

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«САХАЛИНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Я. В. Денисова, М. Е. Сторожева

ХИМИЯ В НЕФТЕГАЗОВОМ ДЕЛЕ

Часть 1. Химия

Учебно-методическое пособие

Рекомендовано Дальневосточным региональным учебно-методическим центром (ДВ РУМЦ) в качестве учебно-методического пособия для студентов направления подготовки 21.03.01 «Нефтегазовое дело», профили «Бурение нефтяных и газовых скважин», «Эксплуатация и обслуживание объектов транспорта и хранения нефти, газа и продуктов переработки», «Эксплуатация и обслуживание технологических объектов нефтегазового производства» вузов региона.

Южно-Сахалинск
СахГУ
2019

УДК 54(075.8)
ББК 24я73
Д332

*Печатается по решению учебно-методического совета
Сахалинского государственного университета, 2018 г.*

Рецензенты:

*Леонов А. В., доктор химических наук, профессор,
главный научный сотрудник ИО РАН;*

*Мелкий В. А., доктор технических наук, профессор, зав. кафедрой
геологии и нефтегазового дела Технического нефтегазового института СахГУ.*

Д332 Денисова, Я. В. **Химия в нефтегазовом деле** : учебно-методическое пособие: в 2-х частях. – Ч. 1: Химия / Я. В. Денисова, М. Е. Сторожева. – Южно-Сахалинск, 2019. – 100 с.

ISBN 978-5-88811-572-5

Учебно-методическое пособие предназначено для проведения лабораторных занятий, выполнения самостоятельной работы и контроля знаний по основным разделам дисциплины «Химия» для студентов направления 21.03.01 «Нефтегазовое дело» очного и заочного обучения. Пособие включает пояснительный текст, задания, контрольные вопросы для каждой темы лабораторных работ. Усвоение материала упрощается наличием в пособии глоссария.

Учебно-методическое пособие может использоваться студентами высших учебных заведений нехимических направлений подготовки, в которых изучается курс «Химия».

УДК 54(075.8)
ББК 24я73

Учебное издание

ДЕНИСОВА Янина Вячеславовна, **СТОРОЖЕВА** Мария Евгеньевна

ХИМИЯ В НЕФТЕГАЗОВОМ ДЕЛЕ
Часть 1. Химия

Учебно-методическое пособие

Корректор В. А. Яковлева. **Верстка** Г. С. Артюхова.

Подписано в печать 04.04.2019. Бумага «IQ Allround».
Гарнитура «Times New Roman». Формат 60x84¹/₁₆. Объем 5,81 усл. п. л.
Тираж 500 экз. (1-й завод 1–100 экз.). Заказ № 760-18.
Сахалинский государственный университет
693008, Южно-Сахалинск, ул. Ленина, 290, каб. 32.
Тел. (4242) 45-23-16, факс (4242) 45-23-17.
E-mail: izdatelstvo@sakhgu.ru,
polygraph@sakhgu.ru

© Денисова Я. В., 2019
© Сторожева М. Е., 2019
© Сахалинский государственный
университет, 2019

ISBN 978-5-88811-572-5

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	5
РАЗДЕЛ 1. Содержание тем по дисциплине «химия»	8
РАЗДЕЛ 2. Лабораторные занятия по дисциплине «химия»	13
Занятие № 1. Чистые вещества и смеси	13
Занятие № 2. Основные законы химии	25
Занятие № 3. Основные классы неорганических и органических соединений	29
Занятие № 4. Теория электролитической диссоциации	36
Занятие № 5. Растворы. Способы выражения растворов	42
Занятие № 6. Гидролиз солей	45
Занятие № 7. Скорость химической реакции. Химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье	48
Занятие № 8. Окислительно-восстановительные реакции	55
Занятие № 9. Коррозия и защита от коррозии	61
Занятие № 10. Электролиз растворов и расплавов электролитов	65
РАЗДЕЛ 3. Примерные темы рефератов по дисциплине «химия»	68
ОТВЕТЫ НА ЗАДАЧИ	69
ЛИТЕРАТУРА	72
ГЛОССАРИЙ	73
ПРИЛОЖЕНИЯ	81
ПРИЛОЖЕНИЕ 1. Правила безопасной работы в химической лаборатории	81
ПРИЛОЖЕНИЕ 2. Лабораторная посуда и оборудование	84

ПРИЛОЖЕНИЕ 3. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева	87
ПРИЛОЖЕНИЕ 4. Таблица растворимости кислот, оснований, солей	88
ПРИЛОЖЕНИЕ 5. Название кислот и их солей	90
ПРИЛОЖЕНИЕ 6. Тривиальные названия веществ	92
ПРИЛОЖЕНИЕ 7 Процессы, протекающие на катоде и аноде при электролизе водных растворов электролитов.....	94
ПРИЛОЖЕНИЕ 8. Окраска индикаторов в различных средах	96
ПРИЛОЖЕНИЕ 9. Плотность водных растворов некоторых солей	96
ПРИЛОЖЕНИЕ 10. Константы диссоциации некоторых слабых электролитов.....	97
ПРИЛОЖЕНИЕ 11. Стандартные электродные потенциалы	97
ПРИЛОЖЕНИЕ 12. Относительная электроотрицательность элементов	99
ПРИЛОЖЕНИЕ 13. Группы качества нефти, поставляемые на нефтеперерабатывающий завод (НПЗ)	100

ВВЕДЕНИЕ

Химия – это фундаментальная наука о свойствах и превращениях простых и сложных веществ, из которых состоит материальный мир. Предмет изучения химии – вещества, их свойства, процессы их превращения и явления, которыми эти процессы сопровождаются.

Значение химии в изучении процессов, протекающих в природе, очень велико. Химические процессы лежат в основе целого ряда важнейших производств, в том числе и в нефтегазовом деле. При помощи химии в настоящее время решается ряд важнейших задач по химическому синтезу веществ, очистке их от примесей, расширению ассортимента и увеличению выпуска синтетических материалов, защите веществ от коррозии и пр.

Дисциплина «химия» включена в учебный план для студентов вуза по направлению 21.03.01 «Нефтегазовое дело», входит в блок естественнонаучных дисциплин. Данный курс направлен на изучение закономерностей строения, состава, химических свойств простых и сложных веществ, а также способов получения и областей применения изучаемых веществ. Изучение химии включает в себя теоретический и практический блоки (лекции, лабораторные работы, самостоятельная работа). Все виды занятий взаимосвязаны и дополняют друг друга.

Основное содержание учебно-методического пособия представлено в трех разделах. **В первом** разделе приведено содержание основных тем программы по дисциплине «химия», а также описываются цель изучения дисциплины, перечень общепрофессиональных и профессиональных компетенций, формируемых у студентов в соответствии с ФГОС ВО по направлению 21.03.01 «Нефтегазовое дело» (2018 г.). Раздел позволит студентам систематизировать лекционный материал, раскрывающий основные понятия и законы химии, строение вещества, закономерности протекания химических реакций, растворы.

Второй раздел пособия включает описание десяти лабораторных занятий. Выполнение их позволит студентам закрепить

теоретический материал, сообщаемый в лекциях. Для выполнения заданий необходимо изучить теорию вопроса и решить ряд задач, предлагаемых преподавателем. Студент должен знать последовательность выполнения опыта, почему и как протекает химическая реакция, какие параметры процесса превращения он определяет экспериментально.

Изучение химии предполагает знание специальной терминологии, умение объяснять законы, использованные при решении поставленных задач. Итогом решения задач должен быть не только численный ответ, но и разносторонний анализ его химического смысла. С этой целью в конце пособия представлен глоссарий, а в начале каждого лабораторного занятия содержится список необходимых терминов и понятий, которые должен освоить студент в ходе изучения темы. В конце лабораторного занятия приводятся контрольные вопросы, которые могут быть использованы студентами для самопроверки.

Без практики решения расчетных задач знания студентов бывают сильно формализованы. В связи с этим авторы уделяют особое внимание развитию профессиональных компетенций студентов, включая расчетные задачи по каждой теме лабораторных работ из области нефтегазового дела. Здесь также приводятся вопросы, погружающие студента в его будущую профессиональную деятельность.

В **третьем** разделе пособия содержатся примерные темы рефератов по дисциплине «химия». Темы составлены с учетом специфики нефтегазового дела.

Список литературы включает подборку научных теоретических и справочных источников по химии, которые могут быть полезны при написании рефератов, учебно-исследовательских работ, курсовых, выпускных квалификационных работ.

Авторы признательны и выражают благодарность за участие в подготовке пособия и ценные рекомендации рецензентам Леонову Александру Васильевичу, доктору химических наук, профессору, главному научному сотруднику ОИ РАН, и Мелкому Вячеславу Анатольевичу, доктору технических наук, профессо-

ру, зав. кафедрой геологии и нефтегазового дела Технического нефтегазового института Сахалинского государственного университета. За ценные советы и консультацию признательны Каменеву Павлу Александровичу, кандидату технических наук, старшему научному сотруднику ИМГиГ ДВО РАН, Верхотурову Алексею Александровичу, кандидату технических наук, доценту кафедры геологии и нефтегазового дела ТНИ СахГУ, Зарипову Олегу Мансуровичу, старшему преподавателю кафедры геологии и нефтегазового дела ТНИ СахГУ.

РАЗДЕЛ 1.

СОДЕРЖАНИЕ ТЕМ ПО ДИСЦИПЛИНЕ «ХИМИЯ»

Целью курса является изучение веществ, их состава, строения, условий и способов превращения одних веществ в другие, а также практическое использование веществ и химических реакций. Данные знания необходимы студентам для их профессиональной подготовки и формирования целостного естественнонаучного мировоззрения.

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование следующих универсальных и общепрофессиональных компетенций:

УК-1: способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач;

ОПК-1: способен решать задачи, относящиеся к профессиональной деятельности, применяя методы моделирования, математического анализа, естественнонаучные и общепрофессиональные знания;

ОПК-4: способен проводить измерения и наблюдения, обрабатывать и представлять экспериментальные данные.

Дисциплина относится к обязательным дисциплинам базовой части программы бакалавриата Б1. Дисциплина необходима как предшествующая для изучения коллоидной химии, химии нефти и газа.

ТЕМЫ

Основные понятия и законы химии

Тема 1. Основные понятия в химии: атом, химический элемент, изотопный состав атомов, молекула, простые и сложные вещества. Аллотропия. Валентность. Химический эквивалент, молярная масса эквивалента.

Тема 2. Фундаментальные и частные законы. Закон сохранения массы-энергии; закон эквивалентов, постоянства состава, кратных отношений, Авогадро. Газовые законы (закон Бойля-Мариотта, закон Гей-Люссака, закон простых объемных отношений, объединенный газовый закон). Уравнение Менделеева-Клапейрона.

Тема 3. Окислительно-восстановительные реакции. Понятия: окислитель и восстановитель. Классификация ОВР. Метод полуреакций как способ уравнивания ОВР.

Тема 4. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, титр, молярная концентрация, молярные доли. Растворимость, коэффициент адсорбции и абсорбции. Перерасчет одного способа выражения концентрации в другой.

Строение вещества

Тема 5. Строение атома. Характеристика элементарных частиц, составляющих атом. Состав ядра. Изотопы.

История развития представлений о строении атома. Теоретические основы современной теории строения атома – квантовой механики: квантование энергии электрона в атоме, двойственная природа электрона, вероятностный характер законов микромира. Квантовые числа. Атомные орбитали, энергетические уровни и подуровни, основные принципы их заполнения: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Гунда. Электронные формулы атомов, валентные электроны. Явление «провала» электрона. Валентные возможности атомов.

Тема 6. Периодический закон и периодическая система Д. И. Менделеева. Периодический закон Д. И. Менделеева. Связь электронного строения атома с его положением в Периодической системе. Свойства атомов, периодически изменяющиеся в зависимости от атомного номера: радиусы атомов и ионов, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность.

Тема 7. Химическая связь и строение молекул. Основные особенности химического взаимодействия и механизм образования химической связи. Типы связей и влияние характера химической связи на химические свойства веществ. Энергия связи, длина связи, валентный угол, характеристики полярности связи: дипольный момент, эффективный заряд, степень ионности, их взаимосвязь.

Ковалентная связь. Способы рассмотрения ковалентной связи. Метод валентных связей, его основные положения. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Теория гибридизации и пространственная структура молекул.

Ионная связь, ее энергия, особенности соединений с ионной связью. Энергия и координационные числа ионных кристаллов. Взаимная поляризация ионов в ионных соединениях, закономерности изменения поляризующего действия катионов и поляризуемости анионов. Объяснение свойств веществ взаимной поляризацией ионов.

Особенности химической связи в металлах.

Водородная связь, ее природа и энергия. Влияние водородных связей на свойства веществ.

Межмолекулярные взаимодействия, их проявления, природа (ориентационный, индукционный и дисперсионный эффект) и энергия. Уравнение состояния реального газа.

Агрегатные состояния вещества с позиций химических связей между его частицами. Кристаллическая и аморфная структуры твердого состояния. Классификация кристаллов по типу химической связи между частицами. Дефектность и непостоянство состава твердых веществ.

Тема 8. Комплексные соединения. Строение комплексных соединений (КС), классификация и номенклатура КС. Поведение комплексных соединений в растворах, константы нестойкости КС. Рассмотрение химической связи в КС с точки зрения электростатической теории, метода валентных связей, теории кристаллического поля (ТКП). Объяснение на их основе коор-

динационных чисел комплексообразователей, формы, окраски и магнитных свойств комплексных соединений.

Закономерности протекания химических реакций

Тема 9. Химическая термодинамика. Система термодинамических (ТД) понятий: ТД-система, химическая фаза и компонент, гомо- и гетерогенные системы, ТД-параметры и функции.

Первый закон термодинамики, тепловой эффект изохорного и изобарного процессов. Внутренняя энергия и энтальпия. Энтальпия образования вещества и химической реакции. Закон Гесса и его следствия, термохимические расчеты. Закономерности изменения энтальпий образования веществ по периодам и группам. Энтропия. Второй и третий законы термодинамики. Закономерности изменения энтропии. Энергия Гиббса. Направление протекания химических реакций. Термодинамически устойчивые вещества.

Тема 10. Химическое равновесие. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие с позиций термодинамики и кинетики. Признаки истинного химического равновесия. Закон действия масс для равновесия. Константа равновесия, ее связь с энергией Гиббса. Принцип Ле-Шателье, его практическое значение.

Тема 11. Химическая кинетика. Система основных понятий химической кинетики: гомогенные, гетерогенные реакции; простые и сложные реакции; молекулярность: моно-, би- и тримолекулярные реакции; механизм химических реакций; последовательные, параллельные, цепные реакции; лимитирующая стадия.

Скорость химической реакции. Закон действия масс для скоростей простых и сложных реакций. Кинетические уравнения, порядок реакции и порядок по веществу, экспериментальный способ установления частных порядков. Константа скорости химической реакции, ее физический смысл.

Понятие о катализе. Гомогенный и гетерогенный катализ.

Катализаторы, механизм влияния катализатора на скорость химической реакции.

Тема 12. Электрохимические процессы. Механизм возникновения электродного потенциала на границе «металл – раствор». Стандартные электродные потенциалы, их измерение с помощью водородного электрода. Уравнение Нернста. Ряд напряжений металлов. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы, направление протекания ОВР.

Гальванические элементы как источники электрической энергии. Электродвижущая сила, ее связь с энергией Гиббса. Концентрационные элементы. Топливные элементы. Водородная энергетика. Аккумуляторы.

Электролиз растворов и расплавов веществ. Электролиз с растворимым анодом. Количественные закономерности электролиза (законы Фарадея). Применение электролиза.

Растворы

Тема 13. Закономерности процессов растворения. Изменение энтальпии, энтропии и энергии Гиббса при растворении. Разбавленные, насыщенные и пересыщенные растворы.

Растворы неэлектролитов. Коллигативные свойства растворов: давление насыщенного пара растворителя над раствором, температуры кипения и замерзания, осмотическое давление.

Тема 14. Теория электролитической диссоциации. Показатели диссоциации: степень, константа, изотонический коэффициент. Особенности растворов сильных электролитов. Произведение растворимости малорастворимых электролитов. Электролитическая диссоциация воды, ионное произведение воды. Водородный показатель. Индикаторы.

Тема 15. Гидролиз солей, его основные показатели: константа и степень гидролиза, водородный показатель.

РАЗДЕЛ 2.

ЛАБОРАТОРНЫЕ ЗАНЯТИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ «ХИМИЯ»

ЗАНЯТИЕ № 1 ЧИСТЫЕ ВЕЩЕСТВА И СМЕСИ

Цель работы: выявить особенности смесей веществ и чистого вещества, составить их сравнительную характеристику: рассмотреть примеры гомогенных и гетерогенных смесей, методы их разделения и очистки; получить практические навыки способов разделения смесей и очистки веществ.

Основные термины и понятия:

- возгонка (сублимация);
- выпаривание;
- гетерогенная смесь;
- гомогенная смесь;
- декантация;
- дистилляция (перегонка);
- особо чистое вещество;
- отстаивание;
- смесь;
- фильтрование;
- фракционная перегонка;
- чистое вещество;
- экстракция.

Оборудование и реактивы:

- асбестовая сетка;
- делительная воронка;
- дистиллированная вода;
- мерные цилиндры на 50–100 мл;

- прибор для фильтрации под вакуумом;
- смеси «вода–поваренная соль, вода–сахар, вода–поваренная соль, нефть, вода–пищевая сода, морская вода, вода–песок, вода–мел, железо-медь, масло–вода»;
- спиртовка;
- стеклянная палочка;
- стеклянная воронка;
- сульфат меди (р-р);
- установка для фракционной перегонки;
- фарфоровая чашка для выпаривания;
- фильтровальная бумага;
- химические стаканы 50–100 мл;
- шпатель;
- штатив с лапкой «кольцо», лапкой для удерживания пробирок;
- штатив с пробирками.

Работа № 1

Сравнительная характеристика смеси и чистого вещества

1. Рассмотреть примеры образцов чистых веществ и смесей.
2. Составить сравнительную характеристику смеси веществ и чистого вещества, заполнить таблицу 1, подчеркнув нужный термин.

Таблица 1

Сравнительная характеристика смеси и чистого вещества

Признаки сравнения	Чистое вещество	Смесь
Состав	Постоянный/ непостоянный	Постоянный/ непостоянный
Вещества	Различные/одно и то же	Различные/одно и то же

Продолжение таблицы 1

Признаки сравнения	Чистое вещество	Смесь
Физические свойства	Постоянные/ непостоянные	Постоянные/ непостоянные
Разделение	Физическими методами/с помощью химических реакций	Физическими методами/с помощью химических реакций

3. Рассмотрите виды смесей, дайте определение гомогенных и гетерогенных смесей. Заполните таблицу 2, используя слова для справки. На трех примерах смесей веществ раскройте правильность ваших утверждений, приведя в доказательства конкретные вещества и процессы.

Таблица 2

Сравнительная характеристика гомогенных (однородных) и гетерогенных (неоднородных) смесей

Смеси	
однородные (гомогенные)	неоднородные (гетерогенные)
– это	– это
Примеры смесей	

СЛОВА ДЛЯ СПРАВКИ: аэрозоли (газ + жидкость), например, туман; эмульсии (жидкость + жидкость), например, вода + жир,

свежедобытая нефть; истинные растворы (поваренная соль + вода, раствор спирта в воде); суспензии (твердое + жидкость), например, вода + песок; нефть + песок, глина; твердые растворы, сплавы, например, сталь, латунь, бронза; газовые смеси (воздух, попутный газ, природный газ).

4. Рассмотрите способы разделения гомогенных и гетерогенных смесей и очистки веществ (табл. 3, рис. 1–7).

Таблица 3

Варианты заданий студентам по способам разделения смесей

Вариант	Способы разделения смесей	
	однородные (гомогенные)	неоднородные (гетерогенные)
1	Дистилляция (вода–поваренная соль)	Фильтрация (вода–песок)
2	Кристаллизация (вода–сахар)	Отстаивание (вода–мел)
3	Выпаривание (вода–поваренная соль)	Центрифугирование (вода–мел)
4	Фракционная перегонка (нефть)	Магнитная сепарация (железо–медь)
5	Выпаривание (вода–пищевая сода)	Разделение с помощью делительной воронки (масло–вода)
6	Дистилляция (морская вода)	Декантация (вода–песок)

Работа № 2

Экспериментальное приготовление смесей, их разделение и очистка веществ

Опыт 1. Приготовление смеси и ее разделение методом декантации.

В химическом стакане (50–100 мл) приготовить смесь из

равных частей речного песка и воды. Изучите приготовленную смесь, определите тип смеси (гомогенная, гетерогенная). Разделите смесь методом декантации (рис. 1).

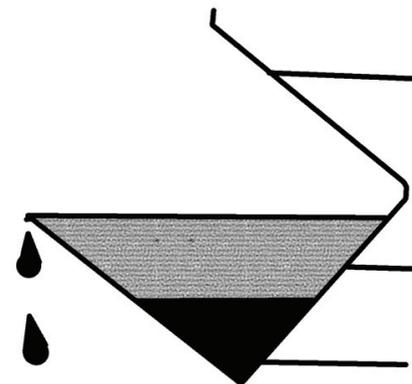


Рис. 1 – Декантация

Сделайте вывод, ответив на вопросы: а) для каких типов смесей для их разделения можно использовать метод декантации; б) на какой стадии процесса возможно использование центрифугирования. Нарисуйте и назовите оборудование, использованное для разделения данной смеси.

Опыт 2. Приготовление смеси и ее разделение методом фильтрации.

А) Обычное фильтрация.

Приготовить смесь из равных частей карбоната кальция и воды в химическом стакане объемом 50 или 100 мл. Тщательно перемешайте смесь стеклянной палочкой. Изучите приготовленную смесь. Отметьте тип данной смеси. Возможно ли ее разделение декантацией? Приготовьте гладкий или складчатый бумажный фильтр, как показано на рисунке 2. Края фильтра и воронки должны совпадать ($\pm 0,5$ см). Для плотного прилегания фильтра к воронке (во избежание загрязнения

будущего фильтрата неотфильтрованной смесью) смочите фильтр небольшим количеством воды из промывалки.

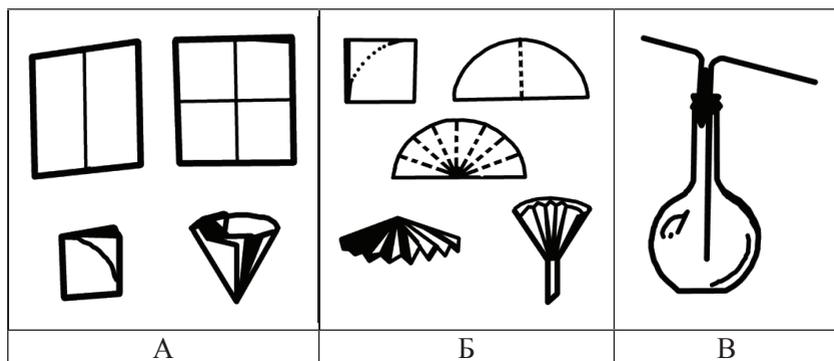


Рис. 2 – Подготовка фильтров (А и Б) и промывалка (В)

Соберите схему установки, согласно рисунку 3, и аккуратно отфильтруйте смесь. Результаты и выводы отразите в таблице. Нарисуйте и назовите оборудование, использованное для разделения данной смеси.

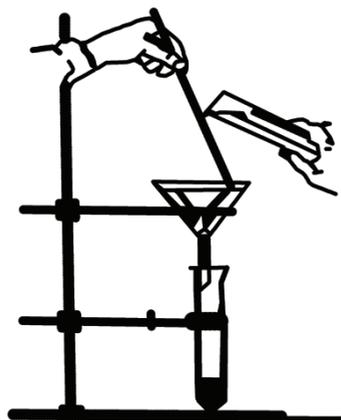


Рис. 3 – Фильтрация

Б) Фильтрация под вакуумом.

Приготовьте смесь карбоната кальция и воды (по аналогии с предыдущим опытом), соберите установку согласно рисунку 4.

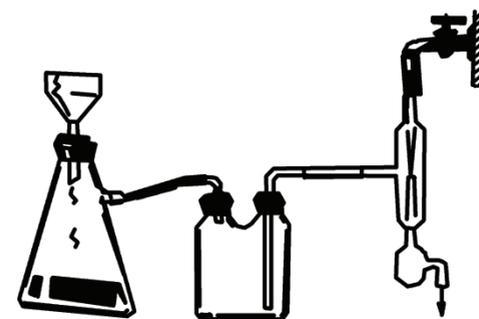


Рис. 4 – Прибор для фильтрации под вакуумом

Из фильтровальной бумаги вырежьте плоский фильтр, соответствующий размерам фарфоровой воронки (обведите ее диаметр на бумаге, при вырезании убавьте величину толщины воронки). Поместите готовый фильтр в воронку (края фильтра не должны заходить на стенку воронки), для плотного прилегания фильтра к воронке смочите его водой из промывалки. Включите водоструйный насос и медленно перелейте предварительно размешанную смесь на фильтр в воронку (следите, чтобы смесь не попадала между фильтром и воронкой). По окончании фильтрации выключите насос. Изучите компоненты разделенной смеси, сделайте выводы о преимуществах метода по сравнению с обычным фильтрованием.

Нарисуйте и назовите оборудование, использованное для разделения данной смеси.

Опыт 3. Подготовка и разделение смеси взаимно нерастворимых жидкостей.

С помощью отдельных мерных цилиндров отмерьте 25 мл воды и 5 мл углеводородного жидкого компонента (н-декана,

бензина, керосина, дизельного топлива). Перелейте отмеренные объемы жидкостей в делительную воронку (рис. 5). Закройте делительную воронку пробкой и энергично встряхните. Как называется дисперсная система, состоящая из двух несмешивающихся жидкостей?



Рис. 5 – *Разделение несмешивающихся жидкостей*

Закрепите делительную воронку в лапках штатива, откройте пробку делительной воронки и, дождавшись расслоения, разделите полученную смесь, аккуратно слив нижний слой жидкости в химический стакан.

Рассчитайте значения объемной доли каждого компонента в смеси.

Нарисуйте и назовите оборудование, использованное для разделения данной смеси.

Опыт 4. Выделение растворенного вещества методом выпаривания (на примере выделения хлорида натрия из его водного раствора).

Положите в химический стакан емкостью 100 мл шпателем небольшое количество кристаллического хлорида натрия (поваренной соли). Используя мерный цилиндр, отмерьте 50 мл дистиллированной воды, налейте в стаканчик и перемешайте смесь стеклянной палочкой до полного растворения соли. Из полученного раствора соль может быть выделена выпариванием воды (рис. 6).

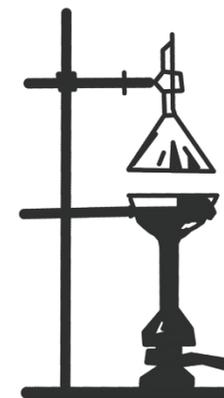


Рис. 6 – *Выпаривание*

Поставьте фарфоровую чашку для выпаривания на металлическую асбестированную сетку, налейте в нее небольшое количество раствора соли и нагревайте до полного испарения воды.

ВНИМАНИЕ!

Следует избегать сильного нагревания, особенно под конец выпаривания, так как это может привести к потере вещества из-за разбрызгивания капель выпариваемого раствора.

Уберите горелку и дайте чашке остыть. Соберите шпателем поваренную соль со стенок выпарительной чашки.

Нарисуйте и назовите оборудование, использованное для разделения данной смеси.

Опыт 5. Очистка воды от растворенных в ней солей методом фракционной перегонки (дистилляции).

С помощью заранее собранной лаборантом установки для фракционной перегонки (дистилляции) (рис. 7) ознакомьтесь с процессом очистки воды от растворенной в ней соли (сульфата меди). Какой цвет имеет вода в круглодонной колбе? Что представляет собой дистиллят? Нарисуйте схему использованной установки и назовите использованное оборудование.

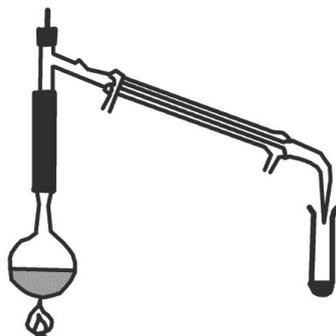


Рис. 7 – Фракционная перегонка

Опыт 6. Приготовление и разделение смеси взаимно нерастворимых жидкостей.

С помощью отдельных мерных цилиндров отмерьте 25 мл воды и 5 мл углеводородного жидкого компонента (н-декана, бензина, керосина, дизельного топлива). Перелейте отмеренные объемы жидкостей в делительную воронку (рис. 4). Закройте делительную воронку пробкой и энергично встряхните. Как называется дисперсная система, состоящая из двух несмешивающихся компонентов?

Работа № 3 Решение задач

- Определите молярную массу смеси, если в ее составе:
 - 6 моль CO_2 , 5 моль CO , 4 моль H_2 ;
 - 26 моль CO_2 , 30 г H_2S , 56 мл CO ;
 - равные массы CO_2 и CO ;
 - равные объемы H_2S и H_2 ;
 - равные количества NO_2 и NO ;
 - 40 % по массе CO_2 и 60 % CO ;
 - кислород и углекислый газ в молярном отношении 2:5.
- Определить объемы при н. у.;

- метана и этана в 200 л смеси с D по $N_2 = 56$;
- пропан-бутановой смеси в 100 г газовой смеси с молярной массой 80 г/моль.

3. Какой объем воздуха (н. у.) потребуется для сжигания:

- 80 л смеси CH_4 и C_2H_6 с D по $\text{H}_2 = 5$;
- 150 г смеси CO и H_2 с D по воздуху = 2.

4. Какой объем водорода может присоединить:

- 76 л смеси пропена и пропина с плотностью по кислороду 2,6;
- 100 г смеси этена и этина с плотностью, равной плотности азота.

5. Найти необходимые величины по результатам исследования группового состава нефтей сахалинских месторождений:

- массу (г) асфальтенов в 100 г образца нефти месторождения Центральная Оха, содержащего 1,8 % примесей;
- массу смол в 250 г образца нефти месторождения Эхаби, содержащего 13,3 % смол и 56 % примесей;
- массу парафинов в образце нефти месторождения Восточное Эхаби массой 500 г, представленное 1,9 % парафинов и 34,5 % примесей.

6. Состав природного газа (объемные доли) Южно-Луговского месторождения о. Сахалин: 92,0 % метана, 1,04 пропана, 0,09 бутана, 0,02 пентана, 6,75 % балластных примесей. Какой объем каждого компонента можно получить из 1000 м³ этого газа?

7. В составе природного газа Южно-Луговского месторождения (о. Сахалин) в значительных количествах присутствуют балластные примеси: 9,01% N_2 , 0,16 CO_2 , 0,012 He, 0,005 % H_2 . Какой объем каждого компонента балластных примесей содержится в 550 м³ этого газа?

8. В состав природного газа входит 36,0 л метана, 3,5 л этана, 1,8 л водорода. Определить объемную долю (%) метана в природном газе.

9. Образец товарной нефти объемом 100 мл подвергли качественному анализу. В ходе анализа было выявлено следующее:

Номер образца	Содержание хлористых солей		Содержание H ₂ O		Содержание механических примесей		Вывод о соответствии сорта нефти по ГОСТ
	мг	%	мл	%	мл	%	
1.	30		0,9		0,047		
2.	9,5		0,5		0,048		
3.	175		0,97		0,046		
4.	27		0,85		0,049		

В каждом образце посчитать процент содержания хлористых солей, воды и механических примесей. Определить, к какому сорту относится конкретный образец (Приложение 13).

Контрольные вопросы:

1. Что такое вещество?
2. Чем отличается чистое вещество от смеси веществ?
3. Чем отличаются гомогенные (однородные) смеси от гетерогенных (неоднородных)? Приведите примеры смесей веществ в области нефтегазового дела.
4. Назовите способы разделения гомогенных и гетерогенных смесей.

Литература:

1. Метельский, А. В. Химия в экзаменационных вопросах и ответах : справочник / А. В. Метельский. – Минск : БелЭн, 1997. – С. 37–39.

ЗАНЯТИЕ № 2 ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

Цель работы: экспериментально изучить закон сохранения массы вещества; закрепить знания по решению задач.

Основные термины и понятия:

- абсолютная масса;
- закон Авогадро;
- закон Бойля-Мариотта;
- закон Гей-Люссака;
- закон кратных отношений;
- закон постоянства состава;
- закон простых объемных отношений;
- закон сохранения массы веществ;
- закон эквивалентов;
- моль вещества;
- молярная масса;
- объединенный газовый закон;
- относительная атомная масса;
- относительная молекулярная масса;
- стехиометрия;
- уравнение Менделеева-Клайперона;
- число Авогадро;
- эквивалентная масса.

Оборудование и реактивы:

- биксы для взвешивания веществ;
- серная кислота (р-р);
- хлорид кальция (р-р);
- электронные весы.

Работа № 1

Опыт, иллюстрирующий закон сохранения массы вещества

Ход работы:

1. В два бикса для взвешивания веществ наполовину налить растворы хлорида кальция и серной кислоты, закрыть их крышками.
2. Поставить биксы с растворами на электронные весы и взвесить их. Результат взвешивания записать в тетради.
3. Открыть крышки биксов и слить растворы. Закрыть биксы крышками и провести повторное взвешивание. Что наблюдаете после прохождения реакции? Изменилась ли масса биксов с продуктами реакции? Почему? Уравнение химической реакции и вывод записать в тетради.

Работа № 2

Решение задач

1. Определить молекулярную массу метилциклопропана, если при н. у. 73,7 г этого газа занимает объем 29,48 л.
2. Определить молекулярную массу циклобутана, если при н. у. 126,4 г этого газа занимает объем 50,56 л.
3. Определить массу этана, занимающего при н. у. объем, равный 60,5 л.
4. Определить массу метана, занимающего при н. у. объем, равный 137,5 л.
5. Какой объем кислорода необходим для сгорания 50 л природного газа, содержащего 95 % метана?
6. Чему равна относительная плотность метана по водороду?
7. Определить относительную плотность пропана по отношению к воздуху.
8. Вычислить относительную молекулярную массу галогеноалкана, если его относительная плотность по воздуху равна 1,81.

9. В баллоне вместимостью 20 л находится газ под давлением 2 Мпа. Как изменится давление, если сжать газ до объема 18 л?

10. В камере с поршнем находится газ объемом 2,4 л. Как изменится давление, если объем камеры увеличить в 2,5 раза? Исходное давление – 700 мм рт. ст.

11. При 43 °С давление в баллоне с ацетиленом равно 2 Мпа. При какой температуре оно станет равным 1800 кПа?

12. До какой температуры необходимо нагреть газ, находящийся в закрытом сосуде при 20 °С, чтобы давление увеличилось вдвое?

13. При температуре 30 °С газ занимает объем, равный 0,24 л. Какой объем займет данный газ, если, не изменяя давления, повысить температуру на 23 °С?

14. 160 мл газообразного вещества для дальнейшего процесса охладили до 4 °С, после чего измерили его объем, который составил 156 мл. Определить температуру, при которой объем газа был равен 160 мл.

15. Определить объем, занимаемый 14,5 г воздуха при температуре 90 °С и давлении 1200 мм рт. ст.

16. При н. у. 2 г азота занимает объем 1600 мл. Какой объем займет та же масса газа при 40 °С и давлении 100 кПа?

17. Вычислите молярную массу этанола, если масса 0,5 л его при 27 °С и давлении 100 кПа равна 0,922 г.

18. Вычислите температуру метана, который находится в закрытой пробирке объемом 10 мл под давлением 102 кПа, если его масса равна 6,5 мг.

Контрольные вопросы:

1. Сформулируйте закон сохранения массы вещества, приведите примеры.
2. Сколько атомов химического элемента содержит моль этого химического элемента?
3. Что такое молярная масса? Чему равна молярная масса вещества: а) имеющего молекулярную или ионную структуру; б) имеющего атомную или металлическую структуру?

4. Дайте определение молярного объема. Чему равен молярный объем газа при нормальных условиях?
5. В чем смысл закона объемных отношений, открытого Ж. Гей-Люссаком в 1805 г.?
6. Сформулируйте закон Авогадро. Каковы следствия из закона Авогадро?
7. В чем смысл закона постоянства состава, сформулированного Ж. Прустом в 1801 г.? Какие соединения относятся к дальтонам и какие к бертоллидам? Приведите их примеры.
8. Что такое фактор эквивалентности и как он рассчитывается для простых и сложных веществ?
9. Что такое молярная масса эквивалента?
10. В чем сущность закона эквивалентов?
11. Перечислите известные вам газовые законы. Приведите формулы, которые выражают эти законы.

Литература:

1. Абрамычева, Н. Л. Практикум по общей химии [электронный ресурс] : учебное пособие / Н. Л. Абрамычева, Л. М. Азиева, О. В. Архангельская. – М. : Моск. гос. ун-т им. М. В. Ломоносова, 2005. – С. 24–26.
2. Глинка, Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-пресс, 2002. – С. 14–31.
3. Метельский, А. В. Химия в экзаменационных вопросах и ответах : справочник / А. В. Метельский. – Минск : БелЭн, 1997. – С. 21–34.

ЗАНЯТИЕ № 3

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ И ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы: экспериментально изучить основные химические свойства оксидов, гидроксидов и солей, а также способы их получения.

Основные термины и понятия:

- арены;
- гидроксиды;
- кислоты;
- нафтены (циклоалканы);
- оксиды;
- основания;
- парафины (алканы);
- соли;
- сульфиды;
- функциональные производные углеводородов.

Оборудование и реактивы:

- азотная кислота (р-р и конц.);
- аппарат Киппа;
- гидроксид кальция (р-р);
- гидроксид натрия (р-р и конц.);
- держатель пробирок;
- дистиллированная вода;
- йодид калия (р-р);
- магний (порошок);
- метилоранж;
- нитрат свинца или нитрат серебра (р-р);
- оксид кремния;
- пипетка;
- серная кислота (р-р);

- соляная кислота (конц.);
- спиртовка;
- стеклянная трубка;
- сульфат меди (II);
- хлорид цинка (р-р);
- цинк (гранулы);
- штатив с пробирками.

Работа № 1

Получение и свойства неорганических веществ

Опыт 1. Получение и исследование химических свойств оксида и гидроксида меди.

Ход работы:

1. Оксид меди (II) получается в результате термического разложения гидроксида меди (II). Для получения гидроксида меди (II) в пробирку поместите 1 мл раствора сульфата меди (II) и прилейте 1 мл щелочи. Отметить цвет выпавшего осадка гидроксида меди (II).

2. Разделить полученное количество гидроксида меди (II) на две части. В одну пробирку прилить 1 мл раствора серной кислоты, а вторую часть нагреть на спиртовке до тех пор, пока весь гидроксид меди (II) не превратится в черный осадок оксида меди (II). Написать уравнения соответствующих реакций. Сделать вывод относительно химических свойств оксида меди (II) и гидроксида меди (II).

Опыт 2. Получение и исследование химических свойств оксида и гидроксида цинка.

Ход работы:

1. Оксид цинка получается в результате термического разложения гидроксида цинка. Для получения гидроксида цинка в пробирку поместите 3 мл раствора хлорида цинка и прилейте по каплям щелочи. Отметить цвет выпавшего осадка гидроксида цинка.

2. Разделить полученное количество гидроксида цинка на три части (пробирки). В одну пробирку прилить 1 мл раствора серной кислоты, во вторую пробирку – 1 мл щелочи, а третью пробирку нагреть на спиртовке до тех пор, пока весь гидроксид цинка не превратится в осадок оксида цинка. Что наблюдаете? Написать уравнения соответствующих реакций.

3. Полученный оксид цинка разделить на две части. К одной части добавить раствор серной кислоты, в другую – раствор щелочи. Что наблюдаете? Написать уравнения соответствующих реакций.

4. Сделать вывод относительно химических свойств оксида и гидроксида цинка.

Опыт 3. Получение и исследование химических свойств оксида углерода (IV) и оксида кремния (IV).

Ход работы:

1. В пробирку налить 1 мл дистиллированной воды и прибавить одну-две капли метилоранжа. Отметить цвет индикатора. Затем пропустить из аппарата Киппа в пробирку оксид углерода до изменения окраски раствора. Почему окраска изменилась? Каков характер свойств CO_2 ?

2. В две пробирки поместить небольшое количество оксида кремния (IV). В одну пробирку прилить 1 мл концентрированной щелочи, а в другую – 1 мл концентрированной соляной кислоты. Обе пробирки нагреть. Что наблюдаете? Написать уравнения химических реакций. Сделать вывод о химических свойствах оксида кремния (IV).

Опыт 4. Получение солей.

Получить соли различными способами.

Ход работы:

1. Взаимодействие металла с кислотой. В три пробирки поместить в небольшом количестве порошка магния, гранулы цинка и медь. Прилить по 1 мл концентрированной серной или азотной кислоты. Опыт проводить в вытяжном шкафу. Анало-

гичный опыт провести с концентрированной и разбавленной азотной кислотой. Что наблюдаете? Написать уравнения химических реакций.

2. Взаимодействие кислотного оксида с гидроксидом. Через трубочку в раствор гидроксида кальция продуть воздух. Что наблюдаете? Написать уравнение химической реакции.

3. Взаимодействие кислоты с солью. В пробирку налить 1 мл нитрата свинца или нитрата серебра. Добавить несколько капель соляной кислоты. Что наблюдаете? Написать уравнение химической реакции.

4. Взаимодействие двух солей. В пробирку прилить по 1 мл растворов солей – нитрата свинца и йодида калия. Что наблюдаете? Написать уравнение химической реакции.

Работа № 2

Сравнение химических свойств органических веществ, входящих в состав природного газа и нефти

Заполните таблицу «Сравнение химических свойств органических веществ, входящих в состав природного газа и нефти». Приведите примеры.

Тип химической реакции	Классы органических соединений		
	алканы (парафины)	циклоалканы (нафтены)	арены
Замещение радикальное			
Замещение электрофильное			
Присоединение			
Разложение			
Окисление			
Восстановление			

Работа № 3 Решение задач

1. Написать формулы гидроксидов, соответствующих указанным оксидам: SiO_2 , SO_2 , SO_3 , CO_2 , Fe_2O_3 , CuO .

2. Заполните таблицу, используя данные приложения б:

Вещество	Тривиальное название	Вещество	Тривиальное название
Ca(OH)_2			Фреон
	Плавленая кислота		Ангидрид (безводный гипс)
	Известняк		Бурый железняк
$\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$			Глина
SiO_2		$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	
	Алевролит	Ca_2SiO_4	
	Кальцит		Глиноземистый цемент
	Аргиллит		Песчаник
			Бентанитовая глина, бентанит

3. С какими из перечисленных ниже веществ будет реагировать соляная кислота при соляно-кислотном способе обработки призабойной зоны: CaCO_3 , MgCO_3 , $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$, CaSiO_3 , Al_2O_3 , SiO_2 ? Написать уравнения химических реакций.

4. В образцах нефти массой 5 г нескольких месторождений было выявлено следующее содержание углеводов:

Месторожде- ние нефти	Содержание углеводов, г						Вывод о со- ответствии образца нефти к классу
	парафины		нафтены		арены		
	г	%	г	%	г	%	
Грозненская	2,06		2,35		0,6		
Доссорская	0,85		3,65		0,45		
Шимбайская	1,75		1,5		1,55		
Ромашкинская	2,05		1,6		1,35		

Определить процентное содержание каждого углеводорода в образце нефти различных месторождений и отнести их к соответствующему классу нефти согласно классификации ГрозНИИ (парафиновые, парафинонафтенновые, нафтенновые, парафинонафтенноароматические, нафтенноароматические, ароматические).

Контрольные вопросы:

1. Какие классы веществ относятся к бинарным соединениям? Приведите примеры из области нефтегазового дела.
2. Дайте определение кислотам, приведите их классификацию, назовите особенности химических свойств. Приведите примеры кислот, используемых в нефтегазовом деле.
3. С какими металлами не реагирует концентрированная азотная и серная кислоты?
4. Каковы особенности взаимодействия металлов различной активности с концентрированной и разбавленной серной, азотной и соляной кислотами?
5. Что такое основания? Приведите классификацию оснований, назовите особенности их химических свойств. Приведите примеры оснований, используемых в нефтегазовом деле.
6. Перечислите основные классы солей. Какие химические свойства проявляют соли? Приведите примеры солей, используемых в нефтегазовом деле.

Литература:

1. Глинка, Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-пресс, 2002. – С. 37–43.
2. Коршак, А. А. Основы нефтегазового дела / А. А. Коршак, А. М. Шаммазов. – Уфа : ООО «ДизайнПолиграфСервис», 2002. – С. 49.
3. Метельский, А. В. Химия в экзаменационных вопросах и ответах : справочник / А. В. Метельский. – Минск : БелЭн, 1997. – С. 224–342.
4. Рябов, В. Д. Химия нефти и газа : учеб. пособие / В. Д. Рябов. – М. : ИД «ФОРУМ», 2009. – 336 с.

ЗАНЯТИЕ № 4

ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИАЦИИ

Цель работы: изучить свойства сильных и слабых электролитов, закономерности протекания реакций в растворах электролитов.

Основные термины и понятия:

- водородный показатель;
- диссоциация;
- константа диссоциации;
- неэлектролит;
- степень диссоциации;
- электролит;
- электролит сильный;
- электролит слабый;
- электролитическая диссоциация.

Оборудование и реактивы:

- аммиак (2 Н р-р);
- гидрокарбонат кальция или натрия;
- гидроксид натрия (2 Н р-р);
- дистиллированная вода;
- карбонат кальция;
- карбонат натрия (р-р);
- лакмус;
- метилоранж;
- серная кислота (2 Н р-р);
- соляная кислота;
- спиртовка;
- сульфат железа (II);
- уксусная кислота (2 Н р-р);
- фенолфталеин;

- хлорид кальция (2 Н р-р);
- цинк (гранула);
- шпатель;
- штатив для пробирок.

Работа № 1

Сравнение свойств сильных и слабых электролитов

Опыт 1. Сравнение относительной силы серной и уксусной кислот.

Ход работы:

1. Налейте в одну пробирку 2 мл 2 Н серной кислоты, в другую – столько же раствора 2 Н уксусной кислоты. В обе пробирки поместите по кусочку цинка (по возможности одинакового размера).

2. Какой газ выделяется в пробирках? Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионном виде. В какой пробирке процесс идет более энергично? От концентрации каких ионов в растворе зависит скорость выделения данного газа? В растворе какой кислоты концентрация этих ионов выше? Сравните ваши выводы с табличными данными, характеризующими степень диссоциации серной и уксусной кислот (Приложение 10).

Опыт 2. Сравнение относительной силы гидроксидов натрия и аммония.

Ход работы:

1. Налейте в две пробирки по 1 мл 0,5 Н раствора хлорида кальция. В одну из них добавьте 1 мл 2 Н раствора гидроксида натрия, а в другую – такой же объем 2 Н раствора аммиака (гидроксида аммония).

2. Что наблюдается? Сделайте вывод о различии в относительной силе гидроксидов. Сравните ваши выводы с табличными данными, характеризующими степень диссоциации (Приложение 10).

Работа № 2

Направление протекания реакций в растворах электролитов

Опыт 1. Реакции, идущие с выделением осадка.

Ход работы:

1. Налейте в пробирку 1 мл раствора хлорида кальция и прилейте 1 мл раствора карбоната натрия. Что наблюдаете? Укажите цвет осадка, напишите молекулярное, полное и сокращенное ионно-молекулярное уравнения реакции.

2. Налейте в пробирку 1 мл раствора сульфата железа (II) и прилейте 1 мл раствора сульфида калия. Что наблюдаете? Укажите цвет осадка, напишите молекулярное, полное и сокращенное ионно-молекулярное уравнения реакции.

3. Налейте в пробирку 1 мл раствора сульфата меди (II) и прилейте 1 мл раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете? Укажите цвет осадка, напишите молекулярное, полное и сокращенное ионно-молекулярное уравнения реакции.

Опыт 2. Реакции, идущие с выделением газа.

Ход работы:

1. В пробирку поместите небольшой кусочек карбоната кальция и прилейте 1 мл раствора соляной кислоты. Что наблюдаете? Напишите молекулярное, полное и сокращенное ионно-молекулярное уравнения реакции.

2. В пробирку поместите небольшое количество гидрокарбоната кальция и прилейте 1 мл раствора соляной кислоты. Что наблюдаете? Напишите молекулярное, полное и сокращенное ионно-молекулярное уравнения реакции.

Опыт 3. Реакции нейтрализации.

Ход работы:

1. Налейте в пробирку 1 мл раствора серной кислоты, затем прилейте несколько капель индикатора (метилоранжа или лакмуса). Что наблюдаете? Отметьте цвет и прилейте 1 мл рас-

твора гидроксида натрия. Что наблюдаете? Укажите цвет раствора, напишите молекулярное, полное и сокращенное ионно-молекулярное уравнения реакции нейтрализации.

Работа № 3

Определение величины pH по окраске индикаторов

Ход работы:

1. Налейте в три пробирки по 1 мл дистиллированной воды и прибавьте в каждую из них по одной-две капли раствора одного из индикаторов: лакмуса, метилового оранжевого или фенолфталеина. Отметьте в таблице 1 цвет каждого индикатора в нейтральной среде.

2. Налейте в три пробирки по 1 мл 2,0 Н раствора соляной кислоты HCl и прибавьте в каждую из них по одной-две капли раствора одного из индикаторов: лакмуса, метилового оранжевого или фенолфталеина. Отметьте в таблице 1 цвет каждого индикатора в кислой среде.

3. Налейте в три пробирки по 1 мл 2,0 Н раствора гидроксида натрия NaOH и прибавьте в каждую из них по одной-две капли раствора одного из индикаторов: лакмуса, метилового оранжевого или фенолфталеина. Отметьте в таблице 1 цвет каждого индикатора в щелочной среде.

Таблица 1

Окраска индикаторов в зависимости от pH среды

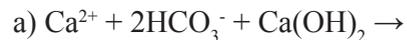
Среда	Окраска индикатора		
	лакмус	метилоранж	фенолфталеин
Нейтральная			
Кислая			
Щелочная			

Работа № 4

Решение задач

1. При подготовке воды, содержащей ионы Fe^{3+} , для закачки в пласт проводят известкование. Для этого в воду добавляют известковое молоко, что приводит к образованию нерастворимого осадка гидроксида железа (III). Напишите молекулярное, полное и сокращенное ионно-молекулярное уравнения реакции.

2. Используя сокращенные ионно-молекулярные уравнения реакций, написать полные ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций химических процессов, происходящих при подготовке воды для закачки в пласт:



3. Для получения дисперсной фазы безглинистого бурового раствора с конденсированной твердой фазой проводят реакцию взаимодействия ионов Mg^{2+} с щелочью (NaOH или $\text{Ca}(\text{OH})_2$). Напишите реакции получения гидроксида магния.

4. В результате соляно-кислотной обработки призабойной зоны происходит растворение известняка, доломита. Напишите полные ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций химических процессов.

5. В результате кислотной обработки плавиковой кислотой призабойной зоны происходит растворение песчаника и глинистого раствора, попавших в поры пласта во время бурения или глушения скважины. Напишите полные ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций химических процессов.

Контрольные вопросы:

1. Что называют электролитической диссоциацией?
2. Какие реакции называются ионно-обменными?
3. Как рассчитать степень диссоциации электролита?
4. Чем отличаются сильные и слабые электролиты? Приве-

дите примеры электролитов сильной, слабой и средней силы.

5. В каком случае обменные реакции протекают до конца? Приведите примеры.

6. Что называют ионным произведением воды?

7. В каких пределах изменяется водородный показатель?

Литература:

1. Абрамычева, Н. Л. Практикум по общей химии : учеб. пособие / Н. Л. Абрамычева, Л. М. Азиева, О. В. Архангельская. – М. : Московский гос. ун-т им. М. В. Ломоносова, 2005. – С. 52–54.

2. Глинка, Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-пресс, 2002. – С. 223–243.

3. Метельский, А. В. Химия в экзаменационных вопросах и ответах : справочник / А. В. Метельский. – Минск : БелЭн, 1997. – С. 202–219.

ЗАНЯТИЕ № 5

РАСТВОРЫ. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ РАСТВОРОВ

Цель работы: научиться приготавливать растворы разной концентрации различными способами.

Основные термины и понятия:

- раствор;
- растворитель;
- массовая доля вещества или процентная концентрация;
- молярная концентрация;
- нормальная концентрация;
- титр.

Оборудование и реактивы:

- бикс для взвешивания веществ;
- весы электронные;
- дистиллированная вода;
- мерный цилиндр на 50 и 100 мл;
- набор ареометров;
- стеклянная палочка;
- сульфат натрия;
- шпатель.

Работа № 1 Приготовление 10 % раствора сульфата натрия

Ход работы:

1. Рассчитать навеску, необходимую для приготовления 50 г 10 % раствора сульфата натрия, и объем воды, который потребуется для этого.
2. Взять навеску данной соли на технических весах. Пере-

нести ее в химический стакан и добавить необходимый объем воды. Перемешивать раствор до полного растворения соли.

3. Полученный раствор перенести в мерный цилиндр и измерить ареометром плотность. По показаниям ареометра определить точную концентрацию раствора, используя таблицу приложения 9.

4. Результаты занести в отчет. Вычислить молярную концентрацию раствора. Определить относительную ошибку опыта.

Работа № 2 Приготовление 0,3 М раствора сульфата натрия

Ход работы:

1. Отмерить 25 мл 10 % раствора сульфата натрия, полученного в опыте 1, и перенести в мерную колбу на 50 мл. Довести объем раствора до метки и перемешать.

2. Перелить раствор в мерный цилиндр и измерить его плотность с помощью ареометра. Определить точную процентную концентрацию полученного раствора и рассчитать его молярную концентрацию.

3. Результаты занести в отчет и рассчитать относительную ошибку опыта.

Работа № 3 Решение задач

1. Для соляно-кислотной обработки скважин используют 12 % раствор соляной кислоты. Какую массу воды необходимо взять для приготовления 500 г 12 % раствора?

2. Какой объем 10 % раствора соляной кислоты ($\rho = 1,0474$ г/мл) необходимо взять для соляно-кислотной обработки скважины в призабойной зоне, содержащей карбонат кальция, если в результате обработки выделилось 186 л углекислого газа?

3. Какой объем 4 % раствора плавиковой кислоты ($\rho = 1,012$ г/мл) необходим для обработки скважины в призабойной зоне, содержащей карбонат кальция, если в результате обработки выделилось 192 л углекислого газа?

Контрольные вопросы:

1. Что такое раствор? Какими способами можно выразить содержание растворенного вещества в растворе?

2. Приведите пример неорганических и органических растворителей.

3. Дайте определение понятиям: «массовая доля вещества», «молярная концентрация вещества», «нормальная концентрация вещества». Укажите их единицы измерения.

4. По какому уравнению осуществляется перерасчет от нормальной концентрации к молярной?

Литература:

1. Абрамычева, Н. Л. Практикум по общей химии : учеб. пособие / Н. Л. Абрамычева, Л. М. Азиева, О. В. Архангельская. – М. : Московский государственный университет им. М. В. Ломоносова, 2005. – С. 33–37.

2. Глинка, Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-пресс, 2002. – С. 205–208.

3. Метельский, А. В. Химия в экзаменационных вопросах и ответах : справочник / А. В. Метельский. – Минск : БелЭн, 1997. – С. 186–201.

ЗАНЯТИЕ № 6

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Цель работы: изучить закономерности протекания реакций гидролиза солей.

Основные термины и понятия:

- гидролиз;
- индикаторы;
- реакция гидролиза солей;
- сильные электролиты;
- слабые электролиты;
- степень гидролиза.

Оборудование и реактивы:

- ацетат натрия;
- дистиллированная вода;
- карбонат натрия (р-р);
- нитрат натрия (р-р);
- пробиркодержатель;
- спиртовка;
- универсальная индикаторная бумага;
- фенолфталеин;
- хлорид цинка (р-р);
- шпатель;
- штатив с пробирками.

Работа № 1

Изучение различных видов гидролиза

Ход работы:

1. В четыре пробирки налить по 1 мл: в первую – дистиллированной воды, во вторую – раствора карбоната натрия, в тре-

тью – раствора хлорида цинка, в четвертую – раствора нитрата натрия. Реакцию среды проверить с помощью универсальной индикаторной бумаги.

2. Сравнить цвет индикатора в воде и растворах солей. Какие из испытуемых растворов подверглись гидролизу? Написать уравнения реакций. Объяснить, чем обусловлена реакция среды в каждом случае.

Работа № 2

Зависимость степени гидролиза от температуры

Ход работы:

1. В пробирку внести небольшое количество ацетата натрия и 1 мл дистиллированной воды, добавить две капли фенолфталеина.

2. Пробирку с раствором нагреть на спиртовке. Отметить изменение цвета раствора.

3. Охладить раствор и отметить его обесцвечивание.

4. Составить уравнение гидролиза ацетата натрия. Сделать вывод об обратимости процесса гидролиза.

Работа № 3

Зависимость степени гидролиза от изменения концентрации ионов

Написать сокращенное и полное ионно-молекулярное, молекулярное уравнения гидролиза солей (вещество А). Как изменится степень гидролиза при добавлении к раствору соли (вещество А) раствор вещества Б?

Номер варианта	Вещество А	Вещество Б
1	Сульфид натрия	Хлорид натрия

Номер варианта	Вещество А	Вещество Б
2	Карбонат натрия	Карбонат калия
3	Гидрокарбонат магния	Хлорид магния
4	Дигидрофосфат калия	Хлорид калия
5	Сульфат аммония	Гидроксид аммония
6	Ацетат меди (II)	Уксусная кислота
7	Хлорид меди (II)	Соляная кислота
8	Сульфат железа (III)	Серная кислота
9	Хлорид марганца	Соляная кислота
10	Силикат натрия	Бромид натрия

Контрольные вопросы:

1. Дайте определение терминам «гидролиз солей», «степень гидролиза», «константа гидролиза».

2. Какова взаимосвязь между степенью гидролиза соли и ее концентрацией?

3. Какую реакцию среды должны показывать водные растворы нитрата бария, нитрата аммония, цианида калия, сульфата алюминия?

Литература:

1. Абрамычева, Н. Л. Практикум по общей химии : учеб. пособие / Н. Л. Абрамычева, Л. М. Азиева, О. В. Архангельская. – М. : Московский государственный университет им. М. В. Ломоносова, 2005. – С. 33–37.

2. Глинка, Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-пресс, 2002. – С. 205–208.

3. Метельский, А. В. Химия в экзаменационных вопросах и ответах : справочник / А. В. Метельский. – Минск : БелЭн, 1997. – С. 186–201.

ЗАНЯТИЕ № 7

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ. ПРИНЦИП ЛЕ-ШАТЕЛЬЕ

Цель работы: выявить влияние концентрации, температуры, катализатора на скорость химической реакции и смещение химического равновесия.

Основные термины и понятия:

- ингибитор;
- катализатор;
- каталитические яды;
- правило Вант-Гоффа;
- принцип Ле-Шателье;
- скорость гетерогенной реакции;
- скорость гомогенной реакции;
- факторы, влияющие на скорость химической реакции;
- факторы, влияющие на смещение химического равновесия;
- химическое равновесие;
- экзотермическая реакция;
- эндотермическая реакция.

Оборудование и реактивы:

- 0,001 М раствора роданида калия;
- 0,001 М раствора хлорида железа (III);
- 0,1 М раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$;
- 0,15 М раствора хлорида железа (III);
- 0,25 М раствора сульфата меди;
- 0,5 М раствора роданида калия;
- 1 М раствора H_2SO_4 ;
- 1 М раствора H_2SO_4 ;
- дистиллированная вода;
- йод (р-р);

- колба на 100 мл;
- крахмал (р-р);
- линейка;
- мерный цилиндр на 50 мл;
- прибор для изучения скорости химической реакции;
- пробирки Ландольта;
- пробиркодержатель;
- роданид калия (насыщенный р-р);
- соляная кислота (р-р);
- спиртовка;
- стеклянная палочка;
- сульфат железа (II);
- хлорид калия (кристаллы);
- цинк (гранулы и расплющенный).

Работа № 1

Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции в гомогенной системе

Ход работы:

1. В колбу отмерить 10 мл 0,1 М раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 20 мл воды. Добавить 10 мл 1 М раствора H_2SO_4 и отметить время начала помутнения – τ_1 .
2. В колбу отмерить 20 мл 0,1 М раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 10 мл дистиллированной воды. К раствору $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ добавить 10 мл 1 М раствора H_2SO_4 и сразу же начать отсчет времени по секундомеру с момента перемешивания растворов до начала помутнения – τ_2 .
3. В колбу отмерить 30 мл 0,1 М раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и добавить 10 мл 1 М раствора H_2SO_4 . Отметить время появления суспензии серы – τ_3 .
4. Запись данных опыта. По данным опытов рассчитать концентрацию и величины, пропорциональные скорости реакции. Результаты записать в таблицу по форме, приведенной ниже.

Опыт	Объем, мл			Концентрация раствора ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) моль/л	Время до начала помутнения t , с	Величина пропорциональной скорости, $\frac{100}{\tau}, \text{с}^{-1}$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (X_1)	H_2O (X_2)	H_2SO_4 (X_3)			
А	10	20	10		$\tau_1 =$	
Б	20	10	10		$\tau_2 =$	
В	30	–	10		$\tau_3 =$	

5. Построить график зависимости скорости реакции от концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, откладывая на оси абсцисс концентрацию $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а на оси ординат – величину, пропорциональную скорости.

6. На основании полученного графика сделать вывод о влиянии концентрации на скорость реакции.

Работа № 2

Влияние температуры на скорость химической реакции

Ход работы:

1. Приготовить прибор для изучения скорости химической реакции. В одну пробирку Ландольта прилить холодный раствор соляной кислоты, а в другую – подогретый раствор соляной кислоты. В обе пробирки во второе звено добавить одинаковый по размерам кусочек цинка.

2. Одновременно прилить растворы кислот к металлу. Что наблюдаете? Сделать вывод о влиянии температуры на скорость химической реакции.

Работа № 3

Влияние поверхности соприкосновения вещества на скорость химической реакции

Ход работы:

1. Приготовить прибор для изучения скорости химической

реакции. В одну пробирку Ландольта положить гранулу цинка, а в другую – расплюснутую пластинку цинка. В обе пробирки прилить одинаковое количество раствора соляной кислоты.

2. Одновременно прилить растворы кислот к металлу. Что наблюдаете? Сделать вывод о влиянии поверхности соприкосновения вещества на скорость химической реакции.

Работа № 4

Влияние катализатора на скорость химической реакции

Ход работы:

1. В две пробирки внести по 10 мл 0,5 М раствора роданида калия и по 1 мл 0,15 М раствора хлорида железа (III). Что наблюдается? В одну из пробирок добавить 1 мл 0,25 М раствора сульфата меди. В обе пробирки внести по 10 мл тиосульфата натрия. Наблюдать различную скорость обесцвечивания растворов, которое происходит вследствие восстановления железа (III) до железа (II) тиосульфатом натрия.

2. Напишите уравнения реакций.

а) взаимодействия хлорида железа (III) с роданидом калия, в результате которого образуется $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ красного цвета;

б) восстановления железа (III) в железо (II) тиосульфатом натрия, протекающую по уравнению: $\text{Fe}(\text{SCN})_3 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 = \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + \text{Fe}(\text{SCN})_2 + \text{NaSCN}$.

Какую окраску имеет $\text{Fe}(\text{SCN})_2$? Что являлось катализатором в данном опыте?

3. Сделать вывод о влиянии поверхности соприкосновения вещества на скорость химической реакции.

Работа № 5

Смещение химического равновесия обратимых реакций

Опыт 1. Влияние изменения концентрации веществ на смещение химического равновесия.

Ход работы:

1. В четыре пробирки внести по пять-семь капель 0,001 М растворов хлорида железа (III) и роданида калия. Растворы размешать стеклянной палочкой и поставить в штатив. Одну пробирку с полученным раствором сохранить для сравнения результатов опыта. В остальные пробирки добавить следующие реактивы: в первую – одну каплю насыщенного раствора хлорида железа (III), во вторую – одну каплю насыщенного раствора роданида калия, в третью – несколько кристалликов хлорида калия. Сравнить интенсивность окраски полученных растворов с интенсивностью окраски эталона.

2. Составить уравнение соответствующей обратимой реакции и написать выражение константы равновесия.

3. Какие вещества находятся в исследуемом растворе при равновесии? Какое вещество придает раствору красную окраску?

4. Как изменяется интенсивность окраски раствора и в каком направлении смещается равновесие данной равновесной системы при добавлении: а) хлорида железа (III); б) роданида калия; в) хлорида калия?

5. Как изменяются при этом в каждом случае концентрации компонентов равновесной системы: а) роданида железа; б) хлорида калия; в) хлорида железа (III); г) роданида калия по сравнению с их концентрациями при установлении первоначального равновесия? Одновременно прилить растворы кислот к металлу. Что наблюдаете? Сделать вывод о влиянии поверхности соприкосновения вещества на скорость химической реакции.

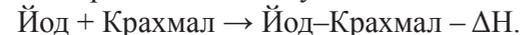
Опыт 2. Влияние изменения температуры на смещение химического равновесия.

1. В пробирку прилить 4 мл раствора крахмала, добавить две капли раствора йода. Наблюдать появление синего цвета раствора.

2. После перемешивания отлить половину раствора в другую пробирку. Нагреть одну из них в пламени горелки, не до-

водя до кипения. Наблюдать изменение цвета раствора. Затем охладить эту же пробирку проточной водой из-под крана. Наблюдать появление синего цвета раствора.

3. При взаимодействии крахмала с йодом образуется сложное соединение синего цвета. Эта реакция экзотермическая, ее можно представить следующей схемой:



Объяснить изменение цвета и смещение равновесия при нагревании и охлаждении, исходя из принципа Ле-Шателье.

Контрольные вопросы:

1. Что такое скорость химической реакции? В каких единицах она измеряется?

2. Как записывается кинетическое уравнение для гомогенной реакции?

3. Каковы особенности гетерогенных реакций?

4. Что такое константа скорости реакции? Какие условия проведения реакции влияют, а какие не влияют на величину константы скорости?

5. Как рассчитать изменение скорости реакции при повышении (понижении) концентрации газообразного или растворенного вещества?

6. Когда влияет давление на скорость химической реакции?

7. Как рассчитать изменение скорости реакции при повышении (понижении) давления в системе?

8. Как влияет температура на скорость химической реакции?

Приведите уравнение Вант-Гоффа.

9. Что такое температурный коэффициент реакции?

10. Что такое катализ? На какие параметры процесса действует катализатор?

11. Заполните пропуски:

а) одним из способов подготовки воды для закачки в пласт является

б) ингибирование – это обработка воды, веществами (усиливающими, замедляющими) процесс коррозии;

в) по направленности действия различают ингибиторы,, и,, коррозии.

12. Что такое химическое равновесие?

13. Какова количественная характеристика химического равновесия?

14. Сформулируйте принцип Ле-Шателье.

15. Какие факторы влияют на смещение химического равновесия? Каковы закономерности смещения химического равновесия?

Литература:

1. Абрамычева, Н. Л. Практикум по общей химии : учеб. пособие / Н. Л. Абрамычева, Л. М. Азиева, О. В. Архангельская. – М. : Московский государственный университет им. М. В. Ломоносова, 2005. – С. 70–75, 88–94.

2. Глинка, Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-пресс, 2002. – С. 158–186.

3. Метельский, А. В. Химия в экзаменационных вопросах и ответах : справочник / А. В. Метельский. – Минск : БелЭн, 1997. – С. 166–186.

ЗАНЯТИЕ № 8

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цель работы: экспериментально изучить закономерности протекания окислительно-восстановительных реакций.

Основные термины и понятия:

- окислитель;
- восстановитель;
- окислительно-восстановительная реакция;
- окисление;
- восстановление;
- электроотрицательность;
- окислительно-восстановительная двойственность;
- степень окисления.

Оборудование и реактивы:

- азотная кислота (2 Н р-р, конц.);
- гидроксид железа (II);
- гидроксид натрия;
- дистиллированная вода;
- йодид калия (р-р);
- магний (стружка);
- медная проволока;
- натрий металлический;
- перманганат калия (р-р);
- пероксид водорода;
- серная кислота;
- сульфат железа (II);
- цинк (гранулы);
- штатив с пробирками;
- эксикатор.

Работа № 1

Окислительные свойства азотной кислоты

Ход работы:

1. К 1 мл раствора йодида калия прилить 4 капли 2 Н раствора азотной кислоты. Что наблюдается? Составьте уравнение реакции. Как можно доказать, что появившийся цвет раствора обусловлен выделившимся йодом?

2. В три пробирки налить по 1 мл разбавленной азотной кислоты. В первую пробирку добавить небольшое количество магниевой стружки, во вторую пробирку – гранулу цинка, в третью – небольшой кусочек медной проволоки. Последние две пробирки аккуратно нагреть на спиртовке. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции окислительно-восстановительных реакций.

3. В две пробирки добавить по 1 мл концентрированной азотной кислоты. В первую пробирку добавить гранулу цинка, во вторую пробирку – кусочек медной проволоки. Опыт проводить в вытяжном шкафу. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции окислительно-восстановительных реакций.

Работа № 2

Восстановительные свойства натрия

Ход работы:

1. Небольшой по размерам эксикатор заполнить наполовину дистиллированной водой. Осторожно! Опыт проводить в вытяжном шкафу при закрытой панели. В эксикатор добавить небольшой кусочек натрия. Что наблюдается? Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции.

Работа № 3

Окислительные свойства перекиси водорода

Ход работы:

1. К 1 мл свежеприготовленного гидроксида железа (II)

прилить 1 мл пероксида водорода. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции окислительно-восстановительных реакций.

2. К 1 мл раствора йодида калия, подкисленному серной кислотой, прибавить одну-две капли раствора пероксида водорода. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции окислительно-восстановительных реакций.

Работа № 4

Исследование окислительных свойств перманганата калия в различных средах

Ход работы:

1. К 1 мл раствора перманганата калия прилить 1 мл раствора сульфата железа (II) и подкислить двумя каплями серной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции окислительно-восстановительных реакций.

2. В пробирку налить по 1 мл растворов перманганата калия и пероксида водорода. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции окислительно-восстановительных реакций.

3. В пробирку прилить 1 мл раствора перманганата калия, затем 1 мл щелочи, а затем 1 мл сульфата железа (II). Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции окислительно-восстановительных реакций.

Работа № 5

Решение задач

1. Для удаления серосодержащих соединений нефти используют процесс гидрирования в присутствии катализатора и температуры 400–420 °С. При этом образуется углеводород и выделяется сероводород. Напишите окислительно-восстановительные реакции гидрирования меркаптана:

- $\text{CH}_3\text{-SH}$;
- $\text{C}_2\text{H}_5\text{-SH}$;

в) C_4H_9-SH .

2. Одним из путей повышения детонационной стойкости топлив для двигателей с зажиганием от искры является применение антидетанатора – тетраэтилсвинца. Напишите окислительно-восстановительную реакцию получения $Pb(C_2H_5)_4$ из свинца, хлорэтана и натрия.

3. Одним из загрязняющих атмосферу веществ является диоксид свинца. Он образуется при окислении свинца. Последний образуется в результате разложения тетраэтилсвинца в камере сгорания при высоких температурах. Напишите два уравнения окислительно-восстановительного процесса.

4. На клапанах, свечах и стенках цилиндра накапливаются свинец и оксид свинца (II), что нарушает работу двигателя. Для удаления свинцового нагара добавляют «выносители» свинца – галогеноалканы. При термическом разложении галогеноалканы выделяют галогеноводород или галоген. Они образуют со свинцом или оксидом свинца (II) соли, которые при высоких температурах двигателя находятся в газообразном состоянии. Эти соли с выхлопными газами выводятся из цилиндра двигателя. Напишите окислительно-восстановительные реакции.

5. При подготовке воды для закачки в пласт в ходе аэрации (процесс обогащения воды кислородом воздуха) из солей железа образуется нерастворимый гидрат окиси железа, оседающий в виде бурых хлопьев. Напишите уравнения химических реакций. Укажите окислитель и восстановитель.

6. Согласно карбидной гипотезе неорганического происхождения нефти Д. И. Менделеева, возникновению нефти способствует реакция взаимодействия воды с карбидом железа (II). Напишите уравнения химических реакций. Укажите окислитель и восстановитель.

7. Получение углеводов из CO и H_2 носит название синтеза Фишера-Тропша (ФТ-синтез). Напишите две реакции восстановления водородом: 1) углекислого газа до угарного газа; 2) угарного газа до метана.

8. Метан при сжигании в присутствии незначительного ко-

личества воздуха в специальных установках образует очень ценный промышленный продукт – газовую сажу, которая применяется в резиновой промышленности. Напишите уравнения химических реакций. Укажите окислитель и восстановитель.

9. Процесс электрокрекинга заключается в том, что метан пропускают через электрическую дугу, где он распадается на ацетилен и водород. Напишите уравнения химических реакций. Укажите окислитель и восстановитель.

10. Синтез-газ применяют для получения метилового спирта. Реакция проводится при температуре $200-260\text{ }^\circ\text{C}$ и при давлении $67-100$ атм. Напишите уравнения химических реакций. Укажите окислитель и восстановитель.

11. Метан служит сырьем для получения синильной кислоты. Напишите уравнения химических реакций. Укажите окислитель и восстановитель.

Контрольные вопросы:

1. Какие реакции относятся к окислительно-восстановительным реакциям?

2. Что такое окислитель, восстановитель, окисление и восстановление? Приведите примеры окислителей и восстановителей.

3. Какие продукты образуются при восстановлении перманганата калия в кислой, нейтральной и щелочной средах?

4. Что такое окислительно-восстановительная двойственность? Приведите примеры.

5. Приведите примеры окислительно-восстановительных процессов из области нефтегазового дела.

Литература:

1. 1. Абрамычева, Н. Л. Практикум по общей химии : учеб. пособие / Н. Л. Абрамычева, Л. М. Азиева, О. В. Архангельская. – М. : Московский государственный университет им. М. В. Ломоносова, 2005. – С. 106–114.

2. Глинка, Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-пресс, 2002. – С. 255–262.

3. Метельский, А. В. Химия в экзаменационных вопросах и ответах : справочник / А. В. Метельский. – Минск : БелЭн, 1997. – С. 123–143.

ЗАНЯТИЕ № 9

КОРРОЗИЯ И ЗАЩИТА ОТ КОРРОЗИИ

Цель работы: опытным путем изучить закономерности протекания коррозионных процессов.

Основные термины и понятия:

- анод;
- ингибитор коррозии;
- катод;
- коррозия металлов;
- покрытие анодное;
- покрытие катодное;
- протекторная защита;
- химическая коррозия;
- электрохимическая коррозия.

Оборудование и реактивы:

- дистиллированная вода;
- железные гвозди;
- морская вода;
- наждачная бумага;
- соляная кислота (р-р);
- штатив с пробирками.

Работа № 1

Коррозия железа в различных средах

Ход работы:

1. В шесть пробирок поместить по одному железному гвоздю, очищенных от ржавчины (если есть). В первую пробирку налить до верха дистиллированной воды; во вторую пробирку – дистиллированной воды наполовину пробирки, в третью

и четвертую пробирки – аналогично, как в первую и вторую, морскую воду; в пятую и шестую – прилить раствор соляной кислоты наполовину пробирки и полностью покрывая гвоздь.

2. Через семь дней оценить результаты опыта. Что наблюдаете? Сделайте выводы об условиях протекания коррозионных процессов.

Работа № 2 **Решение задач**

1. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции, продукт коррозии, образующийся при контакте стальной трубы с диоксидом серы и кислородом. Укажите окислитель и восстановитель.

2. Напишите продукты коррозии железного изделия в среде окислительных газов – кислорода и хлора.

3. Напишите примеры окислительно-восстановительных реакций коррозии металлических изделий из железа, меди, серебра и алюминия в жидких неэлектролитах (в нефти, сере, в органических веществах).

4. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции кислородной коррозии железной трубы, пролегающей во влажной почве. Укажите окислитель и восстановитель.

5. Микроорганизмы грунтов значительно ускоряют коррозию. Так, наибольшую опасность представляют сульфатредуцирующие бактерии, развивающиеся в илистых, глинистых и болотистых грунтах. Напишите реакцию восстановления сульфата магния водородом.

6. В результате деятельности сульфатвосстанавливающих бактерий образуется H_2S , который хорошо растворяется в нефти и взаимодействует с железом, вызывая его коррозию. Напишите уравнение окислительно-восстановительного процесса.

7. Одним из видов антикоррозионной защиты трубопровода является анодная химзащита. Функцию анода в коррозион-

ной среде выполняет заглубленный магниевый блок. Напишите анодные и катодные реакции. Объясните принципы защиты.

8. Напишите окислительно-восстановительные реакции коррозии подземных трубопроводов:

1) по электрохимическому механизму;

2) в результате действия блуждающим током от источников постоянного тока (например, электросварочных аппаратов, железной дороги на постоянном токе и т. д.);

3) в результате действия блуждающего тока от источников переменного тока;

4) в результате коррозионного растрескивания под напряжением (КРН) или стресс-коррозии.

9. Присутствие солей в закачиваемых в пласт водах может стать причиной образования коррозионно-активных компонентов. Так, при взаимодействии сульфата кальция с метаном образуется сероводород. Напишите уравнение химической реакции.

10. Заполните пропуски:

1) В пластовых водах могут присутствовать следующие коррозионно-активные газы: и, а в поверхностных –

2) Сульфатвосстанавливающие бактерии в процессе жизнедеятельности вырабатывают до 100 мг/л

3) Впоследствии этот газ вместе с нефтью извлекается на и подвергает трубопровод, аппараты, оборудование.

4) Газ CO_2 , находящийся в воде, приводит к разрушению защитных оксидных пленок на металл, чем его коррозию.

5) Растворимый в поверхностной воде газ является обязательным компонентом реакции кислородной деполяризации, протекающей при коррозии трубопроводов и оборудования.

Контрольные вопросы:

1. Что такое коррозия? Какие виды коррозии вам известны?

2. Каковы методы борьбы с коррозией? Приведите примеры.

3. Какие покрытия на металлах относятся к неметаллическим неорганическим?

4. Какие вещества называют ингибиторами коррозии?
5. Каков механизм действия летучих и контактных ингибиторов коррозии?

Литература:

1. Глинка, Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-пресс, 2002. – С. 536.
2. Метельский, А. В. Химия в экзаменационных вопросах и ответах : справочник / А. В. Метельский. – Минск : БелЭн, 1997. – С. 148–151.

ЗАНЯТИЕ № 10

ЭЛЕКТРОЛИЗ РАСТВОРОВ И РАСПЛАВОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Цель работы: экспериментально изучить закономерности протекания окислительно-восстановительных реакций при электролизе растворов и электролитов.

Основные термины и понятия:

- анод;
- законы Фарадея;
- инертный электрод;
- катод;
- растворимый электрод;
- стандартный электродный потенциал металла;
- уравнение Нернста;
- электрод;
- электродный потенциал;
- электролиз;
- электролит.

Оборудование и реактивы:

- 0,5 М раствора йодида калия;
- U-образная трубка;
- лакмус;
- сульфат натрия (р-р);
- угольные электроды;
- фенолфталеин;
- штатив с пробирками;
- элемент питания (батарея).

Работа № 1

Электролиз раствора йодида калия с нерастворимым анодом

Ход работы:

1. Налить в U-образную трубку 0,5 М раствора йодида калия.

Вставить в оба колена трубки угольные электроды. Подключить прибор к электричеству. Если по проводам нельзя установить, какой из электродов соединен с отрицательным полюсом, а какой с положительным, это можно сделать по наблюдаемым процессам. В анодном пространстве наблюдается появление желтой окраски (выделяется свободный I_2). На катоде происходит выделение пузырьков газа.

2. В катодное пространство добавить несколько капель фенолфталеина и наблюдать появление малиновой окраски раствора. Составить уравнения реакций, протекающих на электродах. После опыта промыть трубку и электроды.

Работа № 2

Электролиз раствора сульфата натрия с нерастворимым анодом

Ход работы:

1. Налить в U-образную трубку 0,5 М раствора сульфата натрия. Вставить в оба колена трубки угольные электроды. Подключить прибор к электричеству. Если по проводам нельзя установить, какой из электродов является анодом, а какой катодом, сделать это по наблюдаемым процессам.

2. На обоих электродах наблюдается выделение пузырьков газа. Через три-четыре минуты после начала процесса в катодное и анодное пространства добавить по несколько капель фиолетового лакмуса. В катодном пространстве лакмус окрасится в синий цвет, а в анодном пространстве приобретет красную окраску. Составить уравнения реакций, протекающих на электродах. После опыта промыть трубку и электроды.

Работа № 3

1. Заполните таблицу: в соответствующие колонки запишите химические реакции, происходящие на катоде и аноде, а также продукты электролиза.

Процессы на катоде и аноде

Вещество	Процессы на катоде	Процессы на аноде	Продукты электролиза
Расплав NaCl			
Раствор $Fe(NO_3)_3$			
Раствор $CuSO_4$			
Раствор KCl			
Раствор $PbSO_4$			
Раствор NaOH			
Раствор $ZnSO_4$			

Контрольные вопросы:

1. Что такое электролиз?
2. Какие процессы протекают на катоде и аноде при проведении электролиза растворов солей?
3. Как протекает электролиз с растворимым и нерастворимым анодами?

Литература:

1. Абрамычева, Н. Л. Практикум по общей химии : учеб. пособие / Н. Л. Абрамычева, Л. М. Азиева, О. В. Архангельская. – М. : Московский государственный университет им. М. В. Ломоносова, 2005. – С. 115–126.
2. Глинка, Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-пресс, 2002. – С. 285–290.
3. Метельский, А. В. Химия в экзаменационных вопросах и ответах : справочник / А. В. Метельский. – Минск : БелЭн, 1997. – С. 152–165.

РАЗДЕЛ 3.

ПРИМЕРНЫЕ ТЕМЫ РЕФЕРАТОВ ПО ДИСЦИПЛИНЕ «ХИМИЯ»

1. Сравнительный анализ нефтей по химическому составу.
2. Химия природных углеводородов.
3. Природные углеводородные газы.
4. Гидраты природных газов.
5. Водорастворенные газы пластовых вод продуктивных областей НГБ.
6. Нефть синтетическая (получаемая при переработке битумов, горючих сланцев и углей).
7. Металлы и другие полезные компоненты в битумах и тяжелых нефтях.
8. Богхеды, горючие сланцы – источники для получения синтез-газа и синтетических топлив.
9. Коррозия в нефтегазовом деле.
10. Исходный материал органического вещества осадочных пород.
11. Химическая характеристика терригенных коллекторов.
12. Химическая характеристика карбонатных коллекторов.
13. Химическая характеристика пород-флюидоупоров.
14. Химическая характеристика нефтей Сахалинской области.
15. Углеводородный состав нефтей Северного Сахалина.
16. Оксиды в нефтегазовом деле: состав, примеры, значение.
17. Кислоты в нефтегазовом деле: состав, примеры, значение.
18. Основания в нефтегазовом деле: состав, примеры, значение.
19. Соли в нефтегазовом деле: состав, примеры, значение.
20. Неметаллы в нефтегазовом деле: состав, примеры, значение.

ОТВЕТЫ НА ЗАДАЧИ

Занятие 1. ЧИСТЫЕ ВЕЩЕСТВА И СМЕСИ

Номер задачи	Ответ
1а	27,4
1б	42,24
1в	34,4
1г	18
1д	38
1е	34,4
1ж	40,08
4а	1,8
4б	15,3
6	857,9; 9,7; 0,84; 0,19; 67,5
7	49,6; 0,88; 0,066; 0,028
8	87,17

Занятие 2. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

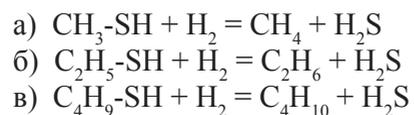
Номер задачи	Ответ	Номер задачи	Ответ
1	42,6	10	280
2	24,8	11	284,4
3	81	12	586
4	98,2	13	0,258
5	95	14	284,1
6	8	15	9,43
7	1,5	16	1,86
8	52,5	17	46
9	2222	18	302

Занятие 5. РАСТВОРЫ. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ РАСТВОРОВ

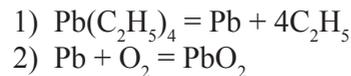
1. 440
2. 5785
3. 8449

Занятие 8. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

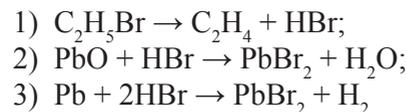
1.



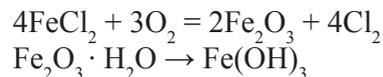
3.



4.



5.

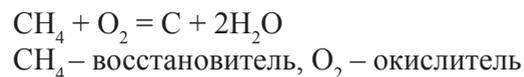


6.



7. Получение углеводородов из CO и H₂ носит название синтеза Фишера-Тропша (ФТ-синтез). Напишите две реакции восстановления водородом: 1) углекислого газа до угарного газа; 2) угарного газа до метана.

8.



9.

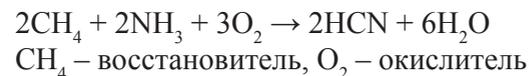


CH₄ – восстановитель и окислитель

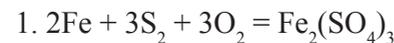
10.



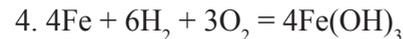
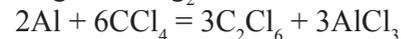
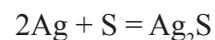
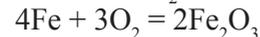
11.



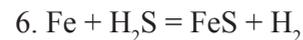
Занятие 9. КОРРОЗИЯ И ЗАЩИТА ОТ КОРРОЗИИ



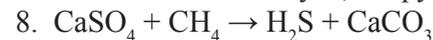
Fe, S₂ – восстановитель, O₂ – окислитель



Fe, H₂ – восстановитель, O₂ – окислитель



7. Магниевый блок – анод. Благодаря медленному разложению магния происходит изоляция магистральных стальных трубопроводов от подземных блуждающих токов. Такой вид защиты используют для изделий ограниченной длины или для резервуаров, выполненных из стали. Обычно анод помещают в мешок из хлопка или джута, погружают в глинистую смесь.



ЛИТЕРАТУРА

1. Абрамычева, Н. Л. Практикум по общей химии : учеб. пособие / Н. Л. Абрамычева, Л. М. Азиева, О. В. Архангельская. – М. : Московский государственный университет им. М. В. Ломоносова, 2005. – 336 с. – Режим доступа : <http://www.iprbookshop.ru/13106.html>
2. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-пресс, 2003. – 240 с.
3. Глинка, Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-пресс, 2002. – 728 с.
4. Гордадзе, Г. Н. Химия и геохимия углеводородов нефти : учеб. пособие для вузов / Г. Н. Гордадзе, В. Н. Кошелев. – М. : Рос. гос. ун-т нефти и газа им. И. М. Губкина, 2004.
5. Коршак, А. А. Основы нефтегазового дела / А. А. Коршак, А. М. Шаммазов. – Уфа : ООО «ДизайнПолиграфСервис», 2002. – 544 с.
6. Метельский, А. В. Химия в экзаменационных вопросах и ответах : справочник / А. В. Метельский. – Минск : БелЭн, 1997. – 544 с.
7. Рябов, В. Д. Химия нефти и газа : учеб. пособие / В. Д. Рябов. – М. : ИД «ФОРУМ», 2009. – 336 с.

ГЛОССАРИЙ

Анод – электрод, на котором протекает окисление; электрод, присоединенный к положительному полюсу источника постоянного тока.

Арены (ароматические углеводороды) – класс углеводородов, содержащих бензольные ядра.

Водородный показатель (рН) – величина, характеризующая активность или концентрацию ионов водорода в растворах; численно равна отрицательному десятичному логарифму концентрации, выраженной в грамм-ионах на литр. В чистой воде $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$. Растворы, в которых при 25 °С $pH > 7$, являются щелочными, при pH около 7 – нейтральными, а при $pH < 7$ – кислыми.

Возгонка (сублимация) – переход вещества из кристаллического состояния в парообразное (минуя жидкое). При охлаждении пары газообразного вещества вновь конденсируются с образованием сублимата.

Выпаривание – это выделение нелетучих твердых веществ из раствора в летучем растворителе – в частности в воде. Например, чтобы выделить соль, растворенную в воде, надо просто выпарить воду. Вода испарится, а соль останется.

Гетерогенная смесь – это смесь веществ, находящихся в разных фазах.

Гидроксиды – соединения оксидов химических элементов с водой. Известны гидроксиды почти всех химических элементов; некоторые из них встречаются в природе в виде минералов. Гидроксиды неметаллов – кислоты, гидроксиды многих металлов – основания. Гидроксиды, проявляющие как основные, так и кислотные свойства, называются амфотерными. Гидроксиды щелочных металлов называются щелочами.

Гомогенная смесь – это смесь веществ, находящихся в одинаковых фазах.

Декантация – это метод отстаивания и последующего сли-

вания фильтрата. Этот метод можно применять, если твердое вещество имеет большую плотность, чем жидкость. Например, если речной песок добавить в стакан с водой, то при отстаивании он осядет на дно стакана, потому что плотность песка больше, чем воды. Тогда вода может быть отделена от песка просто сливанием.

Диссоциация – обратимый распад частицы вещества (молекулы, радикала или иона). Различают электролитическую диссоциацию (ионизацию) в растворах или расплавах электролитов – образование смеси положительных и отрицательных сольватированных ионов из молекул или кристаллической фазы.

Дистилляция (перегонка) – основана на различии в температурах кипения компонентов смеси.

Законы Фарадея – основные законы электролиза, отражающие общий закон сохранения вещества в условиях протекающей электрохимической реакции. Установлены М. Фарадеем в 1833–1834 гг. Согласно первому закону, масса вещества, прореагировавшего в процессе электролиза, прямо пропорциональна силе тока и времени электролиза, то есть количеству пропущенного электричества $Q = It$. Согласно второму закону, для разных электродных процессов при одинаковом количестве пропущенного электричества массы прореагировавших веществ относятся друг к другу так же, как эквиваленты химические этих веществ.

Ингибитор коррозии – химические соединения или их композиции, присутствие которых в небольших количествах в агрессивной среде замедляет коррозию металлов. Защитное действие ингибиторов коррозии обусловлено изменением состояния поверхности металла вследствие адсорбции или образования с ионами металла труднорастворимых соединений.

Инертный электрод (нерастворимый электрод) – электрод, изготовленный из углерода, графита, платины или золота.

Катод – электрод, на котором протекает восстановление; электрод, присоединенный к отрицательному полюсу источника постоянного тока.

Кислоты – сложные вещества, которые состоят из атомов водорода, способных замещаться на атомы металлов и кислотных остатков; электролиты, образующие при диссоциации катионы водорода.

Константа диссоциации – это отношение произведения концентрации диссоциированных ионов к концентрации недиссоциированных молекул электролита.

Коррозия металлов – это самопроизвольное разрушение металлов и сплавов в результате химического, электрохимического или физико-химического взаимодействия с окружающей средой.

Массовая доля вещества, или процентная концентрация, – это отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора. Массовая доля – величина безразмерная, ее представляют либо в долях, либо в процентах.

Молярная концентрация – отношение количества вещества в молях (n) к объему раствора в литрах. Раствор называют молярным или одномолярным, если в 1 литре раствора растворено 1 моль вещества, децимолярным – растворено 0,1 моля вещества, сантимольным – растворено 0,01 моля вещества, миллимолярным – растворено 0,001 моля вещества.

Нафтыны (циклоалканы) – циклические насыщенные углеводороды, по химическим свойствам близки к предельным углеводородам. Входят в состав нефти.

Неэлектролит – это вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток. К ним относятся: кислород, водород, другие газообразные вещества, а также многие органические вещества (сахара, эфиры, бензол и др.).

Нормальная концентрация – число грамм-эквивалентов данного вещества в одном литре раствора. Грамм-эквивалент вещества – количество граммов вещества, численно равное его эквиваленту. Эквивалент – это условная единица, равноценная одному иону водорода в кислотно-основных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях. Для записи концентрации таких растворов используют сокра-

щения n или N . Например, раствор, содержащий 0,1 моль-экв/л, называют децинормальным и записывают как 0,1 Н.

Оксиды – это сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород со степенью окисления – 2.

Основания – электролиты, образующие при диссоциации катионы водорода.

Особо чистое вещество – вещества, содержащие примеси в таком незначительном количестве, что они не влияют на основные специфические свойства веществ.

Отстаивание – это способ, основанный на различной плотности веществ. Например, смесь растительного масла и воды можно разделить на масло и воду, дав смеси просто отстояться.

Парафины (алканы) – это предельные, или насыщенные, углеводороды, в молекулах которых все атомы связаны одинарными связями; входят в состав нефтей и природного газа.

Покрытие анодное – это покрытие изготовлено из металла более активного, чем защищаемый.

Покрытие катодное – это покрытие изготовлено из металла менее активного, чем защищаемый.

Протекторная защита – это один из возможных вариантов защиты конструкционных материалов трубопроводов от коррозии. Защищаемое изделие соединяется проводником с протектором – пластиной из более активного металла (алюминия, магния, цинка). В процессе коррозии протектор служит анодом и разрушается, предохраняя от коррозии металлическое изделие или конструкцию.

Раствор – гомогенная (однородная) смесь, состоящая из частиц растворенного вещества, растворителя и продуктов их взаимодействия.

Растворимый электрод (активный электрод) – электрод, изготовленный из меди, серебра, цинка, никеля, железа и других металлов, кроме платины или золота.

Растворитель – жидкое, твердое или газообразное вещество, способное растворять другие твердые, жидкие или газообразные вещества.

Смеси гетерогенные (неоднородные) – это такие смеси, в которых частицы можно обнаружить либо визуально, либо с помощью оптических приборов. Вещества находятся в разных агрегатных состояниях (фазах).

Смеси гомогенные (однородные) – это такие смеси, частицы в которых нельзя обнаружить ни визуально, ни с помощью оптических приборов.

Смесь – материал, состоящий из двух или нескольких веществ, хаотично чередующихся друг с другом в пространстве.

Соли – это класс химических соединений, состоящих из ионов металла и ионов кислотного остатка. Соли имеют ионную структуру. При растворении (диссоциации) в водных растворах соли дают положительно заряженные ионы металлов и отрицательно заряженные ионы кислотных остатков (иногда также ионы водорода или гидроксогруппы). В зависимости от соотношения количеств кислоты и основания в реакциях нейтрализации могут образоваться различные по составу соли.

Типы солей:

– средние (нормальные) соли – все атомы водорода в молекулах кислот замещены на атомы металла. Пример: Na_2CO_3 , K_3PO_4 ;

– кислые соли – атомы водорода в молекулах кислоты замещены атомами металла частично. Получаются они при нейтрализации основания избытком кислоты. Пример: NaHCO_3 , K_2HPO_4 ;

– основные соли – гидроксогруппы основания (OH^-) частично заменены кислотными остатками. Получаются при избытке основания. Пример: $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$;

– двойные соли – образуются при замещении атомов водорода в кислоте атомами двух разных металлов. Пример: $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$, Na_2KPO_4 ;

– смешанные соли – в их составе один катион и два аниона. Пример: $\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$;

– гидратные соли (кристаллогидраты) – в их состав входят молекулы кристаллизационной воды. Пример: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$;

– комплексные соли – особый класс солей. Это сложные вещества, в структуре которых выделяют координационную сферу, состоящую из комплексообразователя (центральной частицы) и окружающих его лигандов. Пример: $K_2[Zn(OH)_4]$, $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$, $[Ni(NH_3)_6](NO_3)_2$.

Особую группу составляют соли органических кислот, свойства которых значительно отличаются от свойств минеральных солей.

Стандартный электродный потенциал металла – это мера индивидуального потенциала обратимого электрода (в равновесии) в стандартном состоянии, которое осуществляется в растворах при эффективной концентрации в 1 моль/кг и в газах при давлении в 1 атмосферу или 100 кПа (килопаскалей).

Степень диссоциации – величина, характеризующая состояние равновесия в реакции диссоциации в гомогенных (однородных) системах. Степень диссоциации равна отношению продиссоциированных молекул вещества к общему числу его молекул.

Сульфиды – бинарные соединения элементов с серой (S), где она имеет степень окисления – 2. Органические сульфиды (тиоэфиры) – соединения общей формулы R^1-S-R , где R^1 и R – органические радикалы.

Титр – содержание вещества в граммах в 1 мл раствора.

Уравнение Нернста – уравнение, связывающее окислительно-восстановительный потенциал системы с активностями веществ, входящих в электрохимическое уравнение, и стандартными электродными потенциалами окислительно-восстановительных пар. Было выведено немецким физиком-химиком Вальтером Нернстом.

Фильтрование – это способ, основанный на различной способности фильтра пропускать вещества, из которых состоит смесь. Например, с помощью фильтра можно отделить твердые примеси от жидкости.

Фракционная перегонка – способ разделения смеси жидких веществ, основанный на различной температуре кипения

компонентов смеси. При этом отогнанный дистиллят обогащается низкокипящим компонентом, а остаток – высококипящим.

Функциональные производные углеводов – это органические соединения, молекулы которых кроме атомов углерода и водорода содержат одну или несколько функциональных групп.

Химическая коррозия – самопроизвольное взаимодействие металла с коррозионной средой, при котором окисление металла и восстановление окислительного компонента коррозионной среды протекают в одном акте. Как и любая химическая реакция, этот вид коррозии носит временный характер. Окислителями (корродирующими агентами) могут быть сухие газы (O_2 , CO_2 , SO_2 , HCl , оксиды азота и др.), перегретый водяной пар, жидкости, не являющиеся электролитами, а также расплавы органических и неорганических веществ, в том числе металлов.

Чистое вещество – физически и химически однородный материал, обладающий определенным комплексом постоянных свойств. Содержание примесей в препаратах особой чистоты измеряется миллионными и миллиардными долями процента.

Экстракцию применяют в тех случаях, когда вещество лучше растворяется в органических растворителях по сравнению с водой.

Электрод – это электрический проводник, имеющий электронную проводимость (проводник первого рода) и находящийся в контакте с ионным проводником – электролитом (ионной жидкостью, ионизированным газом, твердым электролитом). Различают катод и анод.

Электродный потенциал – ЭДС элемента, составленного из данного электрода и стандартного водородного электрода, электродный потенциал которого принят равным нулю. При этом знак электродного потенциала считают положительным, если в таком гальваническом элементе испытуемый электрод является катодом, и отрицательным, если испытуемый электрод является анодом.

Электролиз – это окислительно-восстановительный про-

цесс разложения веществ электрическим током.

Электролит – вещество, раствор или расплав которого проводит электрический ток. Примерами электролитов могут служить кислоты, соли и основания и некоторые кристаллы (например, йодид серебра, диоксид циркония).

Электролит сильный – электролиты, степень диссоциации которых в растворах равна единице (то есть диссоциируют полностью) и не зависит от концентрации раствора. Сюда относятся подавляющее большинство солей, щелочей, а также некоторые кислоты (сильные кислоты, такие, как HCl, HBr, HI, HNO₃, H₂SO₄).

Электролит слабый – это электролиты, степень диссоциации которых меньше единицы (то есть диссоциируют не полностью) и уменьшается с ростом концентрации. К ним относят воду, ряд кислот (слабые кислоты, такие, как HF), основания р-, d- и f-элементов.

Электролитическая диссоциация – см. *диссоциация*.

Электрохимическая коррозия – это разрушение металлов в среде электролита, сопровождающееся возникновением в системе электрического тока.

ПРИЛОЖЕНИЯ

ПРИЛОЖЕНИЕ 1

Правила безопасной работы в химической лаборатории

1. Работать одному в лаборатории категорически запрещается, так как в ситуации несчастного случая некому будет оказать помощь пострадавшему и ликвидировать последствия аварии.
2. Во время работы в лаборатории необходимо соблюдать чистоту, тишину, порядок и правила техники безопасности, так как поспешность и небрежность часто приводят к несчастным случаям с тяжелыми последствиями.
3. Каждый работающий должен знать, где находятся в лаборатории средства противопожарной защиты и аптечка, содержащая все необходимое для оказания первой помощи.
4. Категорически запрещается в лаборатории курить, принимать пищу, пить воду.
5. Нельзя приступать к работе, пока учащиеся не усвоят всей техники ее выполнения.
6. Опыты нужно проводить только в чистой химической посуде. После окончания эксперимента посуду сразу же следует мыть.
7. В процессе работы необходимо соблюдать чистоту и аккуратность, следить, чтобы вещества не попадали на кожу лица и рук, так как многие вещества вызывают раздражение кожи и слизистых оболочек.
8. Никакие вещества в лаборатории нельзя пробовать на вкус. Нюхать вещества можно, лишь осторожно направляя на себя пары или газы легким движением руки, а не наклоняясь к сосуду и не вдыхая полной грудью.
9. На любой посуде, где хранятся реактивы, должны быть этикетки с указанием названия веществ.

10. Сосуды с веществами или растворами необходимо брать одной рукой за горлышко, а другой снизу поддерживать за дно.

11. Категорически запрещается затягивать ртом в пипетки органические вещества и их растворы.

12. Во время нагревания жидких и твердых веществ в пробирках и колбах нельзя направлять их отверстия на себя и соседей. Нельзя также заглядывать сверху в открыто нагреваемые сосуды во избежание возможного поражения при выбросе горячей массы.

13. После окончания работы необходимо выключить газ, воду, электроэнергию.

14. Категорически запрещается выливать в раковины концентрированные растворы кислот и щелочей, а также различные органические растворители, сильно пахнущие и огнеопасные вещества. Все эти отходы нужно сливать в специальные бутылки.

15. В каждой лаборатории обязательно должны быть защитные маски, очки.

16. В каждом помещении лаборатории необходимо иметь средства противопожарной защиты: ящик с просеянным песком и совком для него, противопожарное одеяло (асбестовое или толстое войлочное), заряженные огнетушители.

Правила безопасности при работе с едкими, горючими и токсичными веществами, средствами бытовой химии

1. Для ускорения растворения твердых веществ в пробирке нельзя закрывать ее отверстие пальцем при встряхивании.

2. Растворение щелочи следует производить в фарфоровой посуде путем прибавления к воде небольших порций вещества, при непрерывном перемешивании.

3. При определении запаха вещества нельзя наклоняться над ним, вдыхать пары или выделяющийся газ. Нужно легким дви-

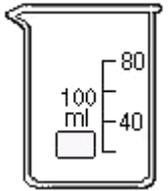
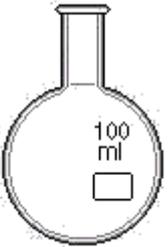
жением руки над горлом сосуда направить пар или газ к носу и вдыхать осторожно.

4. Пролитую кислоту или щелочь следует засыпать чистым сухим песком и перемешивать его до полного впитывания всей жидкости. Влажный песок убрать совком в широкий стеклянный сосуд для последующей промывки и нейтрализации.

5. Растворы из реактивных склянок необходимо наливать так, чтобы при наклоне этикетка оказывалась сверху (этикетка – в ладонь). При попадании на кожу растворов щелочей или кислот необходимо смыть их после стряхивания видимых капель сильной струей холодной воды, а затем обработать нейтрализующим раствором (двухпроцентным раствором уксусной кислоты или двухпроцентным раствором гидрокарбоната натрия) и ополоснуть водой.

Лабораторная посуда и оборудование

При выполнении химических опытов используются различная лабораторная посуда и специальное оборудование.

	<p>Пробирка химическая используется для проведения большинства простейших опытов и как деталь собираемых приборов, для проведения экспериментов с небольшим количеством реактивов</p>
	<p>Стаканы различной емкости используют, как правило, для вспомогательных работ, служат для хранения жидких и твердых веществ, а также для проведения простейших химических операций (растворение, нагревание)</p>
	<p>Колбы применяют при проведении самых различных экспериментов. Они бывают круглодонными, плоскодонными и коническими. Колба коническая используется для хранения жидких и твердых веществ, а также для проведения различных химических операций. Колба круглодонная служит для проведения разнообразных химических операций при нагревании. Колба плоскодонная служит для проведения химических операций, а также для хранения жидких и твердых веществ</p>

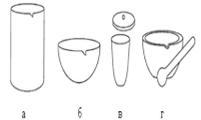
	<p>В ряде случаев используют фарфоровую посуду.</p>
	<p>Чашка фарфоровая применяется для выпаривания жидкостей. Ложка фарфоровая (1), шпатель (2) служат для взятия твердых и сыпучих веществ. Ложка-дозатор (3) предназначена для взятия определенной порции вещества.</p>
	<p>Ступка с пестиком служат для размельчения и растирания твердых веществ.</p>
	<p>Тигель фарфоровый предназначен для нагревания и прокаливания твердых веществ при высокой температуре</p>
	<p>Воронка конусообразная служит для переливания жидкостей и фильтрации</p>
	<p>Стеклянная палочка предназначена для размешивания веществ в химической посуде. Для предохранения посуды от случайного растрескивания при размешивании веществ на конец стеклянной палочки надевают кусочек резиновой трубки</p>
	<p>Штатив для пробирок служит для размещения в нем пробирок</p>
	<p>Зажим пробирочный служит для закрепления пробирки, если вещество в пробирке требуется нагреть в пламени</p>

Таблица растворимости кислот, оснований, солей

РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ / ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ																						
Li Rb K Ba SrCa Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H) Sb Bi Cu Hg Ag Pt Au																						
																						
активность металлов уменьшается																						
РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ																						
	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺
OH ⁻		P	P	P	P	P	M	H	M	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H
F ⁻	P	M	P	P	P	M	H	H	H	M	H	H	H	P	P	P	P	P	-	H	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	M	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	P	?	P	P	P	P	H	H	H	M	P
S ²⁻	P	P	P	P	P	-	-	-	H	-	-	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HS ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	H	?	?	?	?	?	?	?
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	M	H	?	-	H	?	H	H	?	M	H	H	H	?	?
HSO ₃ ⁻	P	?	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	H	M	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	-	H	P	P
HSO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	?	?	?	-	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	H	?	?

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ																							
	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺	
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	P	M	?	?	M	?	?	?	?	
PO ₄ ³⁻	P	H	P	P	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	
HPO ₄ ²⁻	P	?	P	P	P	H	H	M	H	?	?	H	?	?	?	H	?	?	?	M	H	?	
H ₂ PO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	P	P	P	?	-	?	?	
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	H	?	?	H	-	H	H	H	H	H	?	H	?	H	
HCO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	?	?	?	?	P	?	?	
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	-	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P
SiO ₃ ²⁻	H	H	P	P	?	H	H	H	H	?	?	H	?	?	?	H	H	?	?	H	?	?	

“P” – растворяется (> 1 г на 100 г H₂O)
 “M” – мало растворяется (от 0,1 г до 1 г на 100 г H₂O)
 “H” – не растворяется (меньше 0,01 г на 1000 г воды)
 “-” – в водной среде разлагается
 “?” – нет достоверных сведений о существовании соединений

РЯД ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ НЕМЕТАЛЛОВ
H, As, I, Si, P, Se, C, S, Br, Cl, N, O, F
 усиление электроотрицательности


ПРИЛОЖЕНИЕ 5

Название кислот и их солей

Название кислоты	Формула кислоты	Формула кислотного остатка и его заряд	Название кислотного остатка
Азотная	HNO_3	NO_3^-	Нитрат
Азотистая	HNO_2	NO_2^-	Нитрит
Бромоводородная	HBr	Br^-	Бромиды
Дихромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Дихромат
Йодоводородная	HI	I^-	Йодид
Кремниевая	H_2SiO_3	SiO_3^{2-}	Силикат
Марганцовая	HMnO_4	MnO_4^-	Перманганат
Марганцовистая	H_2MnO_4	MnO_4^{2-}	Манганат
Муравьиная	HCOOH	HCOO^-	Формиат
Олеиновая	$\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$	$\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COO}^-$	Олеат
Ортомышьяковая	H_3AsO_4	AsO_4^{3-}	Арсенат
Ортофосфорная	H_3PO_4	PO_4^{3-}	Фосфат
Серная	H_2SO_4	SO_4^{2-}	Сульфат
Сернистая	H_2SO_3	SO_3^{2-}	Сульфит
Сероводородная	H_2S	S^{2-}	Сульфид
Соляная	HCl	Cl^-	Хлорид
Стеариновая	$\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$	$\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO}^-$	Стеарат
Тиосерная	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	Тиосульфат
Угльная	H_2CO_3	CO_3^{2-}	Карбонат
Уксусная	CH_3COOH	CH_3COO^-	Ацетат
Фтороводородная	HF	F^-	Фторид
Хлорноватистая	HClO	ClO^-	Гипохлорит
Хлористая	HClO_2	ClO_2^-	Хлорит

Продолжение таблицы

Название кислоты	Формула кислоты	Формула кислотного остатка и его заряд	Название кислотного остатка
Хлорноватая	HClO_3	ClO_3^-	Хлорат
Хлорная	HClO_4	ClO_4^-	Перхлорат
Хромовая	H_2CrO_4	CrO_4^{2-}	Хромат
Циановодородная (синильная)	HCN	CN^-	Цианид
Щавелевая	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	Оксалат

Тривиальные названия веществ

Алевролит – SiO_2 ;
 алюмокалиевые квасцы – $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$;
 аргиллит, глинистые сланцы – 56 % SiO_2 · 16 % Al_2O_3 · 7 % Fe_2O_3 ;
 асбест – $3\text{MgO} \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$;
 барит, шпат тяжелый – BaSO_4 ;
 белая глина (каолин) – $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$;
 бентонит, бентонитовая глина – $\text{Al}_2[\text{Si}_4\text{O}_{10}](\text{OH})_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$;
 бокситы – $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$;
 бура – $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$;
 гематит – Fe_2O_3 ;
 гипс – $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$;
 глина – $n\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot m\text{SiO}_2 \cdot z\text{H}_2\text{O}$;
 глинозем, корунд – Al_2O_3 ;
 глиноземистый цемент – $\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$, $5\text{CaO} \cdot 3\text{Al}_2\text{O}_3$ и $\text{CaO} \cdot 2\text{Al}_2\text{O}_3$;
 доломит – $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$;
 древесный, технический спирт – CH_3OH ;
 дюраль, дуралюмин – сплавы алюминия с медью, содержащие примеси кремния и железа;
 едкий натр – NaOH ;
 едкое кали – KOH ;
 железняк бурый – $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$;
 железняк красный (гематит) – Fe_2O_3 ;
 железняк магнитный (магнетит) – $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$;
 жженный гипс, алебастр – $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$;
 известковое молоко – $\text{Ca}(\text{OH})_2$;
 известняк, мел, мрамор (кальцит) – CaCO_3 ;
 известь гашеная (пушонка) – $\text{Ca}(\text{OH})_2$;
 известь натронная – смесь CaO или $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и NaOH ;
 известь негашеная – CaO ;
 кальцит – CaCO_3 ;

каолин – 56 % SiO_2 · 32 % Al_2O_3 ;
 карборунд, карбид кремния – SiC ;
 кокс, уголь, сажа, графит – C ;
 криолит – Na_3AlF_6 ;
 латунь – сплав Zn и Cu ;
 магнезия белая – $\text{MgCO}_3 \cdot \text{Mg}(\text{OH})_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$;
 магнезия жженая – MgO ;
 песчаник, песок кварцевый – SiO_2 ;
 пиролюзит – MnO_2 ;
 плавиковая кислота – HF ;
 попутный газ – 60 % CH_4 ;
 природный (болотный, рудничный) газ – 94 % CH_4 ;
 ржавчина – $\text{Fe}(\text{OH})_3$;
 сернистый газ – SO_2 ;
 серный, или железный, колчедан, пирит – FeS_2 ;
 силикагель, песок, кремнезем, кварц, кремь – $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$;
 сильвинит – $n\text{KCl} \cdot m\text{NaCl}$;
 сода кальцинированная – Na_2CO_3 ;
 сода каустическая (каустик) – NaOH ;
 сода кристаллическая – $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$;
 сода пищевая – NaHCO_3 ;
 соль горькая, английская – $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$;
 соль поваренная, каменная – NaCl ;
 соляная кислота – HCl ;
 сталь – сплав железа с углеродом (от 0,1 до 2,14 %);
 уголь, графит, алмаз – C ;
 фосфорит – $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$;
 фреоны – CFH_3 , CF_2H_2 , CF_3H , CF_4 и др.;
 цементит – Fe_3C ;
 цинковая обманка – ZnS ;
 цинк углекислый – ZnCO_3 ;
 чугу́н – сплав железа с углеродом (не менее 2,14 %).

Процессы, протекающие на катоде и аноде при электролизе водных растворов электролитов

Катионы активных металлов	Катионы металлов средней активности
Li ⁺ , Na ⁺ , K ⁺ , Rb ⁺ , Cs ⁺ , Ba ²⁺ , Ca ²⁺ , Mg ²⁺ , Al ³⁺ , NH ₄ ⁺	Mn ²⁺ , Zn ²⁺ , Cr ³⁺ , Fe ²⁺ , Co ²⁺ , Ni ²⁺ , Fe ³⁺ , Sn ²⁺ , Pb ²⁺
Не восстанавливаются; идет восстановление молекул H ₂ O: 2H ₂ O + 2ē → 2H ₂ + 2OH ⁻	Восстанавливаются совместно с молекулами воды: Me ⁿ⁺ + nē → Me ⁰ 2H ₂ O + 2ē → 2H ₂ + 2OH ⁻
Катионы малоактивных металлов	Катионы водорода
Cu ²⁺ , Hg ²⁺ , Ag ⁺ , Pt ²⁺ , Au ³⁺	H ⁺
Восстанавливаются только катионы металлов	Восстанавливаются только при электролизе растворов кислот
Me ⁿ⁺ + nē → Me ⁰	2H ⁺ + 2ē → H ₂ ↑

Процессы, протекающие на аноде при электролизе водных растворов электролитов

<i>I. Анод нерастворимый</i> (инертный, изготовлен из углерода, графита, платины, золота)	
Анионы бескислородных кислот	Анионы кислородсодержащих кислот
Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻ , S ²⁻	SO ₄ ²⁻ , SO ₃ ²⁻ , NO ₃ ⁻ , NO ₂ ⁻ , CO ₃ ²⁻ , PO ₄ ³⁻ ..., а также F ⁻

Окисляются до простых веществ: 2Cl ⁻ - 2ē → Cl ₂ ↑ 2Br ⁻ - 2ē → Br ₂ ↓ 2I ⁻ - 2ē → I ₂ ↓ S ²⁻ - 2ē → S↓	Не окисляются, вместо анионов окисляются молекулы воды: 2H ₂ O - 4ē → 2O ₂ ↑ + 4H ⁺
Анионы карбоновых кислот	Анионы OH ⁻
R-COO ⁻	
Окисляются до углеводорода и углекислого газа: R-COO ⁻ - 2ē → R-R + 2CO ₂ ↑	Окисляются только при электролизе растворов щелочей: 4OH ⁻ - 4ē → O ₂ ↑ + 2H ₂ O
II. Анод растворимый (активный, изготовлен из меди, цинка, серебра, никеля, железа и других металлов, кроме золота и платины)	
Анионы не окисляются. Идет окисление атомов металла анода: Me ⁰ - nē → Me ⁿ⁺ Катионы металла Me ⁿ⁺ переходят в раствор. Масса анода уменьшается	

**Окраска индикаторов
в различных средах**

Индикатор	Среда		
	кислая	нейтральная	щелочная
Лакмус	Красная	Фиолетовая	Синяя
Метилоранж	Красная	Оранжевая	Желтая
Фенолфталеин	Бесцветная	Бесцветная	Малиновая

**Плотность водных растворов
некоторых солей**

Мас- совая доля, %	Плотность раствора, г/мл		Мас- совая доля, %	Плотность раствора, г/мл	
	Na ₂ SO ₄	Al ₂ (SO ₄) ₃		Na ₂ SO ₄	Al ₂ (SO ₄) ₃
5	1,044	1,050	10	1,091	1,105
6	1,053	1,061	11	1,101	1,117
7	1,063	1,072	12	1,111	1,129
8	1,072	1,083	13	1,121	1,140
9	1,082	1,094	14	1,141	1,152

**Константы диссоциации некоторых слабых
электролитов**

Электролит	K _д
Вода H ₂ O	1,8 · 10 ⁻¹⁶
Азотистая кислота HNO ₂	5,1 · 10 ⁻⁴
Борная кислота H ₃ BO ₃	K ₁ = 5,83 · 10 ⁻¹⁰ K ₂ = 1,8 · 10 ⁻¹³ K ₃ = 1,6 · 10 ⁻⁴
Муравьиная кислота HCOOH	1,772 · 10 ⁻¹⁴
Сернистая кислота H ₂ SO ₃	K ₁ = 1,3 · 10 ⁻² K ₂ = 0,63 · 10 ⁻⁷
Сероводородная кислота H ₂ S	K ₁ = 1,1 · 10 ⁻⁷ K ₂ = 1,0 · 10 ⁻¹⁴
Синильная кислота HCN	4,9 · 10 ⁻¹⁰
Угольная кислота H ₂ CO ₃	K ₁ = 4,45 · 10 ⁻⁷ K ₂ = 4,69 · 10 ⁻¹¹
Уксусная кислота CH ₃ COOH	1,754 · 10 ⁻⁵
Фосфорная кислота H ₃ PO ₄	K ₁ = 7,11 · 10 ⁻³ K ₂ = 1,26 · 10 ⁻¹² K ₃ = 1,26 · 10 ⁻¹²
Щавелевая кислота H ₂ C ₂ O ₄	K ₁ = 5,36 · 10 ⁻² K ₂ = 5,42 · 10 ⁻⁵
Гидроксид аммония NH ₄ OH	1,77 · 10 ⁻⁵

Стандартные электродные потенциалы

Электрод	Электродная реакция	E ⁰ , В
Li ⁺ /Li	Li ⁺ + e ⁻ = Li	-3,05
K ⁺ /K	K ⁺ + e ⁻ = K	-2,93
Cs ⁺ /Cs	Cs ⁺ + e ⁻ = Cs	-2,92
Ra ²⁺ /Ra	Ra ²⁺ + 2e ⁻ = Ra	-2,91
Ba ²⁺ /Ba	Ba ²⁺ + 2e ⁻ = Ba	-2,90

**Группы качества нефти, поставляемые
на нефтеперерабатывающий завод (НПЗ)**

№	Показатель	I сорт	II сорт	III сорт
1.	Содержание хлористых солей, мг/л, не более	100	300	1800
2.	Содержание H ₂ O, %, не более	0,5	1,0	1,0
3.	Содержание механических примесей, %, не более	0,05	0,05	0,05