - \Delta G^0_{\text{TiO}_2} = 2 \cdot (-137,1) - (-888,6) = 614,4 \text{ кДж.}$$

Поскольку $\Delta G^0 > 0$, восстановление TiO_2 при 298 К графитом невозможно.

$$\text{Для расчета } \Delta G^{2500}_{\text{х.р.}} = \Delta H^0_{\text{х.р.}} - T \cdot \Delta S^0_{\text{х.р.}} = \Delta H^0_{\text{х.р.}} - 2500 \cdot \Delta S^0_{\text{х.р.}}$$

Находим:

$$\Delta H^0_{\text{х.р.}} = 2 \cdot \Delta H^0_{\text{CO}} - \Delta H^0_{\text{TiO}_2} = 2 \cdot (-110,5) - (-943,0) = 722,0 \text{ кДж.}$$

Аналогично вычисляем:

$$\Delta S^0_{\text{х.р.}} = (S^0_{\text{Ti}} + 2 \cdot S^0_{\text{CO}}) - (S^0_{\text{TiO}_2} + 2 \cdot S^0_{\text{C}}) = (30,6 + 2 \cdot 197,5) - (50,3 + 2 \cdot 5,7) = 363,9 \text{ Дж/К.}$$

Изменение энергии Гиббса реакции при температуре 2500 К равно:

$$\Delta G^{2500} = \Delta H^0_{\text{х.р.}} - 2500 \cdot \Delta S^0_{\text{х.р.}} \cdot 10^{-3} = 722,0 - 2500 \cdot 363,9 \cdot 10^{-3} = -187,75 \text{ кДж}$$

$\Delta G^{2500} = -187,75 \text{ кДж} < 0$, следовательно при $T = 2500 \text{ К}$ восстановление TiO_2 графитом возможно.

Ответ: $\Delta G_{x.p.}^0 = 614,4 \text{ кДж} > 0$, восстановление TiO_2 при 298 К графитом невозможно.
 $\Delta G^{2500} = -187,75 \text{ кДж} < 0$, следовательно при $T=2500 \text{ К}$ восстановление TiO_2 графитом возможно.

Форма представления результата: оформленная работа с выполненными индивидуальными заданиями по вариантам.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 3.3. Химическая кинетика

Практическое занятие № 15.

Решение задач на законы: энтропии, Гиббса

Цель работы: научиться выполнять расчеты на закон Гиббса, энтропии, на основе расчетов делать выводы об изменении направления протекания реакций.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

– проводить кинетические расчеты;

– применять закон Гиббса для определения условий направления химической реакции

Материальное обеспечение:

Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. К.П. Мищенко и А. А. Равделя. – Л. : Химия, 1974. – 200 с.

Задание:

- 1 Применение закона Гиббса.
- 2 Определение направления протекания химической реакции.

Краткие теоретические сведения:

Термодинамика — наука об энергии, о принимаемых ею формах и о правилах, описывающих их соотношения и превращения. **Химическая термодинамика** – раздел термодинамики, в котором описывается влияние состава и строения веществ, а также условий среды на их термодинамические свойства, т.е. изучает химические явления с позиции термодинамики. В **основе термодинамики** лежат несколько основных законов, известных как Первый -, Второй – и Третий– законы (начала) термодинамики. Далее, кратко рассмотрим каждый из этих законов.

Ежедневно мы сталкиваемся с различными видами энергии, но ее нельзя ни увидеть, ни потрогать, она неосвязаема. **Энергия** – это способность к выполнению работы или переносу тепла. Она существует во множестве форм: тепловая, световая, химическая, механическая, которая включает кинетическую – энергию движения и потенциальную – энергию, запасенную телом (зависит от его положения или состава), электрическая. **Первый закон**

термодинамики утверждает, что **превращения различных видов энергии друг в друга и переход одного вида энергии в другой происходит в строго эквивалентных количествах.** Рассмотрим реакцию:



В этой реакции атомы магния и кислорода можно рассматривать как *систему*.

Система – это любая исследуемая часть, находящаяся во взаимодействии и ограниченная от окружающей среды настоящей или воображаемой границей.

Т.к. **энергия** не исчезает и не возникает вновь, то энергия, теряемая системой должна поступать в окружающую среду, либо система получает энергию из окружающей среды. Причем, взаимные превращения различных видов энергии и переход одного вида энергии в другой должны происходить в строго эквивалентных количествах.

При осуществлении химических и физических превращений, происходит выделение теплоты — **экзотермический процесс** или поглощение теплоты — **эндотермический процесс**.

Суммарная потенциальная энергия взаимодействия всех частиц тела между собой и кинетическая энергия их движения составляют **внутреннюю энергию системы U**. Она складывается из поступательных и вращательных моментов молекулы, энергии колебательного движения атомов внутри молекул и групп атомов, энергии движения **электронов** в атомах и энергии, обладаемой ядрами атомов. Это весь запас энергии системы, кроме кинетической энергии системы в целом и ее потенциальной энергии положения.

При подводе теплоты **Q** к *системе*, по закону сохранения энергии, она должна расходоваться на увеличение внутренней энергии системы ΔU и на совершение работы **A**:

$$Q = \Delta U + A$$

При химических реакциях работа равна произведению давления **p** на изменение объема системы ΔV :

$$A = p\Delta V$$

Для **изобарного процесса** тепловой эффект реакции Q_p равен:

$$Q_p = \Delta U + p\Delta V \text{ или } Q_p = (U_2 - U_1) + p(V_2 - V_1);$$

$$Q_p = (U_2 - pV_2) + p(U_1 - pV_1);$$

$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H$$

Здесь ΔH – тепловой эффект реакции или изменение энтальпии реакции.

Энтальпия не зависит от того пути, при котором произошел переход из одного состояния в другое, а зависит только от исходного и конечного состояния системы. Измеряется в Дж/моль или кДж/моль вещества.

При протекании **химической реакции** энтальпии продуктов отличаются от энтальпий реагентов, поэтому при переходе от реагентов к продуктам происходит изменение энтальпии системы.

Таким образом, при **изохорическом процессе** тепловой эффект реакции равен изменению внутренней энергии системы, а при **изобарном процессе** – изменению энтальпии:

$$Q_p = \Delta H = \sum H_{\text{кон}} - \sum H_{\text{исх}}$$

Т.е. Q_p равен сумме конечных продуктов за вычетом суммы энтальпий исходных веществ.

Если взаимодействующие вещества и получаемые в результате реакции продукты имеют твердую или жидкую структуру, то объем меняется незначительно и его можно не учитывать.

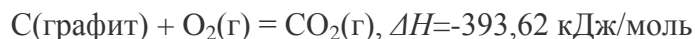
Вследствие этого,

$$\Delta H = \Delta U.$$

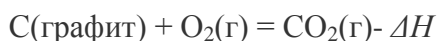
При **отрицательном изменении энтальпии** переход от реагентов к продуктам реакции сопровождается изменением энтальпии и выделением теплоты.

При **положительном изменении энтальпии** система поглощает теплоту – процесс эндотермический.

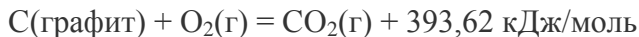
Составляя **термохимические уравнения**, необходимо указывать не только тепловой эффект реакции, но и то агрегатное состояние, в котором находятся участвующие в реакции вещества, например:



Или



При подставлении численного значения:



Термохимические вычисления будут верными в том случае, если все входящие в уравнение тепловые эффекты, соотнесены к идентичным условиям. Обычно принимают такие условия: 1 моль соединения, $T=298,15 \text{ К}$, $101,3 \text{ кПа}$, при которых тепловые эффекты называют стандартными (ΔH^0_{298}).

Частным случаем теплового эффекта является такая термодинамическая характеристика вещества как его **стандартная теплота образования** — ΔH^0_{298} , которая зависит от агрегатного состояния вещества и от его аллотропического видоизменения. При этом, теплоту образования устойчивых в стандартных условиях веществ принимают равной нулю.

Важным следствием из **1 закона термодинамики** является не менее важный **закон Гесса: Тепловой эффект реакции не зависит от промежуточных стадий (от пути процесса), а зависит только от исходного и конечного состояний реагирующих веществ.**

При вычислении напрямую некоторых энергетических изменений часто возникают сложности, и в этих случаях удобно проводить вычисления согласно закону Гесса. Так, например образование CO_2 можно рассмотреть с помощью различных процессов:

1. $\text{C(графит)} + \text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}), \Delta H_1$
- или
2. $\text{C(графит)} + 0,5\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}(\text{г}), \Delta H_2$
3. $\text{CO}(\text{г}) + 0,5\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}), \Delta H_3$

При этом

$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$$

Из **закона Гесса** вытекает несколько важных следствий:

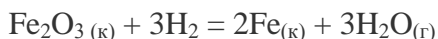
- Тепловые эффекты обратной и прямой реакций численно равны и противоположны по знаку;
- Тепловой эффект химической реакции $\Delta H_{\text{р-ции}}$ равен разности сумм теплот образования $\Delta H_{\text{обр}}$ конечных продуктов и сумм теплот образования начальных (исходных) веществ:

$$\Delta H_{\text{р-ции}} = (\sum H_{\text{обр}})_{\text{кон}} - (\sum H_{\text{обр}})_{\text{исх}}$$

- Тепловой эффект реакции равен разности сумм теплот сгорания $\Delta H_{\text{сгор}}$ конечных продуктов реакции и сумм теплот сгорания начальных веществ:

$$\Delta H_{\text{р-ции}} = (\sum H_{\text{сгор}})_{\text{кон}} - (\sum H_{\text{сгор}})_{\text{исх}}$$

Задача 1. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции. Определите в каком направлении при 298 °К (прямом или обратном) будет протекать реакция. Рассчитайте температуру, при которой равновероятны оба направления реакции.



Решение.

$$\Delta H_{\text{р-ции}} = \sum H^0_{\text{кон}} - \sum H^0_{\text{исх}} \text{ кДж/моль}$$

Используя справочные данные стандартных энтальпий веществ, находим:

$$\Delta H_{\text{р-ции}} = 2 \cdot \Delta H^0_{\text{Fe}} + 3 \cdot \Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta H^0_{\text{Fe}_2\text{O}_3} - 3 \cdot \Delta H^0_{\text{H}_2} = 2 \cdot 0 + 3 \cdot (-241,82) - (-822,16) - 3 \cdot 0 = 96,7 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta S_{p-ции} = \sum S^0_{кон} - \sum S^0_{исх} \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}$$

Используя справочные данные стандартных энтропий веществ, находим:

$$\Delta S_{p-ции} = 2 \cdot \Delta S^0_{Fe} + 3 \cdot \Delta S^0_{H_2O} - \Delta S^0_{Fe_2O_3} - 3 \cdot \Delta S^0_{H_2} = 2 \cdot 27,15 + 3 \cdot 188,7 - 89,96 - 3 \cdot 131 = 137,44 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}$$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 96,7 - 298 \cdot 137,44 / 1000 = 55,75 \text{ кДж/моль}$$

При $T = 298^\circ\text{K}$, $\Delta G > 0$ – реакция не идет самопроизвольно, т.е. реакция будет протекать в обратном направлении.

Чтобы рассчитать температуру, при которой равновероятны оба направления реакции, надо ΔG приравнять к нулю:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 0, \text{ тогда}$$

$$T = -(\Delta G - \Delta H) / \Delta S = -(0 - 96,7) / 0,137 = 705,83 \text{ К}$$

При $T = 705,83 \text{ К}$ реакция будет идти равновероятно как в прямом так и в обратном направлении.

Задача 2. Вычислите энергию Гиббса и определите возможность протекания реакции при температурах 1000 и 3000 К.

	$\text{Cr}_2\text{O}_3 (\text{т}) + 3\text{C} (\text{т}) = 2\text{Cr} (\text{т}) + 3\text{CO} (\text{г})$		
ΔH_{298} , кДж/моль	— 1141	0	0
ΔS_{298} , Дж/(моль \times К)	81,2	5,7	23,6

Решение.

Вычисление проводим согласно выражению:

$$\Delta G_{p-ции} = \Delta H_{p-ции} - T\Delta S_{p-ции}$$

Необходимо рассчитать энтальпию и энтропию химической реакции.

$$\Delta H_{p-ции} = \sum H^0_{кон} - \sum H^0_{исх} \text{ кДж/моль}$$

Используя справочные данные стандартных энтальпий веществ, находим:

$$\Delta H_{p-ции} = 2 \cdot \Delta H^0_{Cr} + 3 \cdot \Delta H^0_{CO} - \Delta H^0_{Cr_2O_3} - 3 \cdot \Delta H^0_{C} = 2 \cdot 0 + 3 \cdot (-110,6) - (-1141) - 3 \cdot 0 = 809,2 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta S_{p-ции} = \sum S^0_{кон} - \sum S^0_{исх} \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$$

Аналогично, используя справочные данные стандартных энтропий веществ, находим:

$$\Delta S_{p-ции} = 2 \cdot \Delta S^0_{Cr} + 3 \cdot \Delta S^0_{CO} - \Delta S^0_{Cr_2O_3} - 3 \cdot \Delta S^0_{C} = 2 \cdot 23,6 + 3 \cdot 197,7 - 81,2 - 3 \cdot 5,7 = 542 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}$$

Найдем энергию Гиббса при 1000 К

$$\Delta G_{1000} = \Delta H - T\Delta S = 809,2 - 1000 \cdot 542 / 1000 = 267,2 \text{ кДж/моль}$$

$\Delta G_{1000} > 0$, следовательно, реакция самопроизвольно не идет.

Найдем энергию Гиббса при 3000 К

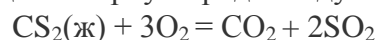
$$\Delta G_{3000} = \Delta H - T\Delta S = 809,2 - 3000 \cdot 542 / 1000 = -816,8 \text{ кДж/моль}$$

$\Delta G_{3000} < 0$, следовательно, реакция протекает самопроизвольно.

Задача 3. Определите тепловой эффект сгорания жидкого $\text{CS}_2(\text{ж})$ до образования газообразных CO_2 и SO_2 . Сколько молей CS_2 вступят в реакцию, если выделится 700 кДж тепла?

Решение.

Уравнение реакции сгорания жидкого сероуглерода следующее:



Тепловой эффект реакции вычислим подставляя справочные данные стандартных энтальпий веществ в выражение:

$$\Delta H_{p-ции} = \sum H^0_{кон} - \sum H^0_{исх} \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_{p-цми} = 2 \cdot \Delta H^0_{\text{SO}_2} + \Delta H^0_{\text{CO}_2} - \Delta H^0_{\text{CS}_2} - 3 \cdot \Delta H^0_{\text{O}_2} = 2 \cdot (-296,9) + 3 \cdot (-393,5) - 87 - 3 \cdot 0 = -1075,1 \text{ кДж/моль}$$

Т.е. при сгорании 1 моля сероуглерода выделяется 1075,1 кДж тепла

а при сгорании x молей сероуглерода выделяется 700 кДж тепла

Найдем x :

$$X = 700 \cdot 1 / 1075,1 = 0,65 \text{ моль}$$

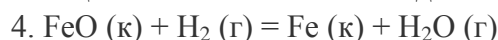
Итак, если в результате реакции выделится 700 кДж тепла, то в реакцию вступят 0,65 моль CS_2

Задача 4. Вычислите тепловой эффект реакции восстановления оксида железа (II) водородом, исходя из следующих термохимических уравнений: 1. $\text{FeO} (\text{к}) + \text{CO} (\text{г}) = \text{Fe} (\text{к}) + \text{CO}_2 (\text{г})$;

$\Delta H_1 = -18,20 \text{ кДж}$; 2. $\text{CO} (\text{г}) + 1/2 \text{O}_2 (\text{г}) = \text{CO}_2 (\text{г}) \Delta H_2 = -283,0 \text{ кДж}$; 3. $\text{H}_2 (\text{г}) + 1/2 \text{O}_2 (\text{г}) = \text{H}_2\text{O} (\text{г}) \Delta H_3 = -241,83 \text{ кДж}$

Решение.

Реакция восстановления оксида железа (II) водородом имеет следующий вид:



Чтобы вычислить тепловой эффект реакции необходимо применить, т.е. реакцию 4. можно получить, если сложить реакции 1. и 2. и вычесть реакцию 3:

$$\Delta H_{p-цми} = \Delta H_1 + \Delta H_3 - \Delta H_2 = -18,2 - 241,3 + 283 = 23 \text{ кДж}$$

Таким образом, тепловой эффект реакции восстановления оксида железа (II) водородом равен

$$\Delta H_{p-цми} = 23 \text{ кДж}$$

Задача 5. Реакция горения бензола выражается термохимическим уравнением: $\text{C}_6\text{H}_6(\text{ж}) + 7\frac{1}{2} \text{O}_2(\text{г}) = 6\text{CO}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{г}) - 3135,6 \text{ кДж}$. Вычислите теплоту образования жидкого бензола. Определите теплотворную способность жидкого бензола при условии, что стандартные условия совпадают с нормальными.

Решение.

Тепловой эффект реакции равен:

$$\Delta H_{p-цми} = \Sigma H^0_{\text{кон}} - \Sigma H^0_{\text{исх}} \text{ кДж/моль}$$

В нашем случае $\Delta H_{p-цми} = -3135,6 \text{ кДж}$, найдем теплоту образования жидкого бензола:

$$\Delta H_{p-цми} = 6 \cdot \Delta H^0_{\text{CO}_2} + 3 \cdot \Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta H^0_{\text{C}_6\text{H}_6} - 7,5 \cdot \Delta H^0_{\text{O}_2}$$

$$-\Delta H^0_{\text{C}_6\text{H}_6} = \Delta H_{p-цми} - 3 \cdot (-241,84) + 6 \cdot (-393,51) - 7,5 \cdot 0 = -3135,6 - 3 \cdot (-241,84) + 6 \cdot (-393,51) - 7,5 \cdot 0 = -49,02 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H^0_{\text{C}_6\text{H}_6} = 49,02 \text{ кДж/моль}$$

Теплотворная способность жидкого бензола вычисляется по формуле:

$$Q_T = \Delta H_{p-цми} / M$$

$$M(\text{бензола}) = 78 \text{ г/моль}$$

$$Q_T = -3135,6 \cdot 1000 / 78 = -4,02 \cdot 10^4 \text{ кДж/кг}$$

$$\text{Теплотворная способность жидкого бензола } Q_T = -4,02 \cdot 10^4 \text{ кДж/кг}$$

Форма представления результата: оформленная работа с выполненными индивидуальными заданиями по вариантам (задачи и упражнения по названной тематике).

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 3.3. Химическая кинетика

Практическое занятие № 16. Решение задач и упражнений по теме кинетические расчеты

Цель работы: научиться выполнять кинетические расчеты, определять константу равновесия реакции, на основе расчетов делать выводы об изменении скорости и направления смещения химического равновесия реакций.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- проводить кинетические расчеты;
- применять принцип Ле-Шателье для определения условий смещения химического равновесия.

Материальное обеспечение:

Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. К.П. Мищенко и А. А. Равделя. – Л. : Химия, 1974. – 200 с.

Задание:

- 3 Применение закона Вант-Гоффа, закона действующих масс в решении задач на изменение скорости химических реакций.
- 4 Определение скорости, константы равновесия химической реакции.
- 5 Применение принципа Ле-Шателье для определения условий смещения химического равновесия.

Краткие теоретические сведения:

Предмет химической кинетики

Химическая кинетика изучает механизм химических реакций и законы их развития во времени, влияние различных факторов на скорость и пути управления реакциями.

Скорость химической реакции V это изменение количества реагирующих веществ в единицу времени в единице объема (для гомогенной системы) и изменение количества реагирующих веществ в единицу времени на единице площади поверхности твердой фазы (для гетерогенной системы).

Для гомогенной системы:
$$V_{\text{гомоген}} = \frac{\Delta C}{\Delta \tau};$$

Для гетерогенной системы:
$$V_{\text{гетероген}} = \frac{\Delta C}{S \cdot \Delta \tau},$$

где ΔC – изменение концентрации какого-либо из веществ, вступающих в реакцию или образующихся при реакции (моль/л), $\Delta \tau$ – промежуток времени, за который изменяется концентрация (с, мин, час), S – площадь соприкосновения фаз (см^2 , м^2).

К важнейшим факторам, влияющим на скорость реакции, относятся следующие: 1) природа реагирующих веществ; 2) концентрация реагирующих веществ; 3) температура; 4) присутствие в системе катализатора.

Закон действующих масс – зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

Для системы $aA + bB = cC$ скорость реакции образования вещества «С» равна произведению концентраций веществ «А» и «В» в степенях их стехиометрических коэффициентов:

$$V = k[A]^a \cdot [B]^b, \text{ где}$$

[А] – концентрация вещества «А» в моль/л;

[В] – концентрация вещества «В» в моль/л;

k – константа скорости данной реакции, зависит от природы реагирующих веществ, от температуры и катализатора, но не зависит от концентрации, численно равна скорости реакции при концентрациях реагирующих веществ 1 моль/л. В случае гетерогенных реакций в уравнение закона действия масс входят концентрации только тех веществ, которые находятся в газовой фазе или в растворе.

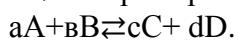
Зависимость скорости от температуры и природы реагирующих веществ

Не всякое столкновение реагирующих веществ приводит к образованию продукта реакции. Повышение температуры в определенных пределах вызывает ускорение химической реакции, так как обуславливает рост энергии взаимодействующих молекул. Согласно правилу Вант-Гоффа, увеличение температуры на каждые 10^0 С приводит к увеличению скорости реакции в 2-4 раза.

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}, \text{ где } \gamma \text{ – температурный коэффициент реакции.}$$

Химическое равновесие

Большинство химических реакций являются обратимыми, т.е. протекающими в прямом и обратном направлениях, но с разной скоростью. Эту обратимость реакций обозначают знаком \rightleftharpoons например:



Скорости прямой и обратной реакций равны:

$V_{\text{пр}} = K_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b$; $V_{\text{обр}} = K_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$; где [А], [В], [С], [D] – концентрации веществ в моль/л.

С течением времени скорость прямой реакции $V_{\text{пр}}$ уменьшается, а скорость обратной $V_{\text{обр}}$ увеличивается. В некоторый момент они становятся равными. *То состояние системы, при котором скорости прямой и обратной реакции равны, называют химическим равновесием:*

$$V_{\text{пр}} = V_{\text{обр}}; \quad K_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b = K_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d \quad \frac{K_1}{K_2} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} = K_{\text{равн}}$$

При химическом равновесии отношение произведения концентраций получающихся веществ к произведению концентраций исходных продуктов (с учетом стехиометрических коэффициентов) есть величина постоянная при данной температуре, и называется константой равновесия.

Константа равновесия зависит от температуры и природы реагирующих веществ; показывает во сколько раз скорость прямой реакции больше скорости обратной, если концентрации реагирующих веществ равны 1 моль/л.

Равновесное состояние сохраняется до тех пор, пока не будет изменено какое-либо из условий данного равновесия – концентрация веществ, температура, давление. Изменение этих условий вызывает смещение равновесия. Направление смещения равновесия определяется *согласно принципу Ле-Шателье*, который гласит: *если на систему с установившимся равновесием оказывается какое-либо внешнее воздействие (изменение температуры, давления, концентрации), то в этой системе из двух процессов, прямого и*

обратного – большую скорость будет иметь тот, который противодействует внешнему воздействию.

Основные положения принципа Ле-Шателье

1. При уменьшении концентрации одного из веществ равновесие смещается в сторону реакции, которая образует это вещество. При увеличении концентрации вещества равновесие смещается в сторону реакции, которая расходует это вещество.

2. Повышение температуры смещает равновесие в сторону эндотермической реакции, а понижение – в сторону экзотермической реакции.

3. Изменение давления оказывает влияние на равновесие в том случае, если в реакции участвуют газообразные вещества. При повышении внешнего давления равновесие смещается в сторону той реакции, которая сопровождается уменьшением количества газообразных веществ, т.е. уменьшением объема. Наоборот, при понижении внешнего давления равновесие смещается в сторону увеличения количества газообразных веществ, т.е. увеличения объема.

Порядок выполнения работы:

1 Повторите основные понятия химической кинетики.

2 Законспектируйте формулы для определения скорости реакции в гомогенных и гетерогенных системах, основные положения принципа Ле-Шателье, закон Вант-Гоффа, закон действия масс и выражение константы равновесия химической реакции в общем виде.

3 Проанализируйте и осмыслите примеры решения типовых задач на применение законов Вант-Гоффа и действующих масс, принципа Ле-Шателье.

4 Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

Ход работы:

Примеры выполнения типовых задач

Задача №1.

Температурный коэффициент реакции равен 2,5. Определите, как изменится скорость реакции при повышении температуры от 60 до 100°C?

Дано:

$$\gamma = 2,5$$

$$T_1 = 60^\circ\text{C}$$

$$T_2 = 100^\circ\text{C}$$

Алгоритм решения.

Зависимость скорости реакции от температуры описывается *правилом Вант-Гоффа*:

$$v_{T_2} = v_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

где v_{T_1} и v_{T_2} - скорости реакции при температурах T_1 и T_2 ; γ - температурный коэффициент.

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} = 2,5^{\frac{100 - 60}{10}} = 2,5^4 = 39,06.$$

Ответ: скорость реакции изменится в 39,06 раз (увеличится в 39,06 раз).

Задача № 2.

При некоторой температуре реакция заканчивается за 90 секунд. На сколько градусов изменилась температура системы, если реакция закончилась за 10 секунд. Температурный коэффициент скорости $\gamma = 2,5$.

Алгоритм решения.

Установим связь между временем и скоростью протекания реакции: чем больше скорость (V), тем меньше время (τ) реакции, то есть $v = \frac{1}{\tau}$, используя правило Вант-Гоффа

получим: $\frac{V_2}{V_1} = \frac{\tau_1}{\tau_2} = \gamma^{\frac{\tau_2 - \tau_1}{10}}$, подставим цифровые данные задачи $\frac{90}{10} = 2,5^{\frac{\Delta T}{10}}$, прологарифмируем:
 $\lg 9 = \frac{\Delta T}{10} \lg 2,5$. Откуда $0,9542 = \frac{\Delta T}{10} \cdot 0,3979$, $\Delta T = 24^0$

Так как $\tau_1 > \tau_2$, $V_1 < V_2$, следовательно, температура повысилась на 24^0 .

Ответ: $\Delta T = 24^0$.

Задача № 3.

Определите скорость реакции, если за 2 минуты концентрация исходного вещества изменилась с 2 моль/л до 0,2 моль/л.

Дано: $\Delta \tau = 2$ мин $C_1 = 2$ моль/л $C_2 = 0,2$ моль/л <hr style="border: 0; border-top: 1px solid black; margin: 5px 0;"/> $v = ?$	Алгоритм решения. Средняя скорость описывается уравнением $\bar{v} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau}$
--	--

О скорости реакции можно судить, измеряя концентрацию исходных веществ или продуктов. Концентрация исходного вещества с течением времени постепенно уменьшается и ΔC имеет знак «-», а концентрация продукта увеличивается и ΔC имеет знак «+».

1) Определение изменения концентрации:

$$\Delta C = C_2 - C_1 = 0,2 - 2 = -1,8 \text{ моль/л.}$$

2) Определение скорости реакции:

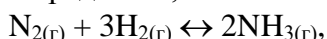
$$\Delta \tau = 2 \text{ мин} = 120 \text{ сек}$$

$$v = -\frac{-1,8 \text{ моль/л}}{120 \text{ сек}} = 0,015 \text{ моль/(л} \cdot \text{сек)}$$

Ответ: $v = 0,015 \text{ моль/(л} \cdot \text{сек)}$.

Задача № 4.

Определите, как изменится скорость прямой реакции



если концентрацию водорода увеличить в 2 раза?

Алгоритм решения.

1) Запишем выражение закона действия масс для данной прямой реакции:

$$v^0 = k[N_2] \cdot [H_2]^3$$

2) При увеличении концентрации водорода в 2 раза скорость прямой реакции будет равна:

$$v = k[N_2][2H_2]^3 = 8k[N_2] \cdot [H_2]^3$$

3) Определим, как изменится скорость при увеличении концентрации водорода в 2 раза:

$$\frac{v}{v^0} = \frac{8k[N_2] \cdot [H_2]^3}{k[N_2] \cdot [H_2]^3} = 8$$

Ответ: при увеличении концентрации водорода в 2 раза скорость реакции увеличивается в 8 раз.

Задача № 5.

Определите константу равновесия системы $2A_{(г)} + B_{(тв)} \leftrightarrow C_{(г)}$, если равновесные концентрации веществ равны: $[A]_{\text{равн}} = 2 \text{ моль/л}$, $[C]_{\text{равн}} = 0,2 \text{ моль/л}$.

Алгоритм решения.

Запишем выражение константы равновесия для данной реакции и рассчитаем ее:

$$K_{равн} = \frac{[C]}{[A]^2}; \quad K_{равн} = \frac{0,2}{2^2} = \frac{0,2}{4} = 0,05.$$

Ответ: $K_{равн} = 0,05$.

Задача №6.

При некоторой температуре в системе $C_{(тв)} + CO_{2(г)} \rightleftharpoons 2CO_{(г)}$ равновесные концентрации веществ равны $CO_2 = 0,5$ моль/л. $[CO] = 0,2$ моль/л. Вычислить константу равновесия и начальную концентрацию CO_2 .

Алгоритм решения.

$$K_{равн} = \frac{[CO]^2}{[CO_2]} = \frac{0,2^2}{0,5} = 0,08$$

1. Вычислим константу равновесия:
2. Определим исходную концентрацию CO_2 .

Условимся считать, что к началу реакции отсутствовали продукты реакции. По уравнению реакции видно, что 2 моля CO получается из 1 моля CO_2 , значит 0,2 моля CO получится из 0,1 моля CO_2 . Следовательно прореагировало 0,1 моль/л CO_2 , тогда начальная концентрация была $0,5 + 0,1 = 0,6$ моль/л, так как осталось 0,5 моль/л.

Решение удобно оформлять в виде таблицы:

Вещество	Начальная концентрация моль/л	Прореагировало моль/л	Образовалось моль/л	Равновесные концентрации моль/л
CO_2	$0,5 + 0,1 = 0,6$	0,1	–	0,5
CO	0	–	0,2	0,2

Ответ: $K_{равн} = 0,08$; $[CO_2]_{нач.} = 0,6$ моль/л.

Задача №7.

Константа равновесия реакции $H_2 + Cl_2 \rightleftharpoons 2HCl$ при некоторой температуре равна 0,4. Сколько процентов водорода подвергается превращению в хлороводород при этой температуре, если смешать 2 моля водорода с 3 молями хлора?

Алгоритм решения.

1. Выразим равновесные концентрации реагирующих веществ и подставим их в выражение константы равновесия. Для этого сделаем предположение, что прореагировало x молей H_2 , тогда по уравнению реакции видно, что Cl_2 прореагировало столько же, а HCl образовалось $2x$ моля. Следовательно, равновесные концентрации:

$$K_{равн.} = \frac{[HCl]^2}{[H_2] \cdot [Cl_2]} = 0,4, \quad \text{отсюда} \quad 0,4 = \frac{(2x)^2}{(2-x) \cdot (3-x)}$$

$$1,8x^2 + x - 1,2 = 0$$

$$x_1 = -1,2; \quad x_2 = 0,58$$

Вещество	Начальная концентрация моль/л	Прореагировало моль/л	Образовалось моль/л	Конечные (равновесные) конц. моль/л
H_2	2	x	–	$2-x$

Cl ₂	3	x	–	3-x
HCl	0	–	2x	2x

Отрицательное значение

корня отбрасываем, значит, прореагировало 0,58 моля водорода.

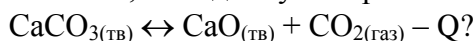
2. Выразим прореагировавшее количество водорода в процентах от начального $\frac{0,58}{2}$

$\cdot 100\% = 29\%$, то есть 29% водорода превратится в хлороводород.

Ответ: 29% водорода превратится в хлороводород.

Задача №8.

Укажите, как сдвинуть вправо химическое равновесие системы:



Алгоритм решения.

Для решения задачи необходимо ответить на вопрос: какие факторы (температура, давление, концентрации) и каким образом (повысить или понизить) нужно изменить, чтобы сдвинуть вправо химическое равновесие системы? Направление смещения химического равновесия определяется *принципом Ле-Шателье*:

Внешнее воздействие (t, P, c) на равновесную систему сдвигает равновесие в направлении той реакции, которая приводит к уменьшению этого воздействия.

Применим *принцип Ле-Шателье* для решения задачи:

1. Реакция в прямом направлении протекает с уменьшением температуры (тепло поглощается), значит, чтобы равновесие сдвинуть вправо по принципу Ле-Шателье температуру нужно увеличить, то есть нагревать систему.
2. Реакция вправо идет с увеличением числа газовых молекул, то есть с увеличением давления, значит, чтобы сдвинуть равновесие вправо нужно давление уменьшить.
3. Нужно уменьшить концентрацию CO₂, чтобы равновесие сдвинуть вправо.

Форма представления результата: оформленная работа с выполненными индивидуальными заданиями по вариантам (задачи и упражнения по названной тематике).

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 3.3. Химическая кинетика

Практическая работа № 17.

Решение задач и упражнений по теме химическое равновесие

Цель работы: научиться выполнять расчеты, определять константу равновесия реакции, на основе расчетов делать выводы об направлении смещения химического равновесия реакций.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

– проводить расчеты;
– применять принцип Ле-Шателье для определения условий смещения химического равновесия.

Материальное обеспечение:

Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. К.П. Мищенко и А. А. Равделя. – Л. : Химия, 1974. – 200 с.

Задание:

1. Определения константы равновесия химической реакции.
2. Применение принципа Ле-Шателье для определения условий смещения химического равновесия.

Краткие теоретические сведения:

При химическом равновесии отношение произведения концентраций получающихся веществ к произведению концентраций исходных продуктов (с учетом стехиометрических коэффициентов) есть величина постоянная при данной температуре, и называется константой равновесия.

Константа равновесия зависит от температуры и природы реагирующих веществ; показывает во сколько раз скорость прямой реакции больше скорости обратной, если концентрации реагирующих веществ равны 1 моль/л.

Равновесное состояние сохраняется до тех пор, пока не будет изменено какое-либо из условий данного равновесия – концентрация веществ, температура, давление. Изменение этих условий вызывает смещение равновесия. Направление смещения равновесия определяется *согласно принципу Ле-Шателье*, который гласит: *если на систему с установившимся равновесием оказывается какое-либо внешнее воздействие (изменение температуры, давления, концентрации), то в этой системе из двух процессов, прямого и обратного – большую скорость будет иметь тот, который противодействует внешнему воздействию.*

Основные положения принципа Ле-Шателье

1. При уменьшении концентрации одного из веществ равновесие смещается в сторону реакции, которая образует это вещество. При увеличении концентрации вещества равновесие смещается в сторону реакции, которая расходует это вещество.

2. Повышение температуры смещает равновесие в сторону эндотермической реакции, а понижение – в сторону экзотермической реакции.

3. Изменение давления оказывает влияние на равновесие в том случае, если в реакции участвуют газообразные вещества. При повышении внешнего давления равновесие смещается в сторону той реакции, которая сопровождается уменьшением количества газообразных веществ, т.е. уменьшением объема. Наоборот, при понижении внешнего давления равновесие смещается в сторону увеличения количества газообразных веществ, т.е. увеличения объема.

Порядок выполнения работы:

1. Проанализируйте и осмыслите примеры решения типовых задач на применение законов Вант-Гоффа и действующих масс, принципа Ле-Шателье.
2. Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

Ход работы:

Примеры выполнения типовых задач

Задача № 5.

Определите константу равновесия системы $2A_{(г)} + B_{(тв)} \leftrightarrow C_{(г)}$, если равновесные концентрации веществ равны: $[A]_{равн} = 2$ моль/л, $[C]_{равн} = 0,2$ моль/л.

Алгоритм решения.

Запишем выражение константы равновесия для данной реакции и рассчитаем ее:

$$K_{равн} = \frac{[C]}{[A]^2}; \quad K_{равн} = \frac{0,2}{2^2} = \frac{0,2}{4} = 0,05.$$

Ответ: $K_{равн} = 0,05$.

Задача №6.

При некоторой температуре в системе $C_{(тв)} + CO_{2(г)} \rightleftharpoons 2CO_{(г)}$ равновесные концентрации веществ равны $CO_2 = 0,5$ моль/л. $[CO] = 0,2$ моль/л. Вычислить константу равновесия и начальную концентрацию CO_2 .

Алгоритм решения.

$$K_{равн} = \frac{[CO]^2}{[CO_2]} = \frac{0,2^2}{0,5} = 0,08$$

1. Вычислим константу равновесия:
2. Определим исходную концентрацию CO_2 .

Условимся считать, что к началу реакции отсутствовали продукты реакции. По уравнению реакции видно, что 2 моля CO получается из 1 моля CO_2 , значит 0,2 моля CO получится из 0,1 моля CO_2 . Следовательно прореагировало 0,1 моль/л CO_2 , тогда начальная концентрация была $0,5 + 0,1 = 0,6$ моль/л, так как осталось 0,5 моль/л.

Решение удобно оформлять в виде таблицы:

Вещество	Начальная концентрация моль/л	Прореагировало моль/л	Образовалось моль/л	Равновесные концентрации моль/л
CO_2	$0,5 + 0,1 = 0,6$	0,1	–	0,5
CO	0	–	0,2	0,2

Ответ: $K_{\text{равн}} = 0,08$; $[\text{CO}_2]_{\text{нач.}} = 0,6$ моль/л.

Задача № 7.

Константа равновесия реакции $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{HCl}$ при некоторой температуре равна 0,4. Сколько процентов водорода подвергается превращению в хлороводород при этой температуре, если смешать 2 моля водорода с 3 молями хлора?

Алгоритм решения.

1. Выразим равновесные концентрации реагирующих веществ и подставим их в выражение константы равновесия. Для этого сделаем предположение, что прореагировало x молей H_2 , тогда по уравнению реакции видно, что Cl_2 прореагировало столько же, а HCl образовалось $2x$ моля. Следовательно, равновесные концентрации:

$$K_{\text{равн.}} = \frac{[\text{HCl}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{Cl}_2]} = 0,4, \quad \text{отсюда} \quad 0,4 = \frac{(2x)^2}{(2-x) \cdot (3-x)}$$

$$1,8x^2 + x - 1,2 = 0$$

$$x_1 = -1,2; \quad x_2 = 0,58$$

Вещество	Начальная концентрация моль/л	Прореагировало моль/л	Образовалось моль/л	Конечные (равновесные) конц. моль/л
H_2	2	x	—	$2-x$
Cl_2	3	x	—	$3-x$
HCl	0	—	$2x$	$2x$

Отрицательное значение корня отбрасываем, значит, прореагировало 0,58 моля водорода.

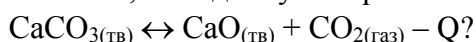
2. Выразим прореагировавшее количество водорода в процентах от начального $0,58$

$$2 \cdot 100\% = 29\%, \text{ то есть } 29\% \text{ водорода превратится в хлороводород.}$$

Ответ: 29% водорода превратится в хлороводород.

Задача №8.

Укажите, как сдвинуть вправо химическое равновесие системы:



Алгоритм решения.

Для решения задачи необходимо ответить на вопрос: какие факторы (температура, давление, концентрации) и каким образом (повысить или понизить) нужно изменить, чтобы сдвинуть вправо химическое равновесие системы? Направление смещения химического равновесия определяется *принципом Ле-Шателье*:

Внешнее воздействие (t, P, c) на равновесную систему сдвигает равновесие в направлении той реакции, которая приводит к уменьшению этого воздействия.

Применим *принцип Ле-Шателье* для решения задачи:

4. Реакция в прямом направлении протекает с уменьшением температуры (тепло поглощается), значит, чтобы равновесие сдвинуть вправо по принципу Ле-Шателье температуру нужно увеличить, то есть нагревать систему.

5. Реакция вправо идет с увеличением числа газовых молекул, то есть с увеличением давления, значит, чтобы сдвинуть равновесие вправо нужно давление уменьшить.

6. Нужно уменьшить концентрацию CO_2 , чтобы равновесие сдвинуть вправо.

Форма представления результата: оформленная работа с выполненными индивидуальными заданиями по вариантам (задачи и упражнения по названной тематике).

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 3.4. Коллоидные системы

Практическая работа №18.

Расчеты осмотического давления, температур кипения, замерзания растворов

Цель работы: научиться определять зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ и температуры опытным путем.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

– определять зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ и температуры опытным путем.

Материальное обеспечение:

Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. К.П. Мищенко и А. А. Равделя. – Л.: Химия, 1974. – 200 с.

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.

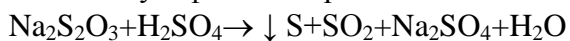
Оборудование и реактивы: стеклянные стаканчики, мерные пробирки, мерные пипетки или бюретки, термометр, секундомер, 0,2 М раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 0,2 М раствор H_2SO_4 , дистиллированная вода, водяная баня или термостат.

Задание:

- 1 Определение зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.
- 2 Определение зависимости скорости реакции от температуры.

Краткие теоретические сведения:

Объектом изучения служит реакция образования серы при взаимодействии серной кислоты с тиосульфатом натрия.



тиосульфат натрия серная кислота

При определении зависимости скорости реакции от концентрации.

а) температура не изменяется;

б) изменяют концентрацию $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ на одну и ту же величину, а концентрацию H_2SO_4 берут постоянной;

в) скорость измеряют в начальный период реакции, она представляет собой относительную величину обратную времени $v = \frac{1}{\tau}$;

г) применяя закон Действующих Масс, имеют

$$V = K[\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3] \cdot [\text{H}_2\text{SO}_4] \text{ или } \frac{1}{\tau} = K' [\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3];$$

д) строят график в координатах: $\frac{1}{\tau} - [\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]$ в моль/л, и определяют константу

скорости $K' = \text{tg}\alpha$ или $K = \frac{K'}{[\text{H}_2\text{SO}_4]}$.

При определении зависимости скорости реакции от температуры проводят реакцию при трех различных температурах, (концентрации реагирующих веществ берут одинаковые во всех опытах).

Используя логарифмическое выражение уравнения Аррениуса: $\lg K_p = B - \frac{E}{2,3RT}$, строят

график в координатах $\lg \frac{1}{\tau} - \frac{1}{T}$. Определяя по графику $\text{tg}\alpha = -\frac{E}{2,3R}$, находят энергию активации

реакции $E = 2,3R \text{tg}\alpha$ ($R = 8,3$ Дж/моль*К).

Порядок выполнения работы:

1 Систематизируйте и обобщите знания по теме, законспектировав в отчет по лабораторной работе краткие теоретические сведения.

2 Выполните практическую часть работы.

3 Заполните таблицы, постройте графики, используя полученную опытным путем и расчетную информацию.

4 Сравните данные, полученные опытным путем, с табличными.

5 Оформите отчет, сформулируйте выводы о проделанной работе.

Ход работы:

Опыт №1. Определение зависимости скорости реакции от концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Порядок выполнения опыта:

1. Пронумеруйте четыре стаканчика, в которых будете проводить реакции.

2. В каждый стаканчик налейте по 2 мл раствора H_2SO_4 (0,2 М концентрации).

3. Пронумеруйте четыре отградуированных пробирки и налейте в них соответственно раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (0,2 М концентрации) и дистиллированной воды как указано в таблице.

№ стаканчика	Объем			Концентрация в момент реакции		$\Delta \tau$	$v = \frac{1}{\Delta \tau}$	$K' = \text{tg}\alpha$	$K = \frac{K'}{[\text{H}_2\text{SO}_4]}$
	H_2SO_4 0,2 М	H_2O	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,2 М	H_2SO_4	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$				
	мл	мл	мл	мол	моль/	с	с ⁻¹		

				Б/Л	Л				
1	2	0	8						
2	2	2	6						
3	2	4	4						
4	2	6	2						

4. Влейте в 1-ый стаканчик содержимое 1-ой пробирки, одновременно включите секундомер.

5. Отметьте время $\Delta\tau$ (сек) до появления белого осадка (лучше до первого помутнения, используя черный экран).

6. Аналогично проделайте опыт с остальными растворами.

7. Выполните расчеты и постройте график:

– рассчитайте концентрацию серной кислоты и тиосульфата натрия в реакционных смесях по формулам:

$$[H_2SO_4]_{см} = \frac{[H_2SO_4] \cdot V_{H_2SO_4}}{V_{смеси}} \text{ (МОЛЬ/Л)}$$

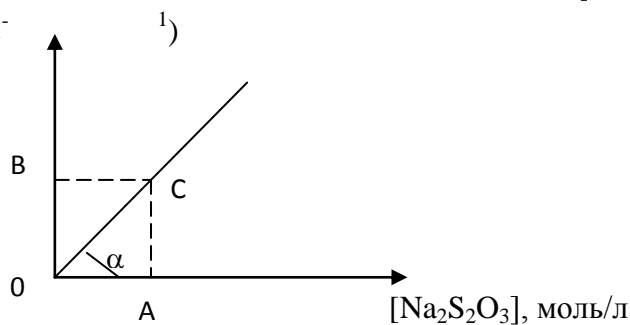
$$[Na_2S_2O_3]_{см} = \frac{[Na_2S_2O_3] \cdot V_{Na_2S_2O_3}}{V_{смеси}} \text{ (МОЛЬ/Л)}$$

– рассчитайте скорость реакции в четырех стаканчиках: $v = \frac{1}{\Delta\tau} \text{ (с}^{-1}\text{)}$

– постройте график в координатах $v = \frac{1}{\Delta\tau}$ и $[Na_2S_2O_3]$

– определите тангенс угла наклона прямой $tg\alpha = \frac{\Delta V}{\Delta[Na_2S_2O_3]} = K'$,

$$v = \frac{1}{\tau} \text{ (с}^{-1}\text{)}$$



$$tg\alpha = \frac{CA}{OA}$$

– определите константу скорости реакции: $K = \frac{K'}{[H_2SO_4]}$.

8. Результаты расчетов запишите в таблицу.

Опыт № 2. Определение зависимости скорости реакции от температуры (определение энергии активации реакции).

Порядок выполнения опыта:

1. В четыре пронумерованные пробирки налейте по 2 мл 0,2 М раствора H_2SO_4 и 3 мл H_2O , в другие четыре пронумерованные пробирки налейте по 2 мл 0,2 М раствора $Na_2S_2O_3$ и по 3 мл воды (дистиллированной).

2. Все пробирки поставьте в водяную «баню» или термостат. Измерьте температуру «бани» или термостата, запишите.

3. Проведите реакцию одновременно слив растворы в стаканчик из обеих первых пробирок и включив секундомер.

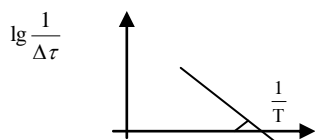
4. Отметьте время до начала выпадения осадка элементарной серы (помутнение).

5. Тот же опыт проделайте еще три раза, подняв температуру на 10° , 20° , 30° выше первоначальной. (Пробирки с растворами при каждой температуре выдерживайте в термостате несколько минут).

6. Результаты опыта занесите в таблицу.

№ опыта	t^0	$T=t^0+273$	$\frac{1}{T}$	$\Delta\tau$	$\frac{1}{\Delta\tau}$	$\lg \frac{1}{\Delta\tau}$	E
	$^{\circ}\text{C}$	K	K^{-1}	с	с^{-1}		
1							
2							
3							
4							

7. Постройте график в координатах $\lg \frac{1}{\Delta\tau} - \frac{1}{T}$, выбрав соответствующий масштаб.



8. Определите тангенс угла наклона прямой $\text{tg}\alpha$ и рассчитайте энергию активации реакции: $E=2,3 \cdot R \cdot \text{tg}\alpha$; (Дж/моль) ($R=8,3 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{K}}$)

Сделайте вывод по лабораторной работе.

Форма представления результата: отчет о проделанной работе, заполненные таблицы, построенные графики, выводы.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 3.4. Коллоидные системы

Практическая работа №19.

Расчеты осмотического давления, температур кипения, замерзания растворов

Цель работы: научиться определять зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ и температуры опытным путем.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

– определять зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ и температуры опытным путем.

Материальное обеспечение:

Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. К.П. Мищенко и А. А. Равделя. – Л.: Химия, 1974. – 200 с.

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.

Оборудование и реактивы: стеклянные стаканчики, мерные пробирки, мерные пипетки или бюретки, термометр, секундомер, 0,2 М раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 0,2 М раствор H_2SO_4 , дистиллированная вода, водяная баня или термостат.

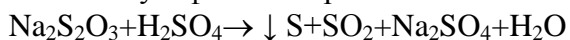
Задание:

3 Определение зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

4 Определение зависимости скорости реакции от температуры.

Краткие теоретические сведения:

Объектом изучения служит реакция образования серы при взаимодействии серной кислоты с тиосульфатом натрия.



тиосульфат серная
натрия кислота

При определении зависимости скорости реакции от концентрации.

а) температура не изменяется;

б) изменяют концентрацию $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ на одну и ту же величину, а концентрацию H_2SO_4 берут постоянной;

в) скорость измеряют в начальный период реакции, она представляет собой относительную величину обратную времени $v = \frac{1}{\tau}$;

г) применяя закон Действующих Масс, имеют

$$v = K[\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3] \cdot [\text{H}_2\text{SO}_4] \text{ или } \frac{1}{\tau} = K' [\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3];$$

д) строят график в координатах: $\frac{1}{\tau} - [Na_2S_2O_3]$ в моль/л, и определяют константу

$$\text{скорости } K' = \text{tg}\alpha \text{ или } K = \frac{K'}{[H_2SO_4]}.$$

При определении зависимости скорости реакции от температуры проводят реакцию при трех различных температурах, (концентрации реагирующих веществ берут одинаковые во всех опытах).

Используя логарифмическое выражение уравнения Аррениуса: $\lg K_p = B - \frac{E}{2,3RT}$, строят график в координатах $\lg \frac{1}{\tau} - \frac{1}{T}$. Определяя по графику $\text{tg}\alpha = -\frac{E}{2,3R}$, находят энергию активации реакции $E = 2,3R \text{tg}\alpha$ ($R = 8,3$ Дж/моль*К).

Порядок выполнения работы:

- 1 Систематизируйте и обобщите знания по теме, законспектировав в отчет по лабораторной работе краткие теоретические сведения.
- 2 Выполните практическую часть работы.
- 3 Заполните таблицы, постройте графики, используя полученную опытным путем и расчетную информацию.
- 4 Сравните данные, полученные опытным путем, с табличными.
- 5 Оформите отчет, сформулируйте выводы о проделанной работе.

Ход работы:

Опыт №1. Определение зависимости скорости реакции от концентрации $Na_2S_2O_3$.

Порядок выполнения опыта:

9. Пронумеруйте четыре стаканчика, в которых будете проводить реакции.
10. В каждый стаканчик налейте по 2 мл раствора H_2SO_4 (0,2 М концентрации).
11. Пронумеруйте четыре отградуированных пробирки и налейте в них соответственно раствора $Na_2S_2O_3$ (0,2 М концентрации) и дистиллированной воды как указано в таблице.

№ стаканчика	Объем			Концентрация в момент реакции		$\Delta \tau$	$v = \frac{1}{\Delta \tau}$	$K' = \text{tg}\alpha$	$K = \frac{K'}{[H_2SO_4]}$
	H_2SO_4 0,2 М	H_2O	$Na_2S_2O_3$ 0,2 М	H_2SO_4	$Na_2S_2O_3$				
	мл	мл	мл	моль/л	моль/л	с	с ⁻¹		
1	2	0	8						
2	2	2	6						
3	2	4	4						
4	2	6	2						

12. Влейте в 1-ый стаканчик содержимое 1-ой пробирки, одновременно включите секундомер.

13. Отметьте время $\Delta\tau$ (сек) до появления белого осадка (лучше до первого помутнения, используя черный экран).

14. Аналогично проделайте опыт с остальными растворами.

15. Выполните расчеты и постройте график:

– рассчитайте концентрацию серной кислоты и тиосульфата натрия в реакционных смесях по формулам:

$$[H_2SO_4]_{см} = \frac{[H_2SO_4] \cdot V_{H_2SO_4}}{V_{смеси}} \text{ (моль/л)}$$

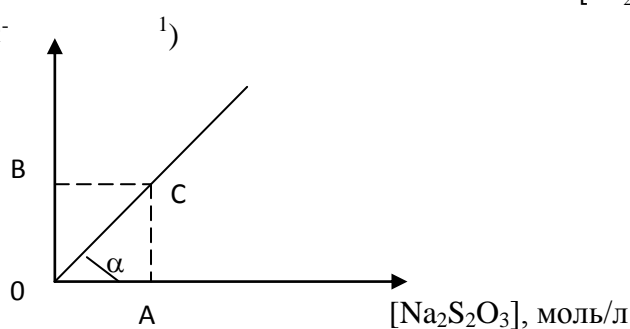
$$[Na_2S_2O_3]_{см} = \frac{[Na_2S_2O_3] \cdot V_{Na_2S_2O_3}}{V_{смеси}} \text{ (моль/л)}$$

– рассчитайте скорость реакции в четырех стаканчиках: $v = \frac{1}{\Delta\tau} \text{ (с}^{-1}\text{)}$

– постройте график в координатах $v = \frac{1}{\Delta\tau}$ и $[Na_2S_2O_3]$

– определите тангенс угла наклона прямой $\text{tg}\alpha = \frac{\Delta V}{\Delta[Na_2S_2O_3]} = K'$,

$$v = \frac{1}{\tau} \text{ (с}^{-1}\text{)}$$



$$\text{tg}\alpha = \frac{CA}{OA}$$

– определите константу скорости реакции: $K = \frac{K'}{[H_2SO_4]}$.

16. Результаты расчетов запишите в таблицу.

Опыт № 2. Определение зависимости скорости реакции от температуры (определение энергии активации реакции).

Порядок выполнения опыта:

8. В четыре пронумерованные пробирки налейте по 2 мл 0,2 М раствора H_2SO_4 и 3 мл H_2O , в другие четыре пронумерованные пробирки налейте по 2 мл 0,2 М раствора $Na_2S_2O_3$ и по 3 мл воды (дистиллированной).

9. Все пробирки поставьте в водяную «баню» или термостат. Измерьте температуру «бани» или термостата, запишите.

10. Проведите реакцию одновременно слив растворы в стаканчик из обеих первых пробирок и включив секундомер.

11. Отметьте время до начала выпадения осадка элементарной серы (помутнение).

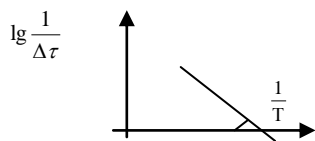
12. Тот же опыт проделайте еще три раза, подняв температуру на 10^0 , 20^0 , 30^0 выше первоначальной. (Пробирки с растворами при каждой температуре выдерживайте в термостате несколько минут).

13. Результаты опыта занесите в таблицу.

№ опыта	t^0	$T=t^0+273$	$\frac{1}{T}$	$\Delta\tau$	$\frac{1}{\Delta\tau}$	$\lg \frac{1}{\Delta\tau}$	E
	0C	K	K^{-1}	с	$с^{-1}$		
1							

2							
3							
4							

14. Постройте график в координатах $\lg \frac{1}{\Delta\tau} - \frac{1}{T}$, выбрав соответствующий масштаб.



8. Определите тангенс угла наклона прямой $\operatorname{tg}\alpha$ и рассчитайте энергию активации реакции: $E=2,3 \cdot R \cdot \operatorname{tg}\alpha$; (Дж/моль) ($R=8,3 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$)

Сделайте вывод по лабораторной работе.

Форма представления результата: отчет о проделанной работе, заполненные таблицы, построенные графики, выводы.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 4.3. Коллоидные системы

Практическое занятие № 20

Выполнение упражнений: «Составление формул и схем строения мицелл коллоидных растворов»

Цель работы: научиться составлять формулы и схемы строения мицелл коллоидных растворов.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- определять составные части мицеллы гидрозоль;
- составлять схемы строения мицеллы гидрозоль.

Материальное обеспечение:

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Таблица растворимости.

Задание:

- 1 Составление уравнений реакций получения нерастворимого вещества.
- 2 Составление схемы строения мицеллы гидрозоль.

Краткие теоретические сведения:

Коллоидные растворы (золи) занимают по размеру частиц (10^{-5} - 10^{-7} см) промежуточное положение между истинными растворами и микрогетерогенными системами: эмульсиями, суспензиями, пенами.

Строение частицы коллоидного раствора – мицеллы

В результате избирательной адсорбции одного из ионов на поверхности твердой частицы – агрегата возникает двойной электрический слой.

Например. Если получать коллоидный раствор иодида серебра при наличии избытка иодида калия (вещество, взятое в избытке, является *ионным стабилизатором*), то на поверхности агрегата AgI адсорбируются ионы Γ^- , имеющие сходство с поверхностью AgI. Эти ионы называются *потенциал-определяющие* и прочно связаны с поверхностью. *Противоионы* K^+ будут находиться частично в адсорбционном, частично в диффузном слое (рисунок 1).

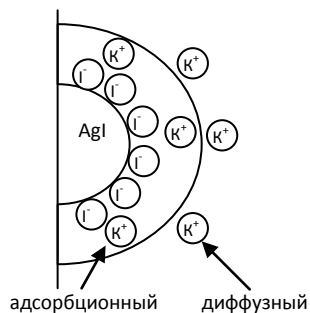


Рисунок 1 – Строение мицеллы гидрозолья

Порядок выполнения работы:

- 1 Повторите понятия: коллоидный раствор, мицелла коллоидного раствора.
- 2 Проанализируйте и осмыслите алгоритм составления схемы строения мицеллы гидрозолья.
- 3 Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

Ход работы:

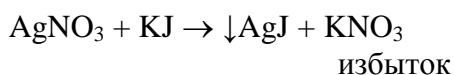
Примеры выполнения типовых заданий

Задание № 1.

Составьте уравнение реакции образования и схему мицеллы золья йодида серебра, полученного при взаимодействии растворов йодида калия KI и нитрата серебра AgNO₃, если йодид калия взят в избытке.

Алгоритм составления схемы строения мицеллы гидрозолья.

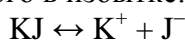
1. Составить уравнение реакции получения нерастворимого вещества, указать какое вещество взято в избытке.



2. Составить схему строения мицеллы гидрозолья:

а) записать формулу ядра, которым является нерастворимое вещество – AgJ;

б) записать уравнение диссоциации ионного стабилизатора, то есть раствора вещества, взятого в избытке:



в) определить потенциалопределяющие ионы и противоионы; ионы, образованные при диссоциации ионного стабилизатора и имеющие сродство с поверхностью ядра – потенциалопределяющие ионы (J⁻), а другие – проивоионы (K⁺);

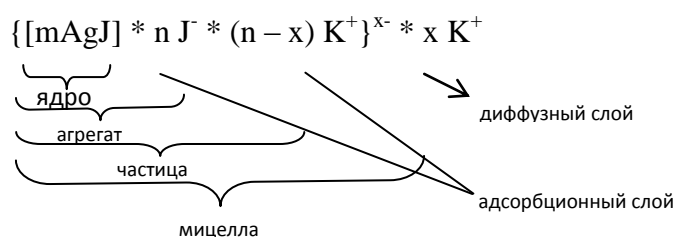
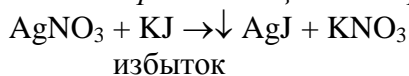
г) записать адсорбционный слой, который состоит из «n» потенциалопределяющих ионов (n J⁻), имеющих сродство с поверхностью ядра, (n-x) противоионов ((n-x) K⁺);

д) определить заряд частицы, которая состоит из ядра, потенциалопределяющих ионов и противоионов по формуле:

$$n - (n-x) = x$$

е) записать диффузный слой, состоящий из «x» противоионов (x K⁺).

Схема строения мицеллы гидрозолья иодида серебра



Задание № 2.

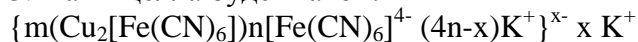
Составьте уравнение реакции образования и схему мицеллы золя гексацианоферрата меди (II), полученного при взаимодействии растворов гексацианоферрата калия и сульфата меди (II), если гексацианоферрат калия взят в избытке.

Решение.



2. зодем будет $Cu_2[Fe(CN)_6] \downarrow$,

3. а мицелла будет такой:

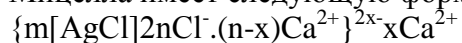


Задание № 3.

Напишите формулу мицеллы хлорида серебра, полученной при взаимодействии нитрата серебра с избытком хлорида кальция.

Решение.

Мицелла имеет следующую формулу:



Форма представления результата: оформленная работа с выполненными индивидуальными заданиями по вариантам.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 5.5. Основы проведения количественного анализа

Практическое занятие № 21

Выполнение расчетов в количественном анализе (весовом) анализе

Цель работы: научиться выполнять расчеты в гравиметрическом (весовом) анализе, находить практическое применение гравиметрическим методам анализа.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

– выполнять расчеты в гравиметрическом (весовом) анализе.

Материальное обеспечение:

Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. К. П. Мищенко и А. А. Равделя. – Л. : Химия, 1974. – 200 с.

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева,

Задание:

1. Определение массы и процентного содержания определяемого вещества.
2. Определение массы и процентного содержания примесей в веществе.
3. Определение массы и процентного содержания влаги в веществе.

Порядок выполнения работы:

- 1 Повторите сущность и основные операции гравиметрического анализа.
- 2 Проанализируйте и осмыслите алгоритмы решения типовых задач на проведении расчетов в гравиметрическом анализе.
- 3 Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

Ход работы:

Примеры решения типовых задач

Расчеты в весовом анализе выполняются с точностью, которая определяется точностью взвешивания на аналитических весах.

Расчет результатов для первого и второго вариантов весового анализа сводится к определению, какую долю от массы взятой навески составляет масса выделенной составной части.

Задача № 1.

Для определения содержания влаги взята навеска хлорида натрия 2,08 г. После высушивания до постоянной массы получено 1,99 г. Рассчитайте содержание влаги W (%).

Алгоритм решения.

Рассчитаем содержание влаги по формуле

$$W\%_{\text{влаги}} = 100\% \cdot (m_1 - m_2)/m_1,$$

где m_1 и m_2 – масса навески хлорида натрия до и после высушивания, соответственно, г.

$$W\%_{\text{влаги}} = 100\% \cdot (2,08 - 1,99) / 2,08 = 4,33\%.$$

Ответ: $W\%_{\text{влаги}} = 4,33\%$.

Задача № 2. Для определения содержания золы взята навеска каменного угля 0,9214 г. После прокаливания до постоянной массы получено 0,0103 г. Рассчитайте содержание золы $X(\%)$.

Алгоритм решения.

Рассчитаем содержание золы по формуле: $X\%_{\text{золы}} = 100\% \cdot m_2 / m_1$, где m_1 и m_2 – масса навески каменного угля до и после прокаливания до постоянной массы, соответственно, г.

$$X\%_{\text{золы}} = 100\% \cdot 0,0103 / 0,9212 = 1,118\%.$$

Ответ: $X\%_{\text{золы}} = 1,118\%$.

Расчет результата для третьего варианта весового анализа состоит из двух частей:

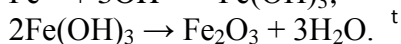
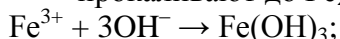
а) сначала определяют, сколько граммов определяемого компонента содержится в весовой форме;

б) затем определяют, какой процент составляет компонент от массы взятой навески.

Задача № 3. Из навески 0,2017 г сплава железа после соответствующих операций получено 0,0871 г Fe_2O_3 . Определите, сколько процентов железа содержится в сплаве.

Алгоритм решения.

1. В ходе анализа сплав растворяют в кислоте, затем катионы Fe^{3+} осаждают раствором аммиака и полученный аморфный осадок $\text{Fe}(\text{OH})_3$ высушивают и прокаливают до Fe_2O_3 и взвешивают до постоянной массы.



2. Следовательно, 1 моль весовой формы Fe_2O_3 можно получить из 2 молей железа Fe.

Составляем пропорцию и решаем ее:

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 55,8 + 16 \cdot 3 = 159,8 \text{ г/моль}; \quad M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ г/моль}.$$

$$111,7 \text{ г (Fe)} - '159,8 \text{ г (Fe}_2\text{O}_3); \quad x = \frac{111,7 \cdot 0,0871}{159,8};$$

$$x \text{ г (Fe)} - 0,0871 \text{ г (Fe}_2\text{O}_3).$$

3. Затем находим процентное содержание железа в сплаве:

$$W\%(\text{Fe}) = \frac{111,7 \cdot 0,0871}{159,8 \cdot 0,2017} \cdot 100\% = 30,20\%.$$

Ответ: $W\%(\text{Fe}) = 30,20\%$.

Если обозначить: массу навески – g (г); массу весовой формы – G (г); аналитический фактор пересчета – $F = M_{\text{опр. комп.}} / M_{\text{весовой формы}}$, то получим общую формулу расчета в весовом анализе:

$$W_{\text{опр.}}(\%) = F_{\text{опр./вес.}} \cdot \frac{G}{g} \cdot 100\%.$$

Форма представления результата: выполнение индивидуальных заданий по вариантам.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 5.5. Основы проведения количественного анализа

Практическое занятие № 22

Выполнение расчетов в количественном анализе (весовом) анализе

Цель работы: научиться выполнять расчеты в гравиметрическом (весовом) анализе, находить практическое применение гравиметрическим методам анализа.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

– выполнять расчеты в гравиметрическом (весовом) анализе.

Материальное обеспечение:

Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. К. П. Мищенко и А. А. Равделя. – Л. : Химия, 1974. – 200 с.

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева,

Задание:

4. Определение массы и процентного содержания определяемого вещества.
5. Определение массы и процентного содержания примесей в веществе.
6. Определение массы и процентного содержания влаги в веществе.

Порядок выполнения работы:

- 1 Повторите сущность и основные операции гравиметрического анализа.
- 2 Проанализируйте и осмыслите алгоритмы решения типовых задач на проведении расчетов в гравиметрическом анализе.
- 3 Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

Ход работы:

Примеры решения типовых задач

Расчеты в весовом анализе выполняются с точностью, которая определяется точностью взвешивания на аналитических весах.

Расчет результатов для первого и второго вариантов весового анализа сводится к определению, какую долю от массы взятой навески составляет масса выделенной составной части.

Задача № 1.

Для определения содержания влаги взята навеска хлорида натрия 2,08 г. После высушивания до постоянной массы получено 1,99 г. Рассчитайте содержание влаги W (%).

Алгоритм решения.

Рассчитаем содержание влаги по формуле

$$W\%_{\text{влаги}} = 100\% \cdot (m_1 - m_2)/m_1,$$

где m_1 и m_2 – масса навески хлорида натрия до и после высушивания, соответственно,
г.

$$W\%_{\text{влаги}} = 100\% \cdot (2,08 - 1,99) / 2,08 = 4,33\%.$$

$$\text{Ответ: } W\%_{\text{влаги}} = 4,33\%.$$

Задача № 2. Для определения содержания золы взята навеска каменного угля 0,9214 г. После прокаливания до постоянной массы получено 0,0103 г. Рассчитайте содержание золы $X(\%)$.

Алгоритм решения.

Рассчитаем содержание золы по формуле: $X\%_{\text{золы}} = 100\% \cdot m_2 / m_1$, где m_1 и m_2 – масса навески каменного угля до и после прокаливания до постоянной массы, соответственно, г.

$$X\%_{\text{золы}} = 100\% \cdot 0,0103 / 0,9212 = 1,118\%.$$

$$\text{Ответ: } X\%_{\text{золы}} = 1,118\%.$$

Расчет результата для третьего варианта весового анализа состоит из двух частей:

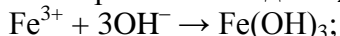
а) сначала определяют, сколько граммов определяемого компонента содержится в весовой форме;

б) затем определяют, какой процент составляет компонент от массы взятой навески.

Задача № 3. Из навески 0,2017 г сплава железа после соответствующих операций получено 0,0871 г Fe_2O_3 . Определите, сколько процентов железа содержится в сплаве.

Алгоритм решения.

4. В ходе анализа сплав растворяют в кислоте, затем катионы Fe^{3+} осаждают раствором аммиака и полученный аморфный осадок $\text{Fe}(\text{OH})_3$ высушивают и прокаливают до Fe_2O_3 и взвешивают до постоянной массы.



5. Следовательно, 1 моль весовой формы Fe_2O_3 можно получить из 2 молей железа Fe.

Составляем пропорцию и решаем ее:

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 55,8 + 16 \cdot 3 = 159,8 \text{ г/моль}; \quad M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ г/моль}.$$

$$111,7 \text{ г (Fe)} - '159,8 \text{ г (Fe}_2\text{O}_3); \quad x = \frac{111,7 \cdot 0,0871}{159,8};$$

$$x \text{ г (Fe)} - 0,0871 \text{ г (Fe}_2\text{O}_3).$$

6. Затем находим процентное содержание железа в сплаве:

$$W\%(\text{Fe}) = \frac{111,7 \cdot 0,0871}{159,8 \cdot 0,2017} \cdot 100\% = 30,20\%.$$

$$\text{Ответ: } W\%(\text{Fe}) = 30,20\%.$$

Если обозначить: массу навески – g (г); массу весовой формы – G (г); аналитический фактор пересчета – $F = M_{\text{опр. комп.}} / M_{\text{весовой формы}}$, то получим общую формулу расчета в весовом анализе:

$$W_{\text{опр.}}(\%) = F_{\text{опр./вес.}} \cdot \frac{G}{g} \cdot 100\%.$$

Форма представления результата: выполнение индивидуальных заданий по вариантам.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 5.6. Гравиметрический (весовой) метод анализа

Практическое занятие № 23

Выполнение расчетов в гравиметрическом (весовом) анализе

Цель работы: научиться выполнять расчеты в гравиметрическом (весовом) анализе, находить практическое применение гравиметрическим методам анализа.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

– выполнять расчеты в гравиметрическом (весовом) анализе.

Материальное обеспечение:

Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. К. П. Мищенко и А. А. Равделя. – Л. : Химия, 1974. – 200 с.

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева,

Задание:

7. Определение массы и процентного содержания определяемого вещества.
8. Определение массы и процентного содержания примесей в веществе.
9. Определение массы и процентного содержания влаги в веществе.

Порядок выполнения работы:

- 1 Повторите сущность и основные операции гравиметрического анализа.
- 2 Проанализируйте и осмыслите алгоритмы решения типовых задач на проведении расчетов в гравиметрическом анализе.
- 3 Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

Ход работы:

Примеры решения типовых задач

Расчеты в весовом анализе выполняются с точностью, которая определяется точностью взвешивания на аналитических весах.

Расчет результатов для первого и второго вариантов весового анализа сводится к определению, какую долю от массы взятой навески составляет масса выделенной составной части.

Задача № 1.

Для определения содержания влаги взята навеска хлорида натрия 2,08 г. После высушивания до постоянной массы получено 1,99 г. Рассчитайте содержание влаги W (%).

Алгоритм решения.

Рассчитаем содержание влаги по формуле

$$W\%_{\text{влаги}} = 100\% \cdot (m_1 - m_2)/m_1,$$

где m_1 и m_2 – масса навески хлорида натрия до и после высушивания, соответственно,

г.

$$W\%_{\text{влаги}} = 100\% \cdot (2,08 - 1,99)/2,08 = 4,33\%.$$

Ответ: $W\%_{\text{влаги}} = 4,33\%$.

Задача № 2. Для определения содержания золы взята навеска каменного угля 0,9214 г. После прокаливания до постоянной массы получено 0,0103 г. Рассчитайте содержание золы $X(\%)$.

Алгоритм решения.

Рассчитаем содержание золы по формуле: $X\%_{\text{золы}} = 100\% \cdot m_2 / m_1$, где m_1 и m_2 – масса навески каменного угля до и после прокаливания до постоянной массы, соответственно, г.

$$X\%_{\text{золы}} = 100\% \cdot 0,0103 / 0,9214 = 1,118\%.$$

Ответ: $X\%_{\text{золы}} = 1,118\%$.

Расчет результата для третьего варианта весового анализа состоит из двух частей:

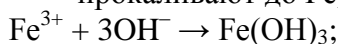
а) сначала определяют, сколько граммов определяемого компонента содержится в весовой форме;

б) затем определяют, какой процент составляет компонент от массы взятой навески.

Задача № 3. Из навески 0,2017 г сплава железа после соответствующих операций получено 0,0871 г Fe_2O_3 . Определите, сколько процентов железа содержится в сплаве.

Алгоритм решения.

7. В ходе анализа сплав растворяют в кислоте, затем катионы Fe^{3+} осаждают раствором аммиака и полученный аморфный осадок $\text{Fe}(\text{OH})_3$ высушивают и прокаливают до Fe_2O_3 и взвешивают до постоянной массы.



8. Следовательно, 1 моль весовой формы Fe_2O_3 можно получить из 2 молей железа Fe.

Составляем пропорцию и решаем ее:

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 55,8 + 16 \cdot 3 = 159,8 \text{ г/моль}; \quad M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ г/моль}.$$

$$111,7 \text{ г (Fe)} - 159,8 \text{ г (Fe}_2\text{O}_3); \quad x = \frac{111,7 \cdot 0,0871}{159,8};$$

$$x \text{ г (Fe)} - 0,0871 \text{ г (Fe}_2\text{O}_3).$$

9. Затем находим процентное содержание железа в сплаве:

$$W\%(\text{Fe}) = \frac{111,7 \cdot 0,0871}{159,8 \cdot 0,2017} \cdot 100\% = 30,20\%.$$

Ответ: $W\%(\text{Fe}) = 30,20\%$.

Если обозначить: массу навески – g (г); массу весовой формы – G (г); аналитический фактор пересчета – $F = M_{\text{опр. комп.}}/M_{\text{весовой формы}}$, то получим общую формулу расчета в весовом анализе:

$$W_{\text{опр.}}(\%) = F_{\text{опр./вес.}} \cdot \frac{G}{g} \cdot 100\%.$$

Форма представления результата: выполнение индивидуальных заданий по вариантам.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.
За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 5.9. Титриметрический (объемный) метод анализа

Практическое занятие № 24

Выполнение расчетов в титриметрическом (объемном) анализе на примере объема раствора, на количество примесей

Формируемые компетенции:

Цель работы: научиться проводить вычисления в титриметрическом (объемном) анализе, находить практическое применение титриметрическим методам анализа.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- проводить расчеты для приготовления рабочих растворов;
- проводить вычисления в титриметрическом (объемном) анализе.

Материальное обеспечение:

Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. К. П. Мищенко и А. А. Равделя. – Л.: Химия, 1974. – 200 с.

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, таблица растворимости.

Задание:

- 1 Определение процентного содержания кислоты в образце исследуемого раствора.
- 2 Определение процентного содержания щелочи в образце исследуемого раствора.

Порядок выполнения работы:

- 1 Повторите сущность и основные операции титриметрического анализа.
- 2 Проанализируйте и осмыслите алгоритмы решения типовых задач на проведении расчетов в гравиметрическом анализе.
- 3 Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

Ход работы:

Задача № 1.

Выполните расчеты, необходимые при приготовлении 500 мл: а) 0,2 Н раствора $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; б) 0,2 М раствора $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$; в) раствора с $T(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)=0,010$ г/мл.

Алгоритм решения.

1 Рассчитаем молярную массу вещества:

$$M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 2 + 12 \cdot 2 + 16 \cdot 4 + 2 \cdot 18 = 126 \text{ г/моль.}$$

2 Рассчитаем эквивалентную массу вещества:

$$\mathcal{E}_M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) = M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) \cdot f_{\text{эkv}}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 126 \cdot 1/2 = 63 \text{ г/моль.}$$

3 Рассчитаем массу вещества, необходимую для приготовления 500 мл 0,2 Н раствора $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$:

$$C_N = n_{\text{экв}}/V_{\text{р-ра (л)}} = m/(\mathcal{E}_M \cdot V_{\text{р-ра (л)}})$$

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) = C_N \cdot \mathcal{E}_M \cdot V_{\text{р-ра (л)}} = 0,2 \cdot 63 \cdot 0,5 = 6,30 \text{ г.}$$

4 Рассчитаем массу вещества, необходимую для приготовления 500 мл 0,2 М раствора $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$:

$$C_M = n/V_{\text{р-ра (л)}} = m/(M \cdot V_{\text{р-ра (л)}})$$

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) = C_M \cdot M \cdot V_{\text{р-ра (л)}} = 0,2 \cdot 126 \cdot 0,5 = 12,60 \text{ г.}$$

5 Рассчитаем массу вещества, необходимую для приготовления 500 мл раствора с $T(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 0,010 \text{ г/мл}$:

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 0,01 \text{ г/мл} \cdot 500 \text{ мл} = 5,0 \text{ г.}$$

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) = (5,0 \text{ г} \cdot M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O})) / M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = (5,0 \cdot 126) / 90 = 7,0 \text{ г.}$$

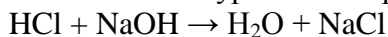
Ответ: а) $m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 6,30 \text{ г}$; б) $m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 12,60 \text{ г}$; в) $m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 7,0 \text{ г}$.

Задача № 2.

Определите процентное содержание щелочи NaOH в растворе, если для титрования взята аликвота 10 мл, на титрование которой израсходовано $V_1 = 8,5 \text{ мл}$, $V_2 = 8,3 \text{ мл}$, $V_3 = 8,5 \text{ мл}$ рабочего раствора HCl с $T_{\text{HCl}} = 0,0121 \text{ г/мл}$.

Алгоритм решения.

1. Составим уравнение протекающей при титровании реакции:



2. Число эквивалентов HCl, пошедшее на титрование рассчитывается так:

$$\mathcal{E}_{M(\text{HCl})} = M(\text{HCl}) \cdot f_{\text{экв}}(\text{HCl}) = (1+35,5) \cdot 1 = 36,5 \text{ г/моль} \cdot \text{экв.}$$

$$n_{\text{экв}(\text{HCl})} = (T_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{ср}}(\text{HCl})) / \mathcal{E}_{M(\text{HCl})} = (0,0121 \cdot 8,43) / 36,5 = 0,0028 \text{ моль} \cdot \text{экв.}$$

3. По закону эквивалентов число молей эквивалентов щелочи равно числу молей эквивалентов кислоты, т.е.:

$$n_{\text{экв}}(\text{NaOH}) = 0,0028 \text{ моль} \cdot \text{экв.}$$

$$\mathcal{E}_M(\text{NaOH}) = M(\text{NaOH}) \cdot f_{\text{экв}}(\text{NaOH}) = (23+16+1) \cdot 1/2 = 40 \text{ г/моль} \cdot \text{экв.}$$

$$m(\text{NaOH}) = \mathcal{E}_M(\text{NaOH}) \cdot n_{\text{экв}}(\text{NaOH}) = 40 \cdot 0,0028 = 0,112 \text{ г}$$

$$\% \text{NaOH} = m(\text{NaOH}) / m_{\text{аликвоты}} = 0,112 \text{ г} / (10 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл}) = 0,0112 \%$$

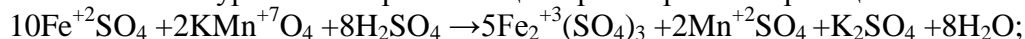
$$\text{Ответ: } \% \text{NaOH} = 0,0112 \%$$

Задача № 3.

Определите процентное содержание железа в руде, если навеска руды 0,1658 г растворена и переведена в мерную колбу на 200 мл, взята аликвота 10 мл и оттитрована рабочим раствором KMnO_4 с концентрацией $N = 0,0108 \text{ моль} \cdot \text{экв/л}$. На титрование пошло 8,6 мл, 8,4 мл и 8,7 мл этого раствора.

Алгоритм решения.

1. Составим уравнение протекающей при титровании реакции:



2. Рассчитаем эквивалентную массу железа:

$$\mathcal{E}_M(\text{Fe}^{+2}) = M(\text{Fe}) \cdot f_{\text{экв}} = 56 \cdot 1 = 56 \text{ г/моль} \cdot \text{экв.};$$

3. Рассчитаем процентное содержание железа в руде:

$$V_{\text{ср}}(\text{KMnO}_4) = (8,6 + 8,4 + 8,7) / 3 = 8,57 \text{ мл};$$

$$\% \text{Fe} = \frac{N_{\text{KMnO}_4} \cdot V_{\text{KMnO}_4}^{\text{ср}} \cdot \mathcal{E}_M(\text{Fe}^{2+}) \cdot V_{\text{колбы}}}{a \cdot m_{\text{навески}} \cdot 1000} \cdot 100\% = \frac{0,0108 \cdot 8,57 \cdot 56 \cdot 200}{10 \cdot 0,1258 \cdot 1000} \cdot 100\% = 62,5\%.$$

$$\text{Ответ: } \% \text{Fe} = 62,5\%.$$

Форма представления результата: выполнение индивидуальных заданий по вариантам.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

1.1 Основные понятия и законы химии

Лабораторная работа №1

«Реакции ионного обмена»

Цель работы: научиться проводить реакции ионного обмена. Составлять уравнения реакций в молекулярной ионной и краткой ионной форме.

Выполнив эту работу, Вы будете:

уметь:

- определять среду растворов веществ;
- составлять уравнения реакций в молекулярном и ионном виде;
- проводить реакции взаимодействия солей с кислотами, щелочами и между собой.

Оборудование и реактивы: реактивный штатив с набором реактивов (щелочи, кислоты, соли), индикаторы, пробирки, пипетки, промывалка с дистиллированной водой.

Материальное обеспечение:

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, таблица растворимости.

Оборудование и реактивы: мерные колбы, воронки, бойки, фиксаж серной кислоты H_2SO_4 , дистиллированная вода (д. H_2O), промывалка, карандаш по стеклу, конические колбы, мерные пипетки градуированные и неградуированные, капельница, спиртовой раствор фенолфталеина, бюретка, теххимические весы с разновесками, стакан химический стеклянный, сухой КОН (едкое кали), стеклянная палочка.

Задание:

- 1 Определение процентного содержания кислоты в образце исследуемого раствора.
- 2 Определение процентного содержания щелочи в образце исследуемого раствора.

Порядок выполнения работы:

- 1 Систематизируйте и обобщите знания по теме, повторив изученный на лекционном занятии материал.
- 2 Выполните практическую часть работы.
- 3 Проведите расчет.
- 4 Сформулируйте общие выводы о проделанной работе.

Опыт № 1. Взаимодействие кислот и оснований (реакция нейтрализации).

Порядок выполнения работы:

1. Налейте в пробирку 5-10 капель раствора щелочи и 1-2 капли раствора фенолфталеина. Наблюдайте изменение цвета.
2. Затем добавляйте по 1 капле раствора кислоты (HCl или H_2SO_4), встряхивая пробирку. Отметьте изменение цвета с малинового до бесцветного после прибавления некоторого количества кислоты.
3. Почему раствор обесцветился не сразу?

4. Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.
5. Сделайте вывод о том, что образуется в результате реакции нейтрализации.

Опыт № 2. Действие на растворы солей растворами щелочей.

Порядок выполнения опыта:

1. В одну пробирку налейте 5-10 капель раствора соли железа (III)-(FeCl₃), в другую соли меди (II)-(CuSO₄).
2. В обе пробирки по каплям приливайте раствор щелочи (KOH или NaOH).
3. Наблюдайте образование осадков бурого и голубого цвета.
4. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.
5. Сделайте вывод о взаимодействии солей со щелочами.

Опыт № 3. Действие на растворы солей растворами кислот.

Порядок выполнения опыта:

1. В пробирку налейте 10 капель раствора соды – карбоната натрия Na₂CO₃.
2. Добавьте по каплям раствора кислоты (HCl или H₂SO₄).
3. Наблюдайте выделение газа.
4. Написав уравнение реакции в молекулярном и ионном виде, объясните, пузырьки какого газа выделяются.
5. Сделайте вывод о взаимодействии солей с кислотами.

Опыт № 4. Взаимодействие солей между собой.

Порядок выполнения опыта:

1. Налейте в пробирку 2-3 капли раствора соли Pb(NO₃)₂ (Pb(CH₃COO)₂) и прилейте 1-2 капли раствора иодида калия KI. Наблюдайте образование желтого осадка иодида свинца (II) PbI₂.
2. Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах, отметьте цвета образовавшихся осадков и исходных растворов и названия веществ.
3. Сделайте вывод о взаимодействии солей.

Опыт № 5. Действие растворов солей, кислот и щелочей на индикаторы. Гидролиз солей

Порядок выполнения работы:

1. На полоску универсальной индикаторной бумажки нанесите по 1 капле раствора соляной или серной кислоты (HCl, H₂SO₄), раствора щелочи (KOH или NaOH) и дистиллированной воды. Отметьте цвет, запишите в таблицу. По шкале универсальной индикаторной бумаги определите значение pH растворов, запишите в таблицу.
2. В одну пробирку налейте 5 капель кислоты (любой), во вторую пробирку 5 капель раствора щелочи, в третью дистиллированную воду. Добавьте во все пробирки немного д. H₂O и по 1-2 капли раствора фенол-фталеина. Отметьте цвет раствора. Запишите в таблицу.
3. На полоску универсальной индикаторной бумажки нанесите по 1 капле раствора Al₂(SO₄)₃ (FeCl₃, Fe₂(SO₄)₃, FeSO₄), раствора Na₂CO₃ (K₂CO₃, NaCH₃COO) и раствора NaCl (KCl, Na₂SO₄). Отметьте цвет, запишите в таблицу. По шкале универсальной индикаторной бумаги определите значение pH растворов, запишите в таблицу.
4. Сделайте вывод о действии растворов веществ на индикаторы, определите реакцию среды растворов, учитывая, что при pH ≈ 7 – среда нейтральная, при pH > 7 – среда щелочная, а при pH < 7 – среда кислая. Заполните последний столбец таблицы.
5. По значению среды растворов заполните в таблице строки столбца, указывающего на цвет индикатора фенолфталеина в растворах солей. Подтвердите свои выводы опытным

путем. В три пробирки налейте по 5 капель растворов соответствующих солей, используемых в п. 3. Добавьте во все пробирки немного д. H_2O и по 1-2 капли раствора фенолфталеина. Отметьте цвет раствора.

Таблица наблюдений:

Раствор вещества	Цвет индикатора		рН раствора (по шкале универ. индикат. бум.)	Среда раствора
	Фенолфталеин	Универсальный		
HCl (H_2SO_4)				
KOH (NaOH)				
H_2O				
$Al_2(SO_4)_3$ ($FeCl_3$)				
Na_2CO_3				
NaCl (Na_2SO_4)				

6. Напишите уравнения электролитической диссоциации каждого из веществ.

7. Объясните, присутствием каких ионов обусловлены кислая среда и щелочная среда растворов.

8. Напишите уравнения реакций гидролиза солей в молекулярной и ионной формах

Тема 1.1 Основные понятия и законы химии

Лабораторная работа № 2

Реакции нейтрализации

Цель работы: научиться работать с мерной посудой, готовить рабочие растворы, титровать, проводить определения методом нейтрализации.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- работать с мерной посудой;
- готовить рабочие растворы;
- титровать, проводить определения методом нейтрализации.

Материальное обеспечение:

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, таблица растворимости.

Оборудование и реактивы: мерные колбы, воронки, бойки, фиксанал серной кислоты H_2SO_4 , дистиллированная вода (д. H_2O), промывалка, карандаш по стеклу, конические колбы, мерные пипетки градуированные и неградуированные, капельница, спиртовой раствор фенолфталеина, бюретка, теххимические весы с разновесками, стакан химический стеклянный, сухой КОН (едкое кали), стеклянная палочка.

Задание:

- 1 Определение процентного содержания кислоты в образце исследуемого раствора.
- 2 Определение процентного содержания щелочи в образце исследуемого раствора.

Порядок выполнения работы:

- 1 Систематизируйте и обобщите знания по теме, повторив изученный на лекционном занятии материал.
- 2 Выполните практическую часть работы.
- 3 Проведите расчет.
- 4 Сформулируйте общие выводы о проделанной работе.

Ход работы:

Для выполнения опытов:

1. Получите задание у преподавателя.
2. Приготовьте стандартный (установочный) раствор серной кислоты из фиксанала. Для этого в предварительно тщательно вымытую мерную колбу (200 или 250 мл) перенесите количественно с помощью воронки и бойка содержимое ампулы фиксанала H_2SO_4 , долейте д. H_2O до метки, перемешайте. Подпишите на колбе формулу и концентрацию раствора.

Опыт № 1. Определение содержания кислоты и щелочи методом нейтрализации

Порядок выполнения опыта:

3. Для определения содержания кислоты в исследуемом растворе нужно приготовить рабочий титрованный раствор щелочи. Для этого в пластмассовой посуде готовят раствор КОН примерной концентрации. На технических весах отвешивают 0,56 г сухого КОН и растворяют в стакане в 100 мл д. Н₂O при перемешивании стеклянной палочкой. Сливают раствор в полиэтиленовую банку, подписывают. Заполняют бюретку этим раствором щелочи и оттитровывают им по фенолфталеину 2 аликвоты по 10 мл стандартного раствора кислоты Н₂SO₄.

4. Рассчитывают нормальность рабочего раствора щелочи по формуле:

$$N_{щ} = \frac{N_k \cdot V_k}{V_{щ}} \quad \text{или}$$
$$T_{\text{KOH}} = \frac{N_k \cdot V_k \cdot \mathcal{E}_{M(\text{KOH})}}{V_{\text{KOH}} \cdot 1000} = \frac{N_k \cdot V_k \cdot 56}{V_{\text{KOH}} \cdot 1000}.$$

5. Когда рабочий раствор щелочи приготовлен, и концентрация его установлена, возьмите три аликвоты по 10 мл исследуемого раствора в конические колбы, разбавьте д. Н₂O до ~100 мл, добавьте 2-3 капли раствора фенолфталеина и оттитруйте раствором щелочи до появления устойчивой малиновой окраски. Отметьте пошедшие на титрование объемы.

6. Процентное содержание компонента рассчитайте по формуле:

$$X(\%)_{\text{к-ты}} = \frac{N_p \cdot V_p^{cp} \cdot \mathcal{E}_{M(\text{к-ты})}}{1000 \cdot 10} \cdot 100\%;$$

7. Рассчитайте процент относительной ошибки:

$$\%_{\text{отн.ошибки}} = \frac{X^{np} - X^{теор}}{X^{теор}} \cdot 100\%.$$

Опыт № 1. Определение содержания кислоты и щелочи методом нейтрализации

Порядок выполнения опыта:

8. В каждую из трех чистых конических колб отберите аликвоту (10 или 15 мл) мерной пипеткой исследуемого раствора, добавьте дистиллированной воды примерно до объема 100 мл, прилейте по несколько капель спиртового раствора индикатора фенолфталеина.

9. Для определения содержания щелочи в исследуемом растворе чистую бюретку заполните приготовленным стандартным раствором Н₂SO₄ до нулевой отметки и оттитруйте все аликвоты исследуемого раствора по исчезновению малиновой окраски, отметьте объемы кислоты, пошедшей на титрование.

10. Процентное содержание компонента рассчитайте по формуле:

$$X(\%)_{\text{щелочи}} = \frac{N_p \cdot V_p^{cp} \cdot \mathcal{E}_{M(\text{щелочи})}}{1000 \cdot 10} \cdot 100\%;$$

11. Рассчитайте процент относительной ошибки:

$$\%_{\text{отн.ошибки}} = \frac{X^{np} - X^{теор}}{X^{теор}} \cdot 100\%.$$

12. Сформулируйте вывод по лабораторной работе.

Форма представления результата: отчет о проделанной работе, выводы.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

1.2 Растворы. Способы выражения концентраций растворов

Лабораторная работа №3

Определение плотности растворов различной концентрации

Цель работы: научиться определять плотность растворов

Выполнив работу, Вы будете

уметь:

1. Определить относительную плотность заданного раствора с помощью пикнометра (см. теоретическую часть). Расчеты привести в тетради.
2. Определить относительную плотность заданного раствора с помощью ареометра.
3. Сравнить относительные плотности раствора, полученные разными методами и сравнить со справочными данными.

Материальное обеспечение:

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, таблица растворимости.

Оборудование и реактивы: набор ареометров, пикнометры, цилиндры для определения плотности с помощью ареометра, хим. воронки, растворы некоторых веществ (CuSO_4 , K_2CrO_7 , Na_2SO_4)

Задание:

- 1 Определение процентного содержания кислоты в образце исследуемого раствора.
- 2 Определение процентного содержания щелочи в образце исследуемого раствора.

Порядок выполнения работы:

- 1 Систематизируйте и обобщите знания по теме, повторив изученный на лекционном занятии материал.
- 2 Выполните практическую часть работы.
- 3 Проведите расчет.
- 4 Сформулируйте общие выводы о проделанной работе.

Ход работы:

Жидкость, плотность которой надо определить, наливают в цилиндр. Ареометр погружать в жидкость следует осторожно, не выпуская его из рук до тех пор, пока не станет очевидным, что он плавает. Тогда ареометр осторожно отпускают, и ареометр принимает нужное положение. Ареометр должен находиться в центре цилиндра, ни в коем случае не касаться стенок цилиндра или быть к ним очень близко, т.к. положение ареометра в цилиндре отражается на точности показаний. Точно так же совершенно не допустимо, чтобы ареометр касался дна цилиндра.

Отчет приводят по делениям шкалы ареометра. Деление, против которого устанавливается верхний мениск (в случае окрашенных растворов) или нижний мениск жидкости (в случае неокрашенных растворов) характеризует величину плотности. После определения ареометр обмывают водой, вытирают и убирают специальный футляр или в ящик.

Если определяют относительную плотность жидкости не растворимой в воде, то ареометр обмывают каким-нибудь растворителем. Ареометр требует осторожного обращения, так как его легко разбить.

Форма представления результата: отчет о проделанной работе, выводы.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 2.3. Титриметрический (объемный) метод анализа

Лабораторная работа № 4

Качественная реакция на спирты

Цель работы: научиться обнаруживать спирты как органические вещества

Выполнив работу, Вы будете:

- проводить несложные реакции по обнаружению глюкозы (альдегидов), крахмала объектах;
- составлять схемы превращений веществ различных классов.

Материальное обеспечение:

Реактивный штатив, пробирки, пипетки, нагревательный элемент, растворы глюкозы, сахарозы, крахмала, растворы гидроксида натрия или калия, сульфата меди (II), нитрата серебра, аммиака, иода, дистиллированная вода.

Задание:

Обнаружение глюкозы, сахарозы, крахмала

Порядок выполнения работы:

- 1 Систематизируйте и обобщите знания по теме, повторив изученный на лекционном занятии материал.
- 2 Выполните практическую часть работы.
- 3 Проведите расчет.
- 4 Сформулируйте общие выводы о проделанной работе.

Ход работы:

Опыт № 1. Обнаружение глюкозы

(альдегидной группы – C $\begin{array}{l} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{H} \end{array}$)

Порядок выполнения опыта

1. В тщательно вымытую пробирку налейте 0,5 мл раствора нитрата серебра.
2. Добавьте в нее разбавленный раствор аммиака до растворения образующегося осадка Ag_2O .
3. Затем добавьте в пробирку раствора формальдегида, ацетальдегида или глюкозы и осторожно нагрейте.
4. Наблюдайте образование «серебряного зеркала» на стенках пробирки.
5. Составьте схему превращения.
6. Во вторую пробирку налейте 0,5 мл сульфата меди (II) – CuSO_4 .
7. Добавьте раствора щелочи KOH или NaOH до образования голубого осадка.
8. Затем налейте раствор формальдегида, ацетальдегида или глюкозы, нагрейте.
9. Наблюдайте образование красного осадка оксида меди (I) Cu_2O .

10. Составьте схему превращений.

Опыт №2. Свойства сахарозы

Порядок выполнения опыта

1. В пробирку налейте 3–4 капли раствора сульфата меди (II) – CuSO_4 .
2. Добавьте раствора щелочи KOH или NaOH до образования голубого осадка.
3. Добавьте в пробирку 3 мл раствора сахарозы и смесь взболтайте.
4. При встряхивании наблюдайте растворение голубого осадка гидроксида меди (II) и образование синего раствора сахарата меди (II).
5. Сделайте вывод о свойствах сахарозы.

Опыт №3. Обнаружение крахмала

Порядок выполнения опыта

1. В пробирку налейте 0,5 мл раствора крахмала (крахмального клейстера).
2. Добавьте к нему несколько капель спиртового раствора иода.
3. Наблюдайте образование синего окрашивания.
4. Нагрейте пробирку и наблюдайте исчезновение окраски.
5. После охлаждения содержимого вновь наблюдайте появление синей окраски.

Форма представления результата: отчет о проделанной работе, выводы.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 2.4. Амины. Аминокислоты. Белки

Лабораторная работа № 5,6

Обнаружение органических веществ специфическими реакциями

Цель работы: научиться обнаруживать спирты как органические вещества

Выполнив работу, Вы будете:

- проводить несложные реакции по обнаружению глюкозы (альдегидов), крахмала объектах;
- составлять схемы превращений веществ различных классов.

Материальное обеспечение:

Реактивный штатив, пробирки, пипетки, нагревательный элемент, растворы глюкозы, сахарозы, крахмала, растворы гидроксида натрия или калия, сульфата меди (II), нитрата серебра, аммиака, иода, дистиллированная вода.

Задание:

Обнаружение глюкозы, сахарозы, крахмала

Порядок выполнения работы:

- 1 Систематизируйте и обобщите знания по теме, повторив изученный на лекционном занятии материал.
- 2 Выполните практическую часть работы.
- 3 Проведите расчет.
- 4 Сформулируйте общие выводы о проделанной работе.

Ход работы:

Опыт № 1. Обнаружение глюкозы

(альдегидной группы – C $\begin{array}{l} \text{=O} \\ \diagdown \\ \text{H} \end{array}$)

Порядок выполнения опыта

1. В тщательно вымытую пробирку налейте 0,5 мл раствора нитрата серебра.
2. Добавьте в нее разбавленный раствор аммиака до растворения образующегося осадка Ag₂O.
3. Затем добавьте в пробирку раствора формальдегида, ацетальдегида или глюкозы и осторожно нагрейте.
4. Наблюдайте образование «серебряного зеркала» на стенках пробирки.
5. Составьте схему превращения.
6. Во вторую пробирку налейте 0,5 мл сульфата меди (II) – CuSO₄.
7. Добавьте раствора щелочи КОН или NaOH до образования голубого осадка.
8. Затем налейте раствор формальдегида, ацетальдегида или глюкозы, нагрейте.

9. Наблюдайте образование красного осадка оксида меди (I) Cu_2O .
10. Составьте схему превращений.

Опыт №2. Свойства сахарозы

Порядок выполнения опыта

1. В пробирку налейте 3–4 капли раствора сульфата меди (II) – CuSO_4 .
2. Добавьте раствора щелочи KOH или NaOH до образования голубого осадка.
3. Добавьте в пробирку 3 мл раствора сахарозы и смесь взболтайте.
4. При встряхивании наблюдайте растворение голубого осадка гидроксида меди (II) и образование синего раствора сахарата меди (II).
5. Сделайте вывод о свойствах сахарозы.

Опыт №3. Обнаружение крахмала

Порядок выполнения опыта

1. В пробирку налейте 0,5 мл раствора крахмала (крахмального клейстера).
2. Добавьте к нему несколько капель спиртового раствора иода.
3. Наблюдайте образование синего окрашивания.
4. Нагрейте пробирку и наблюдайте исчезновение окраски.
5. После охлаждения содержимого вновь наблюдайте появление синей окраски.

Форма представления результата: отчет о проделанной работе, выводы.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 бал

4.3. Коллоидные системы

Лабораторная работа № 7

Получение коллоидных растворов: золя канифоли, марганца диоксида, железа гидроксида

Цель работы: научиться получать коллоидные растворы; проводить их коагуляцию и защиту; наблюдать явление рассеяния света коллоидными растворами.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- получать коллоидные растворы;
- проводить их коагуляцию и защиту;
- по интенсивности рассеянного света сравнивать коллоидные растворы в зависимости от их концентрации.

Материальное обеспечение:

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева, таблица растворимости.

Оборудование и реактивы: электроплитка, водяная баня, пробирки, реактивный штатив, стаканчик, дистиллированная вода, 1 % раствор хлорида железа (III) – FeCl_3 ; 1М раствора NaCl , Na_2SO_4 , Na_3PO_4 , AlCl_3 , коллоидный раствор гидроксида железа (III) из опыта 1; 1%-ый раствор желатина, 1%-ый раствор крахмала.

Задание:

- 1 Получение коллоидных растворов, проведение их коагуляции и защиты.
- 2 Наблюдение явления рассеяния света (опалесценция) коллоидными растворами.

Краткие теоретические сведения:

Методы получения коллоидных растворов (золей)

Методы получения золей делятся на две группы:

1. *Диспергирование* – дробление крупных частиц до коллоидной дисперсности:
 - а) механическое дробление в мельницах и в специальных дробилках;
 - б) дробление под действием ультразвука (гидрозоли серы, графита, полимеров, органозоли легкоплавких металлов);
 - в) электрическое диспергирование при помощи вольтовой дуги;
 - г) условно к методам диспергирования относится *пептизация*: добавление к свежеприготовленному рыхлому осадку диспергируемого вещества электролита – стабилизатора, под действием которого частицы осадка отделяются друг от друга и переходят во взвешенное состояние.
2. *Конденсация* – это метод получения золей укрупнением частиц (молекул, атомов, ионов) до размера коллоидных частиц:
 - а) конденсация паров (туман, дым);
 - б) замена растворителя (при добавлении к истинному раствору растворителя, в котором вещество не растворяется, происходит укрупнение частиц (агрегатирование));
 - в) в результате химической реакции с обязательными условиями:
 - образование малорастворимого вещества;
 - малая концентрация реагирующих веществ;

– избыток одного из реагентов в качестве стабилизатора.

Общие условия получения коллоидных систем независимо от применяемых методов:

- 1) нерастворимость вещества дисперсной фазы в дисперсионной среде;
- 2) достижение частицами коллоидной дисперсности;
- 3) наличие стабилизатора, который сообщает системе агрегативную устойчивость.

Коагуляция коллоидных растворов – это процесс укрупнения (слипания) коллоидных частиц с последующей потерей устойчивости коллоидного раствора.

Методы коагуляции:

1. Добавление электролитов приводит к уменьшению заряда коллоидной частицы, а, следовательно, к уменьшению силы отталкивания между ними.

Минимальная концентрация электролита в растворе, вызывающая коагуляцию называется *порогом коагуляции*. Коагулирующей способностью обладают только ионы, имеющие тот же знак заряда, что и противоионы. Коагулирующая способность уменьшается с уменьшением заряда иона-коагулятора.

Например:



коагулирующая способность уменьшается

коагулирующая способность уменьшается

Состояние коллоидной системы, когда заряд коллоидных частиц становится равен нулю называется *изоэлектрическим состоянием*.

2. Коагуляцию коллоидных растворов можно вызвать нагреванием или замораживанием.

3. Коагуляция коллоидных растворов может проходить и под влиянием механических воздействий: перемешивания, центрифугирования и т.д.

Устойчивость коллоидных растворов обусловлена:

1) наличием зарядов одинакового знака на коллоидных частицах, поэтому они отталкиваются и не могут укрупниться и седиментировать;

2) наличием гидратных (или сольватных) оболочек, препятствующих слипанию коллоидных частиц (образуются, если дисперсионная среда имеет полярные молекулы – H₂O, спирт);

3) наличием в коллоидных растворах высокомолекулярных веществ, которые, адсорбируясь на поверхности частицы, образуют защитный слой. Это явление получило название *коллоидной защиты*.

Оптические свойства коллоидных растворов

При прохождении света через дисперсную систему может наблюдаться:

- 1) поглощение лучей определенных длин волн, что свойственно любым системам;
- 2) отражение света поверхностью частиц, если размер частиц значительно больше длины волны света (проявляется в мутности суспензий, эмульсий);
- 3) рассеяние световых лучей во всех направлениях имеет место, если длина их волны соизмерима с величиной частиц, что характерно для коллоидных растворов.

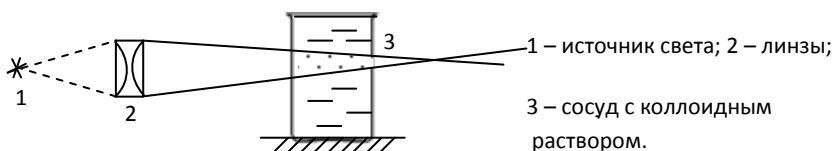


Рисунок 1 – Схема

Путь прохождения светового раствора виден при наблюдении

эффекта Тиндаля

пучка через коллоидный сбоку светящимся конусом

(конусом Тиндаля), что было названо *опалесценцией*.

Порядок выполнения работы:

- 1 Систематизируйте и обобщите знания по теме, законспектировав в отчет по лабораторной работе краткие теоретические сведения.
- 2 Выполните практическую часть работы.
- 3 Отметьте наблюдения, заполните таблицу, сформулируйте и запишите в отчет ответы на вопросы по каждому опыту.
- 4 Сформулируйте общие выводы о проделанной работе.

Ход работы:

Опыт № 1. Получение золя гидроксида железа (III)

Порядок выполнения опыта:

1. Вскипятите 10 мл дистиллированной воды в стаканчике на 50 мл.
2. Не прекращая нагревания, прилейте по каплям к этой воде 1 мл 1%-го раствора FeCl_3 .
3. Наблюдайте образование красно-коричневого коллоидного раствора гидроксида железа (III).
4. Напишите уравнение гидролиза соли хлорида железа (III).
5. Составьте схему строения мицеллы полученного золя, пользуясь алгоритмом (см. Практическое занятие № 10)
6. Коллоидный раствор охладите, и разлейте в 6 пробирок: 4 пробирки для опыта 2 и две пробирки для опыта 3.

Опыт № 2. Проведение коагуляции гидроксида железа (III) электролитами

Порядок выполнения опыта:

1. Считая капли, прилейте раствор NaCl к коллоидному раствору $\text{Fe}(\text{OH})_3$ в 1-пробирке до образования рыжего осадка (число капель запишите в таблицу).
2. Тот же опыт проделайте с другими электролитами, результаты запишите в таблицу.
3. Зная заряд коллоидной частицы золя (опыт 1) укажите, какие ионы являются для данного золя коагулянтами.
4. Сравните коагулирующую способность указанных выше ионов-коагулянтов, записав их в ряд по возрастающей.
5. Объясните, от чего, зависит коагулирующая способность ионов.

№ пробирки	Коллоидный раствор	Электр олит	Число капель электролита
1	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	NaCl	
2	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	Na_2SO_4	
3	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	Na_3PO_4	
4	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	AlCl_3	

Опыт № 3. Проведение коллоидной защиты

Порядок выполнения опыта:

1. В две пробирки с гидрозолем железа (III) прибавьте по 5 капель в одну – 1%-го раствора крахмала, в другую – 1%-го раствора желатина.

2. В каждую пробирку, взбалтывая, прибавляйте по каплям раствор Na_2SO_4 . Подсчитайте число капель, подвергшихся коагуляции в каждой пробирке.

3. Объясните с точки зрения явления коллоидной защиты, почему на коагуляцию гидрозоль в разных пробирках потребовалось различное количество электролита.

Опыт № 4. Явление рассеяния света коллоидными растворами

Порядок выполнения опыта:

1. Налейте в три пробирки 1, 2, 3 капли раствора AgNO_3 , прилейте в них дистиллированной воды до одинакового объема по метке, и по десять капель раствора KI .

2. Пронаблюдайте во всех пробирках опалесценцию, вызванную рассеянием света коллоидными частицами AgI .

3. Напишите уравнение реакции образования и схему мицеллы золь йодида серебра, если йодид калия взят в избытке.

4. Сравните интенсивность рассеянного света в зависимости от концентрации золь йодида серебра.

Сформулируйте общие выводы по лабораторной работе.

Форма представления результата: отчет о проделанной работе, заполнение таблицы, составленные схемы уравнений наблюдаемых процессов, схемы мицелл получаемых золь, выводы.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

4.3. Коллоидные системы

Лабораторная работа № 8 Получение коллоидных растворов: золя берлинской лазури

Цель работы: научиться получать коллоидные растворы; проводить их коагуляцию и защиту; наблюдать явление рассеяния света коллоидными растворами.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- получать коллоидные растворы;
- проводить их коагуляцию и защиту;
- по интенсивности рассеянного света сравнивать коллоидные растворы в зависимости от их концентрации.

Материальное обеспечение:

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева, таблица растворимости.

Оборудование и реактивы: электроплитка, водяная баня, пробирки, реактивный штатив, стаканчик, дистиллированная вода, 1 % раствор хлорида железа (III) – FeCl_3 ; 1М раствора NaCl , Na_2SO_4 , Na_3PO_4 , AlCl_3 , коллоидный раствор гидроксида железа (III) из опыта 1; 1%-ый раствор желатина, 1%-ый раствор крахмала.

Задание:

- 3 Получение коллоидных растворов, проведение их коагуляции и защиты.
- 4 Наблюдение явления рассеяния света (опалесценция) коллоидными растворами.

Краткие теоретические сведения:

Методы получения коллоидных растворов (золей)

Методы получения золей делятся на две группы:

3. *Диспергирование* – дробление крупных частиц до коллоидной дисперсности:

- а) механическое дробление в мельницах и в специальных дробилках;
- б) дробление под действием ультразвука (гидрозоли серы, графита, полимеров, органозоли легкоплавких металлов);
- в) электрическое диспергирование при помощи вольтовой дуги;
- г) условно к методам диспергирования относится *пептизация*: добавление к свежеприготовленному рыхлому осадку диспергируемого вещества электролита – стабилизатора, под действием которого частицы осадка отделяются друг от друга и переходят во взвешенное состояние.

4. *Конденсация* – это метод получения золей укрупнением частиц (молекул, атомов, ионов) до размера коллоидных частиц:

- а) конденсация паров (туман, дым);
- б) замена растворителя (при добавлении к истинному раствору растворителя, в котором вещество не растворяется, происходит укрупнение частиц (агрегатирование));
- в) в результате химической реакции с обязательными условиями:
 - образование малорастворимого вещества;
 - малая концентрация реагирующих веществ;
 - избыток одного из реагентов в качестве стабилизатора.

Общие условия получения коллоидных систем независимо от применяемых методов:

- 4) нерастворимость вещества дисперсной фазы в дисперсионной среде;
- 5) достижение частицами коллоидной дисперсности;
- 6) наличие стабилизатора, который сообщает системе агрегативную устойчивость.

Коагуляция коллоидных растворов – это процесс укрупнения (слипания) коллоидных частиц с последующей потерей устойчивости коллоидного раствора.

Методы коагуляции:

1. Добавление электролитов приводит к уменьшению заряда коллоидной частицы, а, следовательно, к уменьшению силы отталкивания между ними.

Минимальная концентрация электролита в растворе, вызывающая коагуляцию называется *порогом коагуляции*. Коагулирующей способностью обладают только ионы, имеющие тот же знак заряда, что и противоионы. Коагулирующая способность уменьшается с уменьшением заряда иона-коагулятора.

Например:



коагулирующая способность уменьшается коагулирующая способность уменьшается

Состояние коллоидной системы, когда заряд коллоидных частиц становится равен нулю называется *изоэлектрическим состоянием*.

4. Коагуляцию коллоидных растворов можно вызвать нагреванием или замораживанием.

5. Коагуляция коллоидных растворов может проходить и под влиянием механических воздействий: перемешивания, центрифугирования и т.д.

Устойчивость коллоидных растворов обусловлена:

1) наличием зарядов одинакового знака на коллоидных частицах, поэтому они отталкиваются и не могут укрупниться и седиментировать;

2) наличием гидратных (или сольватных) оболочек, препятствующих слипанию коллоидных частиц (образуются, если дисперсионная среда имеет полярные молекулы – H₂O, спирт);

3) наличием в коллоидных растворах высокомолекулярных веществ, которые, адсорбируясь на поверхности частицы, образуют защитный слой. Это явление получило название *коллоидной защиты*.

Оптические свойства коллоидных растворов

При прохождении света через дисперсную систему может наблюдаться:

- 4) поглощение лучей определенных длин волн, что свойственно любым системам;
- 5) отражение света поверхностью частиц, если размер частиц значительно больше длины волны света (проявляется в мутности суспензий, эмульсий);
- 6) рассеяние световых лучей во всех направлениях имеет место, если длина их волны соизмерима с величиной частиц, что характерно для коллоидных растворов.

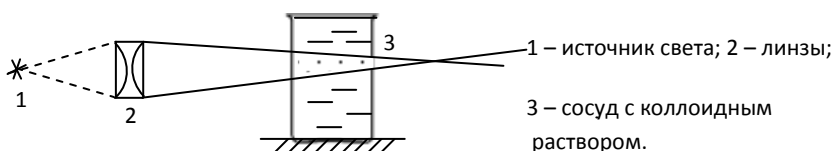


Рисунок 1 – Схема

эффекта Тиндаля

Путь прохождения светового раствора виден при наблюдении

пучка через коллоидный сбоку светящимся конусом

(*конусом Тиндаля*), что было названо *опалесценцией*.

Порядок выполнения работы:

- 1 Систематизируйте и обобщите знания по теме, законспектировав в отчет по лабораторной работе краткие теоретические сведения.
- 2 Выполните практическую часть работы.
- 3 Отметьте наблюдения, заполните таблицу, сформулируйте и запишите в отчет ответы на вопросы по каждому опыту.
- 4 Сформулируйте общие выводы о проделанной работе.

Ход работы:

Опыт № 1. Получение золя гидроксида железа (III)

Порядок выполнения опыта:

7. Вскипятите 10 мл дистиллированной воды в стаканчике на 50 мл.
8. Не прекращая нагревания, прилейте по каплям к этой воде 1 мл 1%-го раствора FeCl_3 .
9. Наблюдайте образование красно-коричневого коллоидного раствора гидроксида железа (III).
10. Напишите уравнение гидролиза соли хлорида железа (III).
11. Составьте схему строения мицеллы полученного золя, пользуясь алгоритмом (см. Практическое занятие № 10)
12. Коллоидный раствор охладите, и разлейте в 6 пробирок: 4 пробирки для опыта 2 и две пробирки для опыта 3.

Опыт № 2. Проведение коагуляции гидроксида железа (III) электролитами

Порядок выполнения опыта:

6. Считая капли, прилейте раствор NaCl к коллоидному раствору $\text{Fe}(\text{OH})_3$ в 1-пробирке до образования рыжего осадка (число капель запишите в таблицу).
7. Тот же опыт проделайте с другими электролитами, результаты запишите в таблицу.
8. Зная заряд коллоидной частицы золя (опыт 1) укажите, какие ионы являются для данного золя коагулянтами.
9. Сравните коагулирующую способность указанных выше ионов-коагулянтов, записав их в ряд по возрастающей.
10. Объясните, от чего, зависит коагулирующая способность ионов.

№ пробирки	Коллоидный раствор	Электролит	Число капель электролита
1	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	NaCl	
2	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	Na_2SO_4	
3	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	Na_3PO_4	
4	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	AlCl_3	

Опыт № 3. Проведение коллоидной защиты

Порядок выполнения опыта:

4. В две пробирки с гидрозолем железа (III) прибавьте по 5 капель в одну – 1%-го раствора крахмала, в другую – 1%-го раствора желатина.
5. В каждую пробирку, взбалтывая, прибавляйте по каплям раствор Na_2SO_4 . Подсчитайте число капель, подвергшихся коагуляции в каждой пробирке.

6. Объясните с точки зрения явления коллоидной защиты, почему на коагуляцию гидрозоля в разных пробирках потребовалось различное количество электролита.

Опыт № 4. Явление рассеяния света коллоидными растворами

Порядок выполнения опыта:

5. Налейте в три пробирки 1, 2, 3 капли раствора AgNO_3 , прилейте в них дистиллированной воды до одинакового объема по метке, и по десять капель раствора KI .

6. Пронаблюдайте во всех пробирках опалесценцию, вызванную рассеянием света коллоидными частицами AgI .

7. Напишите уравнение реакции образования и схему мицеллы золя йодида серебра, если йодид калия взят в избытке.

8. Сравните интенсивность рассеянного света в зависимости от концентрации золя йодида серебра.

Сформулируйте общие выводы по лабораторной работе.

Форма представления результата: отчет о проделанной работе, заполнение таблицы, составленные схемы уравнений наблюдаемых процессов, схемы мицелл получаемых зольей, выводы.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов

Тема 4.4. Микрогетерогенные системы

Лабораторная работа № 9

Изучение процессов набухания и студнеобразования крахмала, желатина и различных видов зерен

Цель работы: изучение влияния природы растворенных веществ на набухание желатина, влияния концентрации полимера на скорость студнеобразования

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- определять зависимость степени набухания желатина от рН среды;
- определение зависимости скорости студнеобразования от концентрации полимера.

Материальное обеспечение:

Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. К.П. Мищенко и А. А. Равделя. – Л: Химия, 1974. – 200 с.

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.

Оборудование и реактивы: пробирки, штатив, линейка, дистиллированная вода, раствор кислоты, раствор щелочи различных концентраций, желатин сухой, крахмал, зерна; термостат, промывалка с дистиллированной водой, водяная баня, секундомер (часы).

Задание:

1. Определение зависимости степени набухания желатина от рН среды.
2. Определение зависимости скорости студнеобразования от концентрации полимера.

Краткие теоретические сведения:

Набухание полимеров

Набухание – это самопроизвольный процесс поглощения растворителя высокомолекулярным веществом, сопровождающийся увеличением массы и объема полимера.

В результате ограниченного набухания полимер превращается в *студень*, неограниченного – переходит в раствор. Характер набухания зависит от температуры.

Набухание представляет собой процесс одностороннего смешивания, при котором молекулы растворителя благодаря подвижности проникают в пространство между молекулами или частями молекул ВМС.

$$\text{Степень набухания } \alpha = \frac{m - m_0}{m_0},$$

где m и m_0 – масса полимера после и до набухания.

Степень набухания зависит от рН раствора, для белков она минимальна в изoeлектрической точке.

Студнеобразование и синерезис

Студни – это многокомпонентные нетекучие системы, содержащие высокомолекулярные вещества и низкомолекулярный растворитель.

Основное свойство студней – отсутствие текучести объясняется образованием сетчатой структуры из макромолекул полимера и его частей. Связи между ними являются результатом взаимодействия полярных групп. В ячейках этой сетчатой структуры находится низкомолекулярная жидкость.

Студень можно получить при ограниченном набухании полимера в растворителе или потере текучести раствора полимера. Основным условием образования студня из раствора является ограниченная растворимость полимера в растворителе.

Факторы, влияющие на студнеобразование:

а) понижение температуры способствует снижению растворимости, переход раствора в студень осуществляется непрерывно и не характеризуется определенной температурой;

б) застудневание начинается при определенной критической концентрации для системы, при концентрации ниже критической студень не образуется;

в) застудневание лучше протекает при рН, близких к изоэлектрической точке.

Синерезис – отделение из студня жидкости, сопровождаемое уменьшением его размеров при сохранении формы.

Порядок выполнения работы:

1 Систематизируйте и обобщите знания по теме, законспектировав в отчет по лабораторной работе краткие теоретические сведения.

2 Выполните практическую часть работы.

3 Отметьте наблюдения, заполните таблицу, постройте график, сформулируйте и запишите в отчет ответы на вопросы по каждому опыту.

4 Оформите отчет, сформулируйте общие выводы о проделанной работе.

Ход работы:

Опыт № 1. Определение степени набухания желатина и влияние на нее рН среды

Порядок выполнения опыта:

1. Отградуировать по высоте четыре пробирки и внести в них небольшое одинаковое количество сухого желатина h_1 .

2. В первую пробирку налейте 5 мл. раствора соляной (HCl) кислоты с концентрацией 0,1 моль/л; во вторую – 5 мл. раствора щелочи (KOH) с концентрацией 0,1 моль/л; в третью – 5 мл дистиллированной воды; в четвертую – 0,001 мл раствора HCl.

3. Содержимое пробирок перемешайте и оставьте набухать на 1 час. Периодически перемешивайте растворы.

4. По истечении часа измерьте высоту слоя набухшего желатина в каждой пробирке h_2 .

5. Результаты опыта запишите в таблицу.

6. Рассчитайте степень набухания желатина в каждой пробирке по формуле:

$$\alpha = \frac{h_2 - h_1}{h_1} * 100$$

№ пробирки	Высота слоя желатина,	Концентрация H^+	рН	Высота слоя желатина,	Степень набухания,

	(h ₁) см	Моль/л		(h ₂) см	(α) %
1		10 ⁻¹	1		
2		10 ⁻¹³	13		
3		10 ⁻⁷	7		
4		10 ⁻³	3		

7. Объясните влияние рН среды на степень набухания. При каком значении рН наблюдается самая большая степень набухания белков?

Опыт № 2. Определение влияния концентрации полимера на скорость студнеобразования

Порядок выполнения опыта:

1. В три отградуированные пробирки насыпьте разное количество желатина по высоте 0,25 см, 0,5 см, 0,75 см. Налейте во все пробирки по 5 мл дистиллированной воды и оставьте набухать на 20-30 минут.
2. Нагрейте пробирки в кипящей водяной бане до полного растворения желатина.
3. Пробирки взболтайте и поставьте охлаждаться в термостат до -10°C.
4. Отметьте время от момента начала охлаждения до образования студня в каждой пробирке – время застудневания.

Примечание: процесс застудневания считается законченным, если раствор желатина не выливается при переворачивании пробирки.

5. Результаты опыта запишите в таблицу.

№ пробирки	Концентрация желатина (%), об	Время застудневания (τ), мин	Скорость застудневания, $v=1/\tau$, мин ⁻¹	Механические свойства студня
1	0,25			
2	0,50			
3	0,75			

6. Постройте график зависимости скорости набухания от концентрации желатина в объемных процентах, сделайте вывод.

Сформулируйте общие выводы по лабораторной работе.

Форма представления результата: отчет о проделанной работе, заполненные таблицы, построенный график, выводы.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 5.2. Качественный анализ катионов. Качественный анализ анионов**Лабораторная работа № 10****Качественные реакции катионов I, II, III группы**

Цель работы: научиться проводить качественные реакции обнаружения основных катионов.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- проводить качественные реакции обнаружения основных катионов I, II, III, IV, V и VI аналитических групп;
- составлять схемы уравнений качественных реакций обнаружения основных катионов.

Материальное обеспечение:

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, таблица растворимости.

Оборудование и реактивы: пробирки, палочки, пипетки, воронки, фильтровальная бумага, центрифуга, электроплитка, водяная баня, реактивный штатив с набором необходимых кислот, щелочей, солей, реагентов, индикаторов.

Задание:

Обнаружение катионов I, II, III, IV, V и VI аналитических групп.

Краткие теоретические сведения:

Аналитические признаки веществ и аналитические химические реакции

При проведении качественного и количественного анализа используют аналитические признаки веществ и аналитические реакции.

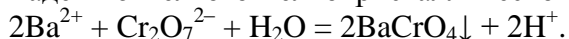
Аналитические признаки – это химические или физические свойства, которые позволяют обнаружить вещество или определить его количество. К ним относятся цвет, запах, способность вещества образовывать окрашенные и малорастворимые соединения, газы при взаимодействии с определенными реагентами и т. д.

Аналитическая химическая реакция (АХР) – это реакция, сопровождающаяся аналитическим признаком, по которому можно судить о наличии в пробе какого-либо компонента. В качестве аналитических реакций чаще всего используют реакции образования

окрашенных соединений, выделение или растворение осадков, выделение газов, образование кристаллов характерной формы, окрашивание пламени газовой горелки.

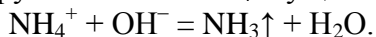
В качественном химическом анализе для разделения и обнаружения ионов широко используются химические реакции всех типов, протекающие в растворах: реакции осаждения и комплексообразования, кислотно-основные и окислительно-восстановительные.

Реакции осаждения очень часто применяют для обнаружения различных ионов. Образование осадков – это один из основных аналитических эффектов, именно поэтому большинство качественных реакций является реакциями осаждения. Например, ионы Ba^{2+} – по выпадению желтого мелкокристаллического осадка BaCrO_4 :



Важную роль играют реакции осаждения и при *разделении* ионов. Действительно, основа любой аналитической классификации – это осадительное действие различных реагентов на определенные группы ионов.

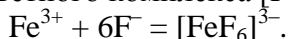
Кислотно-основные реакции также можно использовать для *обнаружения* и *разделения* ионов, хотя с этой целью они применяются реже, чем реакции осаждения. Например, для обнаружения иона NH_4^+ существует специфическая кислотно-основная реакция:



Существует значительное количество окислительно-восстановительных реакций (ОВР), которые успешно применяются для обнаружения ионов. Например, ионы Cr^{3+} часто окисляют до хромат-ионов CrO_4^{2-} , что приводит к появлению желтой окраски.

Возможность использования реакций комплексообразования в качественном анализе обусловлена возникновением и интенсивностью аналитических эффектов, а также большой избирательностью реакций этого типа. Комплексные соединения обладают рядом свойств, ценных для химика-аналитика:

– ионы центрального атома и лигандов, находясь в составе комплекса, практически отсутствуют в растворе в свободном виде, поэтому их не всегда удается обнаружить. Это свойство широко используется для *разделения* и *маскирования* ионов. Например, при обнаружении ионов Mn^{2+} в виде малиново-розового соединения $\text{H}[\text{Mn}(\text{C}_2\text{O}_4)_2]$ ионы Fe^{3+} , мешающие своей окраской, легко маскируются фторид-ионами F^- за счет образования бесцветного комплекса $[\text{FeF}_6]^{3-}$:

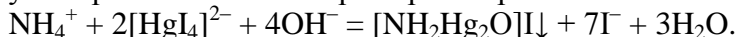


За счет образования гидроксокомплексов из амфотерных гидроксидов катионов III аналитической группы



удается легко разделить смесь гидроксидов для проведения последующего обнаружения катионов в осадке и в фильтрате.

– комплексные соединения часто обладают характерными окрасками или малой растворимостью, на чем основаны многие реакции *обнаружения*. Например, ионы NH_4^+ образуют с реактивом Несслера нерастворимое комплексное соединение бурого цвета:



Применяя специфические и высокоселективные реакции можно обнаруживать ионы так называемым *дробным методом*, то есть непосредственно в отдельных порциях исследуемого раствора независимо от содержания в нем других ионов. В этом случае не имеет значения порядок обнаружения отдельных компонентов смеси.

При невозможности определения ионов дробным методом (отсутствие специфических реакций) разрабатывают определенную последовательность реакций, представляющую

собой систематический ход анализа. В этом случае к обнаружению каждого иона приступают после того, как все другие мешающие его определению ионы будут предварительно удалены из раствора. Таким образом, при систематическом ходе анализа наряду с реакциями обнаружения отдельных ионов прибегают также к реакциям отделения их друг от друга, используя различия в растворимости соединений разделяемых ионов.

Порядок выполнения работы:

1 Систематизируйте и обобщите знания по теме, законспектировав в отчет по лабораторной работе краткие теоретические сведения.

2 Выполните практическую часть работы.

3 Отметьте наблюдения, составьте уравнения проведенных реакций обнаружения катионов.

4 Сформулируйте общие выводы о проделанной работе.

Ход работы:

Опыт № 1. Выполнение реакций обнаружения катиона Ag^+

К нескольким каплям раствора соли нитрата серебра, помещенных в две пробирки, прилить в одну раствор соляной кислоты HCl , а в другую – раствор хромата калия K_2CrO_4 . В первой пробирке наблюдайте образование белого творожистого, а во второй – кирпично-красного осадка. Составьте уравнения проделанных реакций.

Опыт № 2. Выполнение реакции обнаружения катиона Pb^{2+}

К 4-5 каплям раствора соли свинца $Pb(NO_3)_2$ добавьте 4-5 капель иодида калия. Наблюдайте образование желтого осадка PbI_2 . Составьте уравнение реакции.

Примечание: если полученный осадок отделить, при кипячении растворить в уксусной кислоте CH_3COOH , то при медленном охлаждении PbI_2 выпадет в виде золотистых кристаллов-чешуек.

Опыт № 3. Выполнение реакций обнаружения катиона Ba^{2+}

В две пробирки налейте по 4-5 капель раствора соли бария ($BaCl_2$ или $Ba(NO_3)_2$). В одну пробирку добавьте несколько капель раствора Na_2SO_4 или H_2SO_4 , а в другую – раствора хромата калия K_2CrO_4 . В первой пробирке наблюдайте выпадение белого кристаллического осадка, а во второй – желтого осадка $BaCrO_4$. Составьте уравнения проделанных реакций.

Опыт № 4. Выполнение реакции обнаружения катиона Ca^{2+}

В пробирку налейте 4-5 капель раствора соли $CaCl_2$, добавьте несколько капель оксалата аммония $(NH_4)_2C_2O_4$. Наблюдайте образование белого осадка CaC_2O_4 , нерастворимого в отличие от BaC_2O_4 в уксусной кислоте CH_3COOH . Составьте уравнение реакции обнаружения.

Опыт № 5. Выполнение реакции обнаружения катиона Al^{3+}

На полоску фильтрованной бумаги нанесите 1 каплю раствора соли алюминия ($AlCl_3$ или $Al_2(SO_4)_3$), поместите это пятно над склянкой с концентрированным раствором аммиака (NH_4OH) на 1-2 мин. Нанесите 1 каплю спиртового раствора ализарина или алюминона. Осторожно подсушите бумагу и наблюдайте появление красного пятна.

Опыт № 6. Выполнение реакции обнаружения катиона Zn^{2+}

К 1-2 каплям раствора соли цинка ($ZnSO_4$) прибавьте 1 мл ацетатной буферной смеси, 2-3 капли 1 Н раствора тиосульфата натрия и 1 мл раствора дитизона. Наблюдайте образование малиново-красного раствора комплексной соли.

Опыт № 7. Выполнение реакции обнаружения катиона Fe^{2+}

К 2-3 каплям раствора соли Fe^{2+} (например, $FeSO_4$) прибавьте 1-2 капли раствора HCl и 1-2 капли гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Наблюдайте образование темно-синего осадка турнбулевой сини. Составьте уравнение реакции.

Опыт № 8. Выполнение реакций обнаружения Fe^{3+}

В две пробирки налейте по несколько капель соли Fe^{3+} (например, $FeCl_3$), затем в одну пробирку добавьте несколько капель раствора роданида аммония NH_4CNS , а в другую пробирку – 1-2 капли раствора HCl и 1-2 капли раствора гексацианоферрита (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$. Наблюдайте в первой пробирке образование кроваво-красного окрашивания, а во второй – синий осадок берлинской лазури. Составьте уравнения проведенных реакций.

Опыт № 9. Выполнение реакции обнаружения катиона Cu^{2+}

К нескольким каплям раствора соли меди (например, $CuSO_4$) приливайте по каплям раствор аммиака NH_4OH до появления голубого осадка $Cu(OH)_2$ и дальше избыток NH_4OH до образования раствора красивого сине-фиолетового цвета. Составьте уравнения двух протекающих реакций.

Опыт № 10. Выполнение реакции обнаружения катиона NH_4^+

а) в пробирку налейте 2-3 капли раствора соли аммония (NH_4Cl или $(NH_4)_2SO_4$), добавьте 4-5 капель реактива Несслера, наблюдайте образование красно-бурого осадка.

б) на часовое стекло или в фарфоровую чашечку налейте несколько капель раствора соли NH_4^+ , прилейте 4-5 капель раствора $NaOH$ и быстро накройте стеклом с приклеенной с внутренней стороны смоченной дистиллированной водой индикаторной бумажкой. Подогрейте реакционную смесь, индикаторная бумажка должна изменить цвет: лакмусовая или универсальная посинеть, фенолфталеиновая – покраснеть.

Объясните, почему меняется цвет индикаторной бумажки, составьте уравнения протекающих реакций.

Опыт № 11. Выполнение реакции обнаружения K^+

К нескольким каплям раствора содержащего K^+ (среда должна быть нейтральная), прибавьте несколько капель раствора гексанитро-кобальтата (III) натрия $Na_3[Co(NO_2)_6]$, потрите палочкой о стенки пробирки. Наблюдайте образование желтого осадка. Составьте уравнение реакции.

Опыт № 12. Выполнение реакции обнаружения Na^+

К нескольким каплям раствора, содержащего Na^+ (среда должна быть нейтральной), добавьте несколько капель раствора дигидроантимоната калия KH_2SbO_4 . Наблюдайте образование белого мелкокристаллического осадка. Составьте уравнение реакции.

Сделайте вывод по лабораторной работе.

Форма представления результата: отчет о проделанной работе, составленные схемы уравнений наблюдаемых реакций, выводы.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 5.2. Качественный анализ катионов. Качественный анализ анионов

Лабораторная работа № 11

Качественные реакции катионов IV, V, VI группы

Цель работы: научиться проводить качественные реакции обнаружения основных катионов.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- проводить качественные реакции обнаружения основных катионов I, II, III, IV, V и VI аналитических групп;
- составлять схемы уравнений качественных реакций обнаружения основных катионов.

Материальное обеспечение:

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, таблица растворимости.

Оборудование и реактивы: пробирки, палочки, пипетки, воронки, фильтровальная бумага, центрифуга, электроплитка, водяная баня, реактивный штатив с набором необходимых кислот, щелочей, солей, реагентов, индикаторов.

Задание:

Обнаружение катионов I, II, III, IV, V и VI аналитических групп.

Краткие теоретические сведения:

Аналитические признаки веществ и аналитические химические реакции

При проведении качественного и количественного анализа используют аналитические признаки веществ и аналитические реакции.

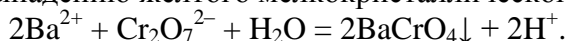
Аналитические признаки – это химические или физические свойства, которые позволяют обнаружить вещество или определить его количество. К ним относятся цвет, запах, способность вещества образовывать окрашенные и малорастворимые соединения, газы при взаимодействии с определенными реагентами и т. д.

Аналитическая химическая реакция (АХР) – это реакция, сопровождающаяся аналитическим признаком, по которому можно судить о наличии в пробе какого-либо компонента. В качестве аналитических реакций чаще всего используют реакции образования окрашенных соединений, выделение или растворение осадков, выделение газов, образование кристаллов характерной формы, окрашивание пламени газовой горелки.

В качественном химическом анализе для разделения и обнаружения ионов широко используются химические реакции всех типов, протекающие в растворах: реакции осаждения и комплексообразования, кислотно-основные и окислительно-восстановительные.

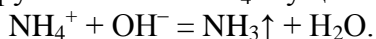
Реакции осаждения очень часто применяют для обнаружения различных ионов. Образование осадков – это один из основных аналитических эффектов, именно поэтому

большинство качественных реакций является реакциями осаждения. Например, ионы Ba^{2+} – по выпадению желтого мелкокристаллического осадка BaCrO_4 :



Важную роль играют реакции осаждения и при *разделении* ионов. Действительно, основа любой аналитической классификации – это осадительное действие различных реагентов на определенные группы ионов.

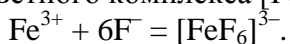
Кислотно-основные реакции также можно использовать для *обнаружения* и *разделения* ионов, хотя с этой целью они применяются реже, чем реакции осаждения. Например, для обнаружения иона NH_4^+ существует специфическая кислотно-основная реакция:



Существует значительное количество окислительно-восстановительных реакций (ОВР), которые успешно применяются для обнаружения ионов. Например, ионы Cr^{3+} часто окисляют до хромат-ионов CrO_4^{2-} , что приводит к появлению желтой окраски.

Возможность использования реакций комплексообразования в качественном анализе обусловлена возникновением и интенсивностью аналитических эффектов, а также большой избирательностью реакций этого типа. Комплексные соединения обладают рядом свойств, ценных для химика-аналитика:

– ионы центрального атома и лигандов, находясь в составе комплекса, практически отсутствуют в растворе в свободном виде, поэтому их не всегда удается обнаружить. Это свойство широко используется для *разделения* и *маскирования* ионов. Например, при обнаружении ионов Mn^{2+} в виде малиново-розового соединения $\text{H}[\text{Mn}(\text{C}_2\text{O}_4)_2]$ ионы Fe^{3+} , мешающие своей окраской, легко маскируются фторид-ионами F^- за счет образования бесцветного комплекса $[\text{FeF}_6]^{3-}$:

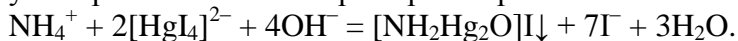


За счет образования гидроксокомплексов из амфотерных гидроксидов катионов III аналитической группы



удается легко разделить смесь гидроксидов для проведения последующего обнаружения катионов в осадке и в фильтрате.

– комплексные соединения часто обладают характерными окрасками или малой растворимостью, на чем основаны многие реакции *обнаружения*. Например, ионы NH_4^+ образуют с реактивом Несслера нерастворимое комплексное соединение бурого цвета:



Применяя специфические и высокоселективные реакции можно обнаруживать ионы так называемым *дробным методом*, то есть непосредственно в отдельных порциях исследуемого раствора независимо от содержания в нем других ионов. В этом случае не имеет значения порядок обнаружения отдельных компонентов смеси.

При невозможности определения ионов дробным методом (отсутствие специфических реакций) разрабатывают определенную последовательность реакций, представляющую собой систематический ход анализа. В этом случае к обнаружению каждого иона приступают после того, как все другие мешающие его определению ионы будут предварительно удалены из раствора. Таким образом, при систематическом ходе анализа наряду с реакциями обнаружения отдельных ионов прибегают также к реакциям отделения их друг от друга, используя различия в растворимости соединений разделяемых ионов.

Порядок выполнения работы:

- 1 Систематизируйте и обобщите знания по теме, законспектировав в отчет по лабораторной работе краткие теоретические сведения.
- 2 Выполните практическую часть работы.
- 3 Отметьте наблюдения, составьте уравнения проведенных реакций обнаружения катионов.
- 4 Сформулируйте общие выводы о проделанной работе.

Ход работы:

Опыт № 1. Выполнение реакций обнаружения катиона Ag^+

К нескольким каплям раствора соли нитрата серебра, помещенных в две пробирки, прилить в одну раствор соляной кислоты HCl , а в другую – раствор хромата калия K_2CrO_4 . В первой пробирке наблюдайте образование белого творожистого, а во второй – кирпично-красного осадка. Составьте уравнения проделанных реакций.

Опыт № 2. Выполнение реакции обнаружения катиона Pb^{2+}

К 4-5 каплям раствора соли свинца $Pb(NO_3)_2$ добавьте 4-5 капель иодида калия. Наблюдайте образование желтого осадка PbI_2 . Составьте уравнение реакции.

Примечание: если полученный осадок отделить, при кипячении растворить в уксусной кислоте CH_3COOH , то при медленном охлаждении PbI_2 выпадет в виде золотистых кристаллов-чешуек.

Опыт № 3. Выполнение реакций обнаружения катиона Ba^{2+}

В две пробирки налейте по 4-5 капель раствора соли бария ($BaCl_2$ или $Ba(NO_3)_2$). В одну пробирку добавьте несколько капель раствора Na_2SO_4 или H_2SO_4 , а в другую – раствора хромата калия K_2CrO_4 . В первой пробирке наблюдайте выпадение белого кристаллического осадка, а во второй – желтого осадка $BaCrO_4$. Составьте уравнения проделанных реакций.

Опыт № 4. Выполнение реакции обнаружения катиона Ca^{2+}

В пробирку налейте 4-5 капель раствора соли $CaCl_2$, добавьте несколько капель оксалата аммония $(NH_4)_2C_2O_4$. Наблюдайте образование белого осадка CaC_2O_4 , нерастворимого в отличие от BaC_2O_4 в уксусной кислоте CH_3COOH . Составьте уравнение реакции обнаружения.

Опыт № 5. Выполнение реакции обнаружения катиона Al^{3+}

На полоску фильтрованной бумаги нанесите 1 каплю раствора соли алюминия ($AlCl_3$ или $Al_2(SO_4)_3$), поместите это пятно над склянкой с концентрированным раствором аммиака (NH_4OH) на 1-2 мин. Нанесите 1 каплю спиртового раствора ализарина или алюминона. Осторожно подсушите бумагу и наблюдайте появление красного пятна.

Опыт № 6. Выполнение реакции обнаружения катиона Zn^{2+}

К 1-2 каплям раствора соли цинка ($ZnSO_4$) прибавьте 1 мл ацетатной буферной смеси, 2-3 капли 1 Н раствора тиосульфата натрия и 1 мл раствора дитизона. Наблюдайте образование малиново-красного раствора комплексной соли.

Опыт № 7. Выполнение реакции обнаружения катиона Fe^{2+}

К 2-3 каплям раствора соли Fe^{2+} (например, $FeSO_4$) прибавьте 1-2 капли раствора HCl и 1-2 капли гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Наблюдайте образование темно-синего осадка турнбулевой сини. Составьте уравнение реакции.

Опыт № 8. Выполнение реакций обнаружения Fe^{3+}

В две пробирки налейте по несколько капель соли Fe^{3+} (например, $FeCl_3$), затем в одну пробирку добавьте несколько капель раствора роданида аммония NH_4CNS , а в другую пробирку – 1-2 капли раствора HCl и 1-2 капли раствора гексацианоферрита (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$. Наблюдайте в первой пробирке образование кроваво-красного окрашивания, а во второй – синий осадок берлинской лазури. Составьте уравнения проведенных реакций.

Опыт № 9. Выполнение реакции обнаружения катиона Cu^{2+}

К нескольким каплям раствора соли меди (например, $CuSO_4$) приливайте по каплям раствор аммиака NH_4OH до появления голубого осадка $Cu(OH)_2$ и дальше избыток NH_4OH до образования раствора красивого сине-фиолетового цвета. Составьте уравнения двух протекающих реакций.

Опыт № 10. Выполнение реакции обнаружения катиона NH_4^+

а) в пробирку налейте 2-3 капли раствора соли аммония (NH_4Cl или $(NH_4)_2SO_4$), добавьте 4-5 капель реактива Несслера, наблюдайте образование красно-бурого осадка.

б) на часовое стекло или в фарфоровую чашечку налейте несколько капель раствора соли NH_4^+ , прилейте 4-5 капель раствора $NaOH$ и быстро накройте стеклом с приклеенной с внутренней стороны смоченной дистиллированной водой индикаторной бумажкой. Подогрейте реакционную смесь, индикаторная бумажка должна изменить цвет: лакмусовая или универсальная посинеть, фенолфталеиновая – покраснеть.

Объясните, почему меняется цвет индикаторной бумажки, составьте уравнения протекающих реакций.

Опыт № 11. Выполнение реакции обнаружения K^+

К нескольким каплям раствора содержащего K^+ (среда должна быть нейтральная), прибавьте несколько капель раствора гексанитро-кобальтата (III) натрия $Na_3[Co(NO_2)_6]$, потрите палочкой о стенки пробирки. Наблюдайте образование желтого осадка. Составьте уравнение реакции.

Опыт № 12. Выполнение реакции обнаружения Na^+

К нескольким каплям раствора, содержащего Na^+ (среда должна быть нейтральной), добавьте несколько капель раствора дигидроантимоната калия KH_2SbO_4 . Наблюдайте образование белого мелкокристаллического осадка. Составьте уравнение реакции.

Сделайте вывод по лабораторной работе.

Форма представления результата: отчет о проделанной работе, составленные схемы уравнений наблюдаемых реакций, выводы.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 5.2. Качественный анализ анионов

Лабораторная работа № 12

Качественные реакции анионов Cl, Br, I

Цель работы: научиться проводить качественные реакции обнаружения основных анионов I, II и III аналитических групп.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- проводить качественные реакции обнаружения основных анионов I, II и III аналитических групп;
- составлять схемы уравнений качественных реакций обнаружения основных анионов.

Материальное обеспечение:

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, таблица растворимости.

Оборудование и реактивы: пробирки, палочки, пипетки, воронки, фильтры, центрифуга, электроплитка, водяная баня, реактивный штатив с набором необходимых кислот, щелочей, солей, реагентов и индикаторов.

Задание:

Обнаружение анионов I, II и III аналитических групп.

Порядок выполнения работы:

- 1 Систематизируйте и обобщите знания по теме, повторив изученный на лекционном занятии материал.
- 2 Выполните практическую часть работы.
- 3 Отметьте наблюдения, составьте уравнения проведенных реакций обнаружения анионов.
- 4 Сформулируйте общие выводы о проделанной работе.

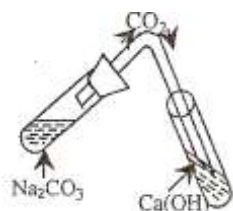
Ход работы:

Опыт № 1. Выполнение реакций обнаружения сульфат-аниона SO_4^{2-}

Налейте в пробирку несколько капель раствора, содержащего сульфат-ион SO_4^{2-} , прилейте несколько капель раствора HCl, до кислой среды по универсальной индикаторной бумажке и добавьте 2-3 капли раствора *реагента $BaCl_2$ (хлорида бария)*. Наблюдайте образование белого кристаллического осадка $BaSO_4$. Составьте уравнение реакции.

Опыт № 2. Выполнение реакций обнаружения карбонат-аниона CO_3^{2-}

В пробирку с газоотводной трубкой налейте 4-5 капель раствора Na_2CO_3 , добавьте несколько капель *кислоты HCl*, выделяющийся углекислый газ CO_2 пропустите через известковую воду $Ca(OH)_2$. Наблюдайте помутнение из-за выпадения осадка $CaCO_3$. Составьте уравнения двух протекающих реакций.



Опыт № 3. Выполнение реакций обнаружения силикат-аниона



При добавлении к раствору, содержащему силикат-анион SiO_3^{2-} , а) кислоты или б) соли аммония NH_4Cl образуется кремниевая кислота в виде студня или белых хлопьев. Составьте уравнение реакции.

Опыт № 4. Выполнение реакции обнаружения сульфид-аниона S^{2-}

В пробирку налейте несколько капель раствора соли Na_2S , добавьте несколько капель 2 Н раствора HCl и прикройте пробирку фильтровальной бумагой, смоченной раствором ацетата свинца $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$. Наблюдайте почернение бумаги в результате образования черного сульфида свинца PbS . Составьте уравнения двух протекающих реакций.

Опыт № 5. Выполнение реакции обнаружения хлорид-аниона Cl^-

К нескольким каплям раствора NaCl прилейте несколько капель раствора нитрата серебра AgNO_3 . Наблюдайте образование белого творожистого осадка AgCl . Составьте уравнение реакции.

Опыт № 6. Выполнение реакции обнаружения нитрат-аниона NO_3^-

На часовое стекло нанесите 2-3 капли раствора NaNO_3 , поместите в центр кристаллик железного купороса $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ и 1 каплю конц. H_2SO_4 . Наблюдайте вокруг кристалла бурое окрашивание в виде кольца в результате образования комплекса $[\text{Fe}(\text{NO})]\text{SO}_4$.

Опыт № 7. Выполнение реакции обнаружения ацетат-аниона CH_3COO^-

Налейте в пробирку 4-5 капель раствора соли ацетата натрия CH_3COONa , добавьте несколько капель HCl , ощутите запах уксусной кислоты. Составьте уравнение реакции.

Сделайте вывод по лабораторной работе.

Форма представления результата: отчет о проделанной работе, составленные схемы уравнений наблюдаемых реакций, выводы.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 5.2. Качественный анализ анионов

Лабораторная работа № 13

Реакции анионов кислот: серной, угольной, фосфорной, хлороводородной, сероводородной, азотной, азотистой

Цель работы: научиться проводить качественные реакции обнаружения основных анионов I, II и III аналитических групп.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- проводить качественные реакции обнаружения основных анионов I, II и III аналитических групп;
- составлять схемы уравнений качественных реакций обнаружения основных анионов.

Материальное обеспечение:

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, таблица растворимости.

Оборудование и реактивы: пробирки, палочки, пипетки, воронки, фильтры, центрифуга, электроплитка, водяная баня, реактивный штатив с набором необходимых кислот, щелочей, солей, реагентов и индикаторов.

Задание:

Обнаружение анионов I, II и III аналитических групп.

Порядок выполнения работы:

- 1 Систематизируйте и обобщите знания по теме, повторив изученный на лекционном занятии материал.
- 2 Выполните практическую часть работы.
- 3 Отметьте наблюдения, составьте уравнения проведенных реакций обнаружения анионов.
- 4 Сформулируйте общие выводы о проделанной работе.

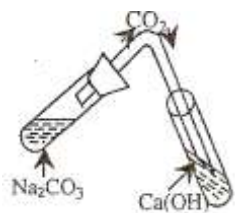
Ход работы:

Опыт № 1. Выполнение реакций обнаружения сульфат-аниона SO_4^{2-}

Налейте в пробирку несколько капель раствора, содержащего сульфат-ион SO_4^{2-} , прилейте несколько капель раствора HCl , до кислой среды по универсальной индикаторной бумажке и добавьте 2-3 капли раствора *реагента $BaCl_2$ (хлорида бария)*. Наблюдайте образование белого кристаллического осадка $BaSO_4$. Составьте уравнение реакции.

Опыт № 2. Выполнение реакций обнаружения карбонат-аниона CO_3^{2-}

В пробирку с газоотводной трубкой налейте 4-5 капель раствора Na_2CO_3 , добавьте несколько капель *кислоты HCl* , выделяющийся углекислый газ CO_2 пропустите через известковую воду $Ca(OH)_2$. Наблюдайте помутнение из-за выпадения осадка $CaCO_3$. Составьте уравнения двух протекающих реакций.



Опыт № 3. Выполнение реакций обнаружения силикат-аниона SiO_3^{2-}

При добавлении к раствору, содержащему силикат-анион SiO_3^{2-} , а) кислоты или б) соли аммония NH_4Cl образуется кремниевая кислота в виде студня или белых хлопьев. Составьте уравнение реакции.

Опыт № 4. Выполнение реакции обнаружения сульфид-аниона S^{2-}

В пробирку налейте несколько капель раствора соли Na_2S , добавьте несколько капель 2 Н раствора HCl и прикройте пробирку фильтровальной бумагой, смоченной раствором ацетата свинца $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$. Наблюдайте почернение бумаги в результате образования черного сульфида свинца PbS . Составьте уравнения двух протекающих реакций.

Опыт № 5. Выполнение реакции обнаружения хлорид-аниона Cl^-

К нескольким каплям раствора NaCl прилейте несколько капель раствора нитрата серебра AgNO_3 . Наблюдайте образование белого творожистого осадка AgCl . Составьте уравнение реакции.

Опыт № 6. Выполнение реакции обнаружения нитрат-аниона NO_3^-

На часовое стекло нанесите 2-3 капли раствора NaNO_3 , поместите в центр кристаллик железного купороса $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ и 1 каплю конц. H_2SO_4 . Наблюдайте вокруг кристалла бурое окрашивание в виде кольца в результате образования комплекса $[\text{Fe}(\text{NO})]\text{SO}_4$.

Опыт № 7. Выполнение реакции обнаружения ацетат-аниона CH_3COO^-

Налейте в пробирку 4-5 капель раствора соли ацетата натрия CH_3COONa , добавьте несколько капель HCl , ощутите запах уксусной кислоты. Составьте уравнение реакции.

Сделайте вывод по лабораторной работе.

Форма представления результата: отчет о проделанной работе, составленные схемы уравнений наблюдаемых реакций, выводы.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов

Тема 5.5. Качественный анализ неизвестного вещества

Лабораторная работа № 14

Анализ неизвестного вещества

Цель работы: научиться проводить систематический анализ неизвестного вещества по кислотно-щелочной классификации и обнаруживать основные катионы, анионы в их смеси.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- проводить систематический анализ неизвестного вещества по кислотно-щелочной классификации;
- обнаруживать основные катионы и анионы в их смеси;
- составлять схемы уравнений качественных реакций обнаружения основных катионов и анионов.

Материальное обеспечение:

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, таблица растворимости

Оборудование и реактивы: пробирки, палочки, пипетки, воронки, фильтры, центрифуга, электроплитка, водяная баня, реактивный штатив с набором необходимых кислот, щелочей, солей, реагентов и индикаторов.

Задание:

- 1 Определение катионов в составе пробы.
- 2 Определение анионов в составе пробы.

Порядок выполнения работы:

- 1 Систематизируйте и обобщите знания по теме, повторив изученный на лекционном занятии материал.
- 2 Выполните практическую часть работы.
- 3 Отметьте наблюдения, составьте уравнения проведенных реакций обнаружения катионов и анионов.
- 4 Сформулируйте общие выводы о проделанной работе.

Ход работы:

1. Получите от преподавателя пробу неизвестного вещества.
2. Проведите визуальные исследования.
3. Проведите исследования при растворении в воде.
4. Проведите исследования при растворении пробы в кислоте.
5. Проведите исследования при действии на пробу раствором щелочи.
6. Выполните систематический анализ неизвестного вещества, если в результате предварительных испытаний Вы не смогли определить состав пробы.

Ход систематического анализа смеси катионов после предварительных испытаний

1) отделяют I аналитическую группу (Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+}) действием HCl (фильтрат содержит II, III, IV, V, VI группы).

2) отделяют II аналитическую группу (Ba^{2+} , Sr^{2+} , Ca^{2+}) действием H_2SO_4 (фильтрат содержит III, IV, V, VI группы).

3) осаждают: III аналитическую группу (Al^{3+} , Zn^{2+} , Cr^{3+}); IV аналитическую группу (Fe^{3+} , Mn^{2+} , Mg^{2+}); V аналитическую группу (Cu^{2+} , Ni^{2+} , Co^{2+}) в виде гидроксидов действием щелочи KOH (фильтрат содержит VI группу).

4) затем отделяют III группу растворением осадка в избытке щелочи.

5) осадок гидроксидов IV и V групп обрабатывают раствором NH_4OH , катионы V группы уходят в фильтрат. На фильтре остается осадок катионов IV группы.

6) каждую отдельную группу анализируют, используя специфические и качественные реакции.

Ход систематического анализа смеси анионов после предварительных испытаний

1) отделяют II аналитическую группу (SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , SiO_3^{2-}) действием BaCl_2 .

2) отделяют I аналитическую группу (Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-}) действием AgNO_3 .

3) осаждают III аналитическую группу (NO_3^- , NO_2^- , CH_3COO^-).

4) каждую отдельную группу анализируют, используя специфические и качественные реакции.

7. Сделайте заключение о составе пробы вещества.

Форма представления результата: отчет о проделанной работе, составленные схемы уравнений наблюдаемых реакций, выводы.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 5.8. Гравиметрический (весовой) метод анализа

Лабораторная работа № 15

Определение содержания влаги в пищевых продуктах

Цель работы: научиться пользоваться аналитическими весами, выполнять основные операции весового анализа.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- пользоваться аналитическими весами;
- выполнять основные операции весового анализа.

Материальное обеспечение:

Оборудование и реактивы: аналитические весы, теххимические весы, сушильный шкаф, бюксы, термометр, эксикатор, щипцы, исследуемые образцы (хлебобулочные изделия разного вида, печенье, сухари).

Задание:

Определение процентного содержания аналитической влаги в образце пищевого продукта.

Порядок выполнения работы:

- 1 Систематизируйте и обобщите знания по теме, повторив изученный на лекционном занятии материал.
- 2 Выполните практическую часть работы.
- 3 Проведите расчет.
- 4 Сформулируйте общие выводы о проделанной работе.

Ход работы:

1. Возьмите в чистый доведенный до постоянной массы бюкс диаметром 35-40 мм навеску исследуемого вещества на аналитических весах с точностью до 0,001 г. Величина навески ~2 г, толщина слоя навески в бюксе не должна быть больше 5 мм.

2. Открытый бюкс помещают в нагретый до 105°C сушильный шкаф и выдерживают в течение 1 часа.

3. Вынимают бюкс из сушильного шкафа щипцами, помещают в эксикатор и в нем охлаждают.

4. Взвешивают охлажденный бюкс на аналитических весах с точностью 0,001 г.

5. Проводят контрольную просушку в течение 30 минут, снова охлаждают в эксикаторе и взвешивают. Контрольные просушки повторяют до тех пор, пока убыль массы образца будет 0,001 г или меньше.

6. Рассчитайте процент аналитической влаги в образце по формуле:

$$W\%_{\text{влаги}} = \frac{q_1 - q_2}{q_1} \cdot 100\%.$$

где q_1 и q_2 – масса образца до и после просушки, соответственно, г.

7. Сформулируйте вывод по лабораторной работе.

Форма представления результата: отчет о проделанной работе, выводы.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 5.9. Титриметрический (объемный) метод анализа

Лабораторная работа № 16

Определение содержания кислоты и щелочи методом нейтрализации

Цель работы: научиться определять содержание кислоты и щелочи методом нейтрализации

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- пользоваться аналитическими весами;
- выполнять основные операции нейтрализации растворов.

Задание:

Определение процентного содержания аналитической влаги в образце пищевого продукта.

Порядок выполнения работы:

Ход работы:

1. Возьмите в чистый доведенный до постоянной массы бюкс диаметром 35-40 мм навеску исследуемого вещества на аналитических весах с точностью до 0, Выполнив эту работу, Вы научитесь работать с мерной посудой, титровать, проводить определения методом нейтрализации, готовить рабочие растворы.

Материальное обеспечение:

Оборудование и реактивы: аналитические весы, технохимические весы, сушильный шкаф, бюксы, термометр, эксикатор, щипцы, исследуемые образцы (хлебобулочные изделия разного вида, печенье, сухари). мерные колбы, воронки, бойки, фиксаж серной кислоты H_2SO_4 , дистиллированная вода (д. H_2O), промывалка, карандаш по стеклу, конические колбы, мерные пипетки градуированные и неградуированные, капельница, спиртовой раствор фенолфталеина, бюретка, технохимические весы с разновесками, стакан химический стеклянный, сухой КОН (едкое кали), стеклянная палочка.

1. Получите задание у преподавателя.
2. Приготовьте стандартный (установочный) раствор серной кислоты из фиксажа. Для этого в предварительно тщательно вымытую мерную колбу (200 или 250 мл) перенесите количественно с помощью воронки и бойка содержимое ампулы фиксажа H_2SO_4 , долейте д. H_2O до метки, перемешайте. Подпишите на колбе формулу и концентрацию раствора.
3. В каждую из трех чистых конических колб отберите аликвоту (10 или 15 мл) мерной пипеткой исследуемого раствора, добавьте дистиллированной воды примерно до объема 100 мл, прилейте по несколько капель спиртового раствора индикатора фенолфталеина.

4. Если в исследуемом растворе нужно определить содержание щелочи, то чистую бюретку заполните приготовленным стандартным раствором H_2SO_4 до нулевой отметки и оттитруйте все аликвоты исследуемого раствора по исчезновению малиновой окраски, отметьте объемы кислоты, пошедшей на титрование.

5. Если в исследуемом растворе нужно определить содержание кислоты, то сначала нужно приготовить рабочий титрованный раствор щелочи. Для этого в пластмассовой посуде готовят раствор КОН примерной концентрации. На технических весах отвешивают 0,56 г сухого КОН и растворяют в стакане в 100 мл д. H_2O при перемешивании стеклянной палочкой. Сливают раствор в полиэтиленовую банку, подписывают. Заполняют бюретку этим раствором щелочи и оттитровывают им по фенолфталеину 2 аликвоты по 10 мл стандартного раствора кислоты H_2SO_4 .

Рассчитывают нормальность рабочего раствора щелочи по формуле:

$$N_{щ} = \frac{N_k \cdot V_k}{V_{щ}}; \text{ или}$$
$$T_{KOH} = \frac{N_k \cdot V_k \cdot \mathcal{E}_{м(KOH)}}{V_{KOH} \cdot 1000} = \frac{N_k \cdot V_k \cdot 56}{V_{KOH} \cdot 1000}.$$

6. Когда рабочий раствор щелочи приготовлен, и концентрация его установлена, возьмите три аликвоты по 10 мл исследуемого раствора в конические колбы, разбавьте д. H_2O до ~100 мл, добавьте 2-3 капли раствора фенолфталеина и оттитруйте раствором щелочи до появления устойчивой малиновой окраски. Отметьте пошедшие на титрование объемы.

7. Процентное содержание компонента рассчитайте по формуле:

$$X(\%)_{к-ты} = \frac{N_p \cdot V_p^{cp} \cdot \mathcal{E}_{м(к-ты)}}{1000 \cdot 10} \cdot 100\% ;$$
$$X(\%)_{щелочи} = \frac{N_p \cdot V_p^{cp} \cdot \mathcal{E}_{м(щелочи)}}{1000 \cdot 10} \cdot 100\% .$$

8. Рассчитайте процент относительной ошибки:

$$\% \text{отн. ошибки} = \frac{X^{np} - X^{теор}}{X^{теор}} \cdot 100\% .$$

Форма представления результата: отчет о проделанной работе, выводы.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.