

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ОРЕНБУРГСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ
ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ**

Б1.Б.07 Химия

**Направление подготовки 35.03.06. Агроинженерия
Профиль образовательной программы «Электрооборудование и электротехнологии»
Форма обучения очная**

СОДЕРЖАНИЕ

1. Конспект лекций

1.1	Лекция № 1 Предмет и задачи химии. История развития химических знаний....	3
1.2	Лекция № 2 Основные классы неорганических соединений. Понятие об идентификации катионов и анионов.....	5
1.3	Лекция № 3 Органические соединения. Полимеры, применение.....	8
1.4	Лекция № 4-5 Строение атома и периодический закон.....	11
1.5	Лекция № 6 Химическая связь. Строение вещества.....	14
1.6	Лекция № 7 Энергетика и направление химических процессов.....	17
1.7	Лекция № 8 Химическая кинетика. Катализ.....	19
1.8	Лекция № 9 Общая характеристика растворов. Растворимость веществ. Способы выражения концентрации растворов.....	20
1.9	Лекция № 10 Теория электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Ионные уравнения.....	22
1.10	Лекция № 11 Гидролиз солей. Ионное произведение воды, pH. Методы определения pH.....	24
1.11	Лекция № 12 Окислительно-восстановительные реакции. Направления ОВР.....	26
1.12	Лекция № 13-14 Электрохимия. Химические источники энергии.....	28
1.13	Лекция № 15 Электролиз	30
1.14	Лекция № 16 Коррозия металлов.....	32
2.	Методические материалы по выполнению лабораторных работ	
2.1	Лабораторная работа № ЛР-1 Основные классы неорганических соединений. Понятие об идентификации катионов и анионов.....	34
2.2	Лабораторная работа № ЛР-2 Химическая кинетика. Катализ	35
2.3	Лабораторная работа № ЛР-3 Химическое равновесие. факторы, влияющие на смещение равновесия	36
2.4	Лабораторная работа № ЛР-4 Теория электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Ионные уравнения.	37
2.5	Лабораторная работа № ЛР-5 Гидролиз солей. Ионное произведение воды, pH. Методы определения pH.....	38
2.6	Лабораторная работа № ЛР-6 Окислительно-восстановительные реакции. Направления ОВР.....	39
2.7	Лабораторная работа № ЛР-7 Электрохимия. Химические источники энергии... ..	40
2.8	Лабораторная работа № ЛР-8 Коррозия металлов.....	41
3.	Методические материалы по проведению семинарских занятий	
3.1	Семинарское занятие № С-1 Стехиометрические законы.....	43
3.2	Семинарское занятие № С-2 Основные классы неорганических соединений. Понятие об идентификации катионов и анионов.....	44
3.3	Семинарское занятие № С-3 Органические соединения. Полимеры, применение... ..	44
3.4	Семинарское занятие № С-4 Строение атома и периодический закон.....	45
3.5	Семинарское занятие № С-5 Химическая связь. Строение вещества.....	46
3.6	Семинарское занятие № С-6 Энергетика и направление химических процессов... ..	47
3.7	Семинарское занятие № С7 Общая характеристика растворов. Растворимость веществ. Способы выражения концентрации растворов.....	48
3.8	Семинарское занятие № С-8 Электрохимия. Химические источники энергии.....	48
3.9	Семинарское занятие № С-9 Коррозия металлов.....	49

1. КОНСПЕКТ ЛЕКЦИЙ

1. 1 Лекция №1 (2 часа)

Тема: «Предмет и задачи химии. История развития химических знаний»

1.1.1 Вопросы лекции:

- 1 Представление о дифференциации и интеграции естественных наук.
- 2 Предмет и задачи химии. Роль химизации в производстве.
- 3 Основное содержание атомно-молекулярного учения.
- 4 Стехиометрические законы:
 - закон сохранения массы веществ;
 - закон постоянства состава веществ;
 - закон Авогадро;
 - закон эквивалентов

1.1.2 Краткое содержание вопросов:

1. Представление о дифференциации и интеграции естественных наук.

Химия - наука о веществах, изучающая их состав, строение, свойства, а также превращения веществ, на сопровождающиеся изменением состава атомных ядер.

Использование для нужд человека природных ресурсов — руд, каменного угля, нефти, природного газа, известняков, глин, песка — тесно связано с их химической переработкой. Из природного сырья производятся разнообразные вещества, используемые во всех отраслях техники, в сельском хозяйстве и быту.

2. Предмет и задачи химии. Роль химизации в производстве.

Химизация народного хозяйства является одним из решающих факторов технического прогресса. Использование новейших достижений химии позволяет значительно повысить выплавку металлов из руд, создать сплавы высокой прочности и термостойкости. Развитие, в частности, атомной энергетики и космической техники, тесно связано с применением новых материалов, высококалорийного топлива и т. д. Растёт потребность в различных пластических массах и синтетических материалах, которые во всё больших масштабах производятся химической промышленностью.

3 Основное содержание атомно-молекулярного учения

Первый определил химию как науку М. В. Ломоносов, Он считал, что химия должна строиться на точных количественных данных - "на мере и весе". Поэтому в химию количественные методы исследования были введены именно Ломоносовым во второй половине XVIII века.

Ломоносов создал учение о строении вещества, заложил основу атомно-молекулярной теории. Оно сводится к следующим положениям, изложенным в работе "Элементы математической химии":

1. Каждое вещество состоит из мельчайших, далее физически неделимых частиц (Ломоносов называл их корпускулами, впоследствии они были названы молекулами).
2. Молекулы находятся в постоянном, самопроизвольном движении.
3. Молекулы состоят из атомов (Ломоносов назвал их элементами).
4. Атомы характеризуются определенным размером и массой.
5. Молекулы могут состоять как из одинаковых, так и различных атомов.

В середине XIX века атомно-молекулярное учение завоевало полное признание. На международном съезде химиков в г. Карлсруэ (1860 г.) были приняты чёткие определения понятий атома и молекулы.

Молекула — наименьшая частица вещества, способная к самостоятельному существованию и обладающая химическими свойствами данного вещества.

Молекула не может дробиться дальше без изменения химических свойств вещества. Между молекулами вещества существует взаимное притяжение, различное у

разных веществ. Молекулы в газах притягиваются друг к другу очень слабо, тогда как между молекулами жидких и твердых веществ силы притяжения относительно велики.

4. Стехиометрические законы

Закон сохранения массы веществ

Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции.

Исключительное значение для химии имело установление закона сохранения массы, являющегося следствием всеобщего естественного закона сохранения материи и движения, сформулированного М.В.Ломоносовым (1711—1765 гг.) как всеобщий естественный закон в 1748 г. в письме к Д. Эйлеру: “Все перемены, в натуре случающиеся, такого суть состояния, что, сколько чего у одного тела отнимется, столько при совокупится к другому, ежели, где убудет несколько материи, то умножится в другом месте... Сей всеобщий закон простирается и в самые правила движения; ибо тело, движущее своей силой другое, столько же он у себя теряет, сколько сообщает другому, которое от него движение получает”

Закон сохранения энергии. С законом сохранения массы веществ тесно связан закон сохранения энергии: энергия не возникает из ничего и не исчезает бесследно, но одни её виды могут превращаться в другие в строго эквивалентных количествах.

Так при разложении воды, кислот, щелочей или солей посредством электрического тока электрическая энергия превращается в химическую. То же наблюдается при зарядке аккумулятора. Обратный процесс — превращение химической энергии в электрическую — происходит при разрядке аккумулятора.

Закон сохранения энергии - один из наиболее фундаментальных законов, согласно которому важнейшая физическая величина — энергия сохраняется в изолированной системе. Этому закону подчиняются все без исключения известные процессы в природе. В изолированной системе энергия может только превращаться из одной формы в другую, но ее количество остается постоянным. При переходе системы из одного состояния в другое изменение энергии не зависит от того, каким способом (в результате каких взаимодействий) осуществляется переход. Причина этого заключается в том, что энергия — однозначная функция состояния системы. Изменение энергии в системе происходит при совершении работы и при передаче системе некоторого количества теплоты. Сохранение энергии связано с однородностью времени, то есть с тем фактом, что все моменты времени эквивалентны и физические законы не меняются со временем. Закон сохранения механической энергии установлен Г. В. Лейбницем (1686), а закон сохранения энергии для немеханических явлений — Ю. Р. Майером (1845), Дж. П. Джоулем (1843—50) и Г. Л. Гельмгольцем (1847). В термодинамике закон сохранения энергии носит название первого начала термодинамики.

Закон постоянства состава. Закон сохранения массы послужил основой для изучения количественного состава различных химических соединений. Многочисленные опыты показали, что качественный и количественный состав различных сложных веществ постоянен и не зависит от способа их получения.

Закон кратных отношений. Известны случаи, когда два элемента, соединяясь между собой в различных количественных соотношениях, образуют несколько химических соединений. Так, углерод с кислородом образуют два соединения следующего состава: монооксид углерода (угарный газ) CO — 3 весовых части углерода и 4 весовых части кислорода; диоксид углерода (углекислый газ) CO_2 — 3 весовых части углерода и 8 весовых частей кислорода.

Закон объёмных отношений. Однако атомистические представления сами по себе не могли объяснить, например, количественных соотношений, которые наблюдаются в химических реакциях между газами.

Эти опытные данные Гей-Люссак обобщил в законе *объёмный отношений*:
Объёмы реагирующих газообразных веществ относятся между собой и к объемам образующихся газообразных веществ как небольшие целые числа. Закон Авогадро

1. 2 Лекция №2 (2 часа)

Тема: «Основные классы неорганических соединений. Понятие об идентификации катионов и анионов»

1.2.1 Вопросы лекции:

- 1 Простые и сложные вещества.
- 2 Оксиды. Получение, свойства, применение.
- 3 Кислоты. Получение, свойства, применение.
- 4 Основания. Получение, свойства, применение.
5. Соли

1.2.2 Краткое содержание вопросов:

1. Простые и сложные вещества.

Целью любой классификации является выделение из множества объектов ограниченных по численности групп (классов), отдельные объекты которых имеют общие признаки. Эти признаки называются классификационными.

В настоящее время наиболее распространена классификация неорганических соединений именно по наиболее характерному для них типу химических превращений. Выбрав в качестве классификационного признака перенос в этих превращениях разного рода частиц (протоны, электроны, электронные пары и, наконец, просто части молекул), можно многие известные неорганические вещества разделить на 10 классов:

1. Кислоты: HCl , H_2SO_4 .
2. Основания: NaOH , NH_3 .
3. Соли: NH_4Cl , Na_2SO_4 .
4. Окислители: Cl_2 , KMnO_4 , H_2O_2 .
5. Восстановители: Zn , H_2 , CO .
6. Комплексообразователи: CuCl_2 (Cu^{2+}), PtCl_4 (Pt^{4+}).
7. Лиганды: NH_3 , CO , Cl^- .
8. Координационные соединения. $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$, $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$.
9. Радикалы: NO_2 , ClO_3 .
10. Ассоциаты: N_2O_4 , Cl_2O_6 и т. д.

2 Оксиды. Получение, свойства, применение

Оксид — соединение химического элемента с кислородом, в котором сам кислород связан только с менее электроотрицательным элементом.

Формула	Название	Формула	Название
CO	оксид углерода (II)	Fe_2O_3	оксид железа (III)
NO	оксид азота (II)	CrO_3	оксид хрома
(VI)			
N_2O_5	оксид азота (V)	Mn_2O_7	оксид
марганца (VII)			

а) Получение оксидов.

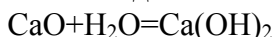
- ✓ Окисление кислородом
- ✓ простых веществ $2\text{MgO} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$
- ✓ сложных веществ $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$

- ✓ разложением, нагреванием солей $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$
- ✓ нагреванием оснований $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
- ✓ нагреванием кислородсодержащих кислот $\text{H}_2\text{SO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$
- ✓ нагреванием высших оксидов $4\text{CrO}_3 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{O}_2$
- ✓ Окисление низших оксидов $4\text{FeO} + \text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3$
- ✓ Вытеснение летучего оксида менее летучим $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2$

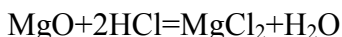
б) Классификация и химические свойства оксидов.

Основные - реагируют с избытком кислоты с образованием соли и воды. Основным оксидам соответствуют основания.

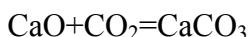
1. Взаимодействие с водой (оксиды щелочных и щелочноземельных металлов)



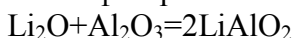
2. Все - с кислотами



3. С кислотами оксидами

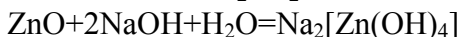
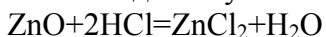


4. С амфотерными оксидами

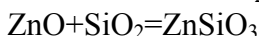
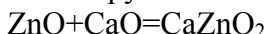


Амфотерные (ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , MnO_2)

1. Взаимодействуют как с кислотами, так и с основаниями.

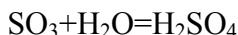


2. Реагируют с основными и кислотными оксидами

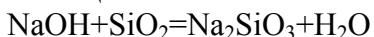


Кислотные - реагируют с избытком щелочи с образованием соли и воды. Кислотным оксидам часто соответствуют кислоты.

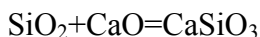
1. Большинство взаимодействуют с водой



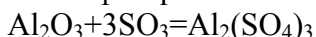
2. Со щелочами



3. С основными оксидами



4. С амфотерными оксидами



3 Кислоты. Получение, свойства, применение

Кислоты — один из основных классов химических соединений. Они получили своё название из-за кислого вкуса большинства кислот, таких, как азотная или серная. По определению кислота — это электролит (вещество, участвующее в реакциях с переходом электрона), отдающий электрон в реакции с основанием, то есть веществом, принимающим электрон. В свете теории электролитической диссоциации кислота — это электролит, при электролитической диссоциации из катионов образуются лишь катионы водорода.

а) Классификация кислот

По содержанию кислорода:

- безкислородные (HCl , H_2S);
- кислородсодержащие (HNO_3).

По основности — количество кислых атомов водорода:

- Одноосновные (HPO_3);
- Двухосновные (H_2SeO_4 , Азелаиновая кислота);
- Трёхосновные (H_3PO_4).

По силе:

- Сильные — диссоциируют практически полностью, константы диссоциации больше $1 \cdot 10^{-3}$ (HNO_3);
- Слабые — константа диссоциации меньше $1 \cdot 10^{-3}$ (уксусная кислота $K_d = 1,7 \cdot 10^{-5}$).

По устойчивости:

- Устойчивые (H_2SO_4);
- Неустойчивые (H_2CO_3).

По принадлежности к классам химических соединений:

- Неорганические (HBr);
- Органические (HCOOH);

По летучести:

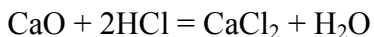
- Летучие (H_2S , HCl);
- Нелетучие;

По растворимости в воде:

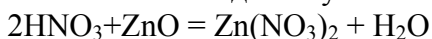
- Растворимые (H_2SO_4);
- Нерастворимые (H_2SiO_3);

б) Химические свойства кислот

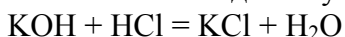
Растворы кислот взаимодействуют с оксидами металлов с образованием соли и воды:



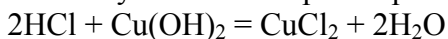
Кислоты взаимодействуют с амфотерными оксидами с образованием соли и воды:



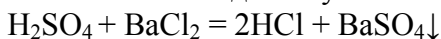
Кислоты взаимодействуют со щелочами с образованием соли и воды:



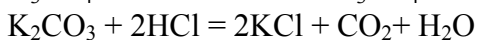
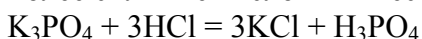
Кислоты взаимодействуют с нерастворимыми основаниями с образованием соли и воды, если полученная соль растворима:



Кислоты взаимодействуют с солями, если выпадает осадок или выделяется газ:

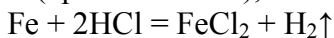


Более сильные кислоты вытесняют более слабые из их солей:

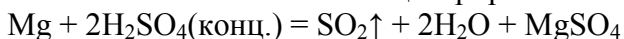


(в данном случае непрочная угольная кислота H_2CO_3 распадается на воду и углекислый газ)

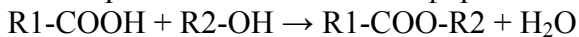
Металлы, стоящие в ряду активности до водорода, вытесняют водород из раствора кислоты (кроме азотной), если полученная соль растворима:



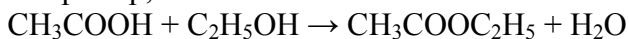
С азотной кислотой или концентрированными кислотами реакция идёт иначе:



Для органических кислот характерна реакция этерификации (взаимодействие со спиртами с образованием сложного эфира и воды):



Например,



4 Основания. Получение, свойства, применение

1. Основания — (основные гидроксиды) — вещества, молекулы которых состоят из ионов металлов или иона аммония и одной (или нескольких) гидроксогруппы (гидроксида) $-\text{OH}$. В водном растворе диссоциируют с образованием катионов и анионов OH^- . Название основания обычно состоит из двух слов: «гидроксид металла/аммония». Хорошо растворимые в воде основания называются щелочами.

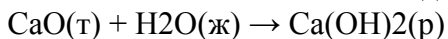
2 Согласно другому определению, основания — один из основных классов химических соединений, вещества, молекулы которых являются акцепторами протонов.

3. В органической химии по традиции основаниями называют также вещества, способные давать аддукты («соли») с сильными кислотами, например, многие алкалоиды описывают как в форме «алкалоид-основание», так и в виде «солей алкалоидов».

а) Способы получения оснований

- *Получение щелочи при реакции сильноосновного оксида с водой*

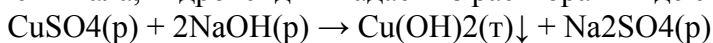
Так как только сильноосновные оксиды способны реагировать с водой, этот способ можно использовать исключительно для получения сильных оснований или щелочей.



Слабоосновные и амфотерные оксиды с водой не реагируют, и поэтому соответствующие им гидроксиды таким способом получить нельзя.

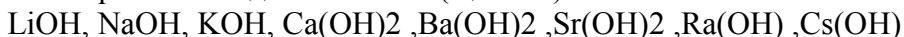
- *Косвенное получение основания (гидроксида) при реакции соли со щелочью*

Гидроксиды малоактивных металлов получают при добавлении щелочи к растворам соответствующих солей. Так как растворимость слабоосновных гидроксидов в воде очень мала, гидроксид выпадает из раствора в виде студнеобразной массы.

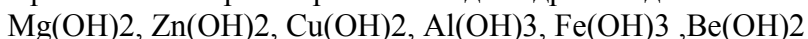


б) Классификация оснований

Растворимые в воде основания (щёлочи)



Практически нерастворимые в воде гидроксиды



Другие основания



в) Химические свойства

1. Действие на индикаторы: лакмус - синий, метилоранж - жёлтый, фенолфталеин - малиновый,

2. Основание + кислота = Соли + вода $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

3. Щёлочь + кислотный оксид = соли + вода $2\text{NaOH} + \text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

4. Щёлочь + соли = (новое)основание + (новая) соль $\text{Ba(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + 2\text{NaOH}$

5.Соли

Соли принято делить на три группы: средние, кислые и основные. В средних солях все атомы водорода соответствующей кислоты замещены на металла, в кислых солях они замещены только частично, в основных солях группы OH соответствующего основания частично замещены на кислотные остатки.

Существуют также некоторые другие типы солей, например: двойные соли, в которых содержатся два разных катиона и один анион: $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ (доломит), $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ (сильвинит), $\text{KAl(SO}_4)_2$ (алюмокалиевые квасцы); смешанные соли, в которых содержится один катион и два разных аниона: CaOCl_2 (или $\text{Ca(OC}l\text{)Cl}$); комплексные соли, в состав которых входит комплексный ион, состоящий из центрального атома, связанного с несколькими лигандами: $\text{K}_4[\text{Fe(CN)}_6]$ (желтая кровяная соль), $\text{K}_3[\text{Fe(CN)}_6]$ (красная кровяная соль), $[\text{NaAl(OH)}_4]$, $[\text{Ag(NH}_3)_2]\text{Cl}$; гидратные соли, в которых содержатся молекулы кристаллизационной воды: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (медный купорос), $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (глауберова соль).

1.3 Лекция №3 (2часа)

Тема: «Органические соединения. Полимеры, применение»

1.3.1 Вопросы лекции:

1. Органические полимеры.
2. Элементоорганические полимеры.
3. Неорганические полимеры.
4. Структура и состояния полимеров

1.3.2 Краткое содержание вопросов

1. Органические полимеры

Молекулы ВМС называют макромолекулами, а химию ВМС – химией макромолекул и макромолекулярной химией.

В результате многочисленных соединений, осуществленных огромной армией химиков, физиков и технологов, было установлено не только строение некоторых природных ВМС, но и найдены пути синтеза их заменителей из доступных видов сырья. Возникли новые виды промышленности, началось производство синтетического каучука, искусственных синтетических волокон, пластических масс, лаков и красок, заменителей кожи и т.д. На первых парах синтетические материалы носили характер заменителей природных материалов. В настоящее время в результате успехов в химии и физике ВМС и усовершенствования технологий их производства, благодаря принципиальной возможности сочетать в одном веществе любые желаемые свойства, синтетические ВМС постепенно проникают во все области промышленности, где они становятся совершенно незаменимыми конструкционными и антикоррозийными материалами.

Органические ВМС являются основой живой природы входящие в состав растений, - полисахариды, лигнин, белки, пектиновые вещества – высокомолекулярны. Ценные механические свойства древесины, хлопка, льны обусловлены значительным содержанием в них высокомолекулярного полисахарида – целлюлозы. Главной составной частью картофеля, пшеницы, ржи, овса, риса, кукурузы, ячменя являются другой высокомолекулярный полисахарид – крахмал. Торф, бурый уголь, каменные угли представляют собой продукты геологического превращения растительных тканей, главным образом целлюлозы и лигнина, а также должны быть отнесены к высокомолекулярным соединениям.

В основе живого мира также лежат ВМС – белки, являющиеся главной составной частью почти всех веществ животного происхождения. Мышцы, соединительные ткани, мозг, кровь, кожа, волосы, шерсть, рог состоят в основном из высокомолекулярных белковых веществ.

Неорганические высокомолекулярные соединения играют такую же большую роль и так же распространены в минеральном мире, как органические ВМП в живой природе.

Основная часть земной коры состоит из окислов кремния, алюминия и других многовалентных элементов, соединенных, по-видимому, в макромолекулы. Наиболее распространен среди этих окислов кремниевый ангидрид $[\text{SiO}_2]_n$, являющийся, бесспорно, высокомолекулярным соединением. Более 50% всей массы земного шара состоит из кремниевого ангидрида, а в наружной части земной коры содержание его достигает 60%. Наиболее распространенной модификацией кремниевого ангидрида является кварц – важнейшая составная часть большинства горных пород и песка.

2. Элементоорганические полимеры

Первой особенностью химии высокомолекулярных соединений является совершенно новое понятие молекулярного веса.

Для низкомолекулярных соединений величина молекулярного веса — это константа, характеризующая индивидуальность химического соединения. Изменение молекулярного веса всегда свидетельствует о переходе к другому веществу и сопровождается заметным изменением свойств. С переходом от одного представителя

гомологического ряда к другому (т. е. с изменением величины молекулярного веса) физические свойства веществ изменяются настолько, что, пользуясь этим изменением, удается отделить гомологи друг от друга.

Молекулярный вес

Степень полидисперсности является не менее важной характеристикой полимера, чем средний молекулярный вес.

С изменением физических свойств по мере увеличения молекулярного веса непосредственно связана еще одна особенность высокомолекулярных соединений. С увеличением молекулярного веса давление паров химических соединений уменьшается и задолго до достижения значений молекулярных весов, характерных для высокомолекулярных соединений, падает практически до нуля. При нагревании высокомолекулярных соединений не наблюдается заметной летучести, а при определенной температуре наступает термическое разложение вещества с разрывом химических связей и перегруппировкой атомов. Высокомолекулярные соединения практически нелетучи и не могут быть переведены в газообразное состояние.

В отличие от низкомолекулярных соединений, для которых известны три агрегатных состояния: твердое тело, жидкость, газ, — для высокомолекулярных соединений известны только два агрегатных состояния: твердое тело, жидкость.

3. Неорганические полимеры

Характерной особенностью химии высокомолекулярных соединений является то, что наименьшей «частицей», участвующей в реакции или физико-химическом процессе, является не молекула, как в классической химии, а элементарное звено (при химических реакциях) или участок цепи (при физико-химических и физико-механических процессах).

Такое поведение молекул высокомолекулярных соединений в физико-химических и физико-механических процессах связано с гибкостью макромолекул. Молекулярные цепи разных полимеров обладают различной гибкостью, которая определяется величиной потенциального барьера свободного вращения атомов относительно друг друга. Величина потенциального барьера в свою очередь зависит от химического строения полимера и характера функциональных групп, имеющих в цепи.

Макромолекулы линейных полимеров характеризуются высокой степенью асимметрии. Поэтому отдельные участки вытянутой молекулярной цепи настолько удалены друг от друга, что взаимное влияние становится ничтожно малым. Вследствие этого некоторые участки молекулярной цепи при растворении (когда подвижность и гибкость цепи возрастает) и в процессах деформации полимеров ведут себя как кинетически самостоятельные единицы. Такие участки молекулярной цепи называют сегментами. Величина участка молекулярной цепи, проявляющего кинетическую независимость (сегмента), не является постоянной и зависит от условий, в которых находится полимер (температура и концентрация раствора, природа растворителя, температура, величина и скорость приложения нагрузки при деформации). Это приводит к появлению некоторых особенностей в свойствах растворов и в процессах деформации полимеров.

Простейшей «частицей», самостоятельно участвующей в химических реакциях, является элементарное звено макромолекулы полимера. Следовательно, реакции функциональных групп полимеров — это химические реакции элементарных звеньев.

Следует отметить, что под функциональными группами полимера обычно подразумевают функциональные группы, входящие в состав элементарных звеньев цепи. В макромолекулах большинства полимеров имеются также концевые функциональные группы, как правило, отличающиеся от функциональных групп элементарных звеньев. Однако при большом молекулярном весе полимера и малом числе концевых групп реакциями концевых групп в подавляющем большинстве химических превращений полимеров можно пренебречь.

4. Структура и состояния полимеров

В классической химии полноту протекания химической реакции обычно характеризуют числом молей превращенного вещества или выходом продуктов реакции, причем под «молем» понимают вполне определенную величину — молекулярный вес вещества, выраженный в конкретных весовых единицах.

Иначе обстоит дело в химии высокомолекулярных соединений. Так, при этерификации поливинилового спирта один моль уксусного ангидрида расходуется на одно элементарное звено полимера, и понятие «моль» становится условным. В химии высокомолекулярных соединений молем* называют молекулярный вес элементарного звена полимера, выраженный в конкретных весовых единицах.

Соответственно полноту химической реакции характеризуют числом прореагировавших элементарных звеньев. Поскольку эти звенья находятся в одной молекулярной цепи, число элементарных звеньев, участвующих в реакции, показывает не выход конечного продукта реакции, как в реакциях низкомолекулярных соединений, а степень химического превращения высокомолекулярного соединения. К тому же исходные и конечные продукты реакции объединены в одной молекулярной цепи, что меняет представления «классической» химии о чистом веществе. Поэтому результаты химических превращений высокомолекулярных соединений приходится оценивать статистически.

В тех случаях, когда в результате реакции достигнута исчерпывающая полнота превращения всех функциональных групп, полученный продукт, согласно понятиям классической химии, все равно не является чистым веществом вследствие неоднородности полимера по молекулярному весу. Таким образом, вводятся новые понятия: однородность вещества по молекулярному весу и однородность вещества по химическому составу.

Наряду с реакциями элементарных звеньев очень важное значение имеют макромолекулярные реакции полимеров. В этих реакциях макромолекула ведет себя как единое целое и поэтому стехиометрические соотношения реагирующих веществ резко отличаются от стехиометрических соотношении веществ в реакциях элементарных звеньев полимеров.

К макромолекулярным реакциям полимеров относятся межмолекулярные реакции, в результате которых между макромолекулами образуются химические связи и линейные полимеры превращаются в пространственные, а также реакции химической деструкции полимеров, протекающие под влиянием химических реагентов.

В реакциях элементарных звеньев полимера, вследствие соизмеримости молекулярных весов элементарного звена и реагирующего с ним низкомолекулярного вещества, участвуют обычно соизмеримые количества полимера и низкомолекулярного соединения. При образовании же межмолекулярных связей в реакции участвует, с одной стороны, макромолекула полимера, а с другой — молекула низкомолекулярного соединения, молекулярный вес которого в сотни или тысячи раз меньше молекулярного веса полимера.

1.4- 5 Лекция № 4-5 (4часа)

Тема: «Строение атома и периодический закон»

1.4-5.1 Вопросы лекции:

1. Состав атомов. Изотопы и изобары.
2. Квантово-механическая модель атома.
 - главное квантовое число;
 - орбитальное квантовое число;
 - магнитное квантовое число;
 - спиновое квантовое число.

3. Распределение электронов в атоме:
 - Принцип минимума энергии. Правило Клечковского;
 - Принцип Паули;
 - Правило Хунда.
4. Электронные конфигурации атомов и ионов. Способы записи электронных конфигураций.
5. Периодический закон. Явление периодичности с точки зрения строения атома. Структура периодической системы.

1.4-5.2 Краткое содержание вопросов

1 Состав атомов. Изотопы и изобары

Хотя слово *атом* в первоначальном значении обозначало частицу, которая не делится на меньшие части, согласно научным представлениям он состоит из более мелких частиц, называемых субатомными частицами. Атом состоит из электронов, протонов, все атомы кроме водорода-1 содержат также нейтроны.

Электрон является самой лёгкой из составляющих атом частиц с массой $9,11 \times 10^{-28}$ г, отрицательным зарядом и размером, слишком малым для измерения современными методами. Протоны обладают положительным зарядом и в 1836 раз тяжелее электрона ($1,6726 \times 10^{-24}$ г). Нейтроны не обладают электрическим зарядом и в 1839 раз тяжелее электрона ($1,6929 \times 10^{-24}$ г). При этом масса ядра меньше суммы масс составляющих её протонов и нейтронов из-за эффекта дефекта массы. Нейтроны и протоны имеют сравнимый размер, около $2,5 \times 10^{-15}$ м, хотя размеры этих частиц определены плохо.

В стандартной модели элементарных частиц как протоны, так и нейтроны состоят из элементарных частиц, называемых кварками. Наряду с лептонами, кварки являются одной из основных составляющих материи. И первые и вторые являются фермионами. Существует шесть типов кварков, каждый из которых имеет дробный электрический заряд, равный $+2/3$ или $-1/3$ элементарного. Протоны состоят из двух u-кварков и одного d-кварка, а нейтрон — из одного u-кварка и двух d-кварков. Это различие объясняет разницу в массах и зарядах протона и нейтрона. Кварки связаны между собой сильными ядерными взаимодействиями, которые передаются глюонами.

2. Квантово-механическая модель атома

- главное квантовое число;
- орбитальное квантовое число;
- магнитное квантовое число;
- спиновое квантовое число.

Сегодня общепринятой является модель атома, являющаяся развитием планетарной модели. Считается, что ядро атома состоит из положительно заряженных протонов и не имеющих заряда нейтронов и окружено отрицательно заряженными электронами. Однако представления квантовой механики не позволяют считать, что электроны движутся вокруг ядра по сколько-нибудь определённым траекториям (неопределённость координаты электрона в атоме может быть сравнима с размерами самого атома).

Химические свойства атомов определяются конфигурацией электронной оболочки и описываются квантовой механикой. Положение атома в таблице Менделеева определяется количеством протонов, в то время как количество нейтронов на химические свойства практически не влияет; при этом нейтронов в ядре, как правило, больше, чем протонов (см. статью об атомном ядре). Если атом находится в нейтральном состоянии, то количество электронов в нём равно количеству протонов. Основная масса атома сосредоточена в ядре, а массовая доля электронов в общей массе атома незначительна (несколько сотых процента массы ядра).

Массу атома принято измерять в атомных единицах массы, равных $1/12$ от массы атома стабильного изотопа углерода ^{12}C .

3. Распределение электронов в атоме:

- Принцип минимума энергии. Правило Клечковского;
- Принцип Паули;
- Правило Хунда.

Для атома водорода расчёты спектров на основе модели Бора дали хорошее согласие с экспериментом, но для других элементов получалось существенное расхождение с опытными данными. В 1916 г. немецкий физик Арнольд Иоганн Вильгельм Зоммерфельд уточнил модель Бора. Зоммерфельд высказал предположение, что кроме круговых, электрон может двигаться и по эллиптическим орбитам. При этом почти одинаковому уровню энергии соответствует число типов орбит, равное главному квантовому числу. Зоммерфельд дополнил модель побочным (орбитальным) квантовым числом (определяющим форму эллипсов) и зависимостью массы электрона от скорости. Основываясь на модели атома Бора-Зоммерфельда, представляющей собой компромисс между классическими и квантовыми представлениями (в классическую картину вводились квантовые ограничения), Нильс Бор в 1921 г. заложил основы формальной теории периодической системы. Причина периодичности свойств элементов, по мнению Бора, заключалась в периодическом повторении строения внешнего электронного уровня атома.

В 1925 г. Вольфганг Паули опубликовал свою работу, содержащую формулировку принципа запрета, носящего его имя: в данном квантовом состоянии может находиться только один электрон. Паули указал, что для характеристики состояния электрона необходимо четыре квантовых числа: главное квантовое число n , азимутальное квантовое число l и два магнитных числа m_1 и m_2 . Вскоре после выхода работы Паули молодые физики Джордж Юджин Уленбек и Сэмюэл Абрахам Гаудсмит ввели в атомную физику представление о спине электрона. Американский физик Артур Холли Комптон, основываясь на атомных спектрах высокого разрешения, ещё в 1921 г. высказывал предположение о квантованном вращении электрона, а в следующем году Отто Штерн и Вальтер Герлах экспериментально наблюдали разделение пучка атомов серебра в магнитном поле на две части, соответствующие ориентации электронных спинов.

В 1927 г. немецкий физик Фридрих Хунд сформулировал эмпирические правила заполнения электронных оболочек. С применением запрета Паули и принципа насыщения уровней к 1927 г. была в целом построена электронная структура всех известных к тому времени 92 элементов. Создание учения о строении электронных оболочек атомов позволило создать формальную физическую теорию периодической системы, объяснившую причины периодичности свойств элементов и их соединений, а также создать первые теории химической связи.

4. Электронные конфигурации атомов и ионов. Способы записи электронных конфигураций.

Каждой орбитали соответствует свой уровень энергии. Электрон может перейти на уровень с большей энергией, поглотив фотон. При этом он окажется в новом квантовом состоянии с большей энергией. Аналогично, он может перейти на уровень с меньшей энергией, излучив фотон. Энергия фотона при этом будет равна разности энергий электрона на этих уровнях.

Масса

Поскольку наибольший вклад в массу атома вносят протоны и нейтроны, полное число этих частиц называют массовым числом. Массу покоя атома часто выражают в атомных единицах массы (а. е. м.), которая также называется дальтоном (Да). Эта единица определяется как $1/12$ часть массы покоя нейтрального атома углерода-12, которая приблизительно равна $1,66 \times 10^{-24}$ г. Водород-1 — наилегчайший изотоп водорода и атом

с наименьшей массой, имеет атомный вес около 1,007825 а. е. м. Масса атома приблизительно равна произведению массового числа на атомную единицу массы. Самый тяжёлый стабильный изотоп — свинец-208 с массой 207,9766521 а. е. м.

Так как массы даже самых тяжёлых атомов в обычных единицах (например, в граммах) очень малы, то в химии для измерения этих масс используют моли. В одном моле любого вещества по определению содержится одно и то же число атомов (примерно $6,022 \times 10^{23}$). Это число (число Авогадро) выбрано таким образом, что если масса элемента равна 1 а. е. м., то моль атомов этого элемента будет иметь массу 1 г. Например, углерод имеет массу 12 а.е.м., поэтому 1 моль углерода весит 12 г.

Атомы не имеют отчётливо выраженной внешней границы, поэтому их размеры определяются по расстоянию между ядрами соседних атомов, которые образовали химическую связь. Радиус зависит от положения атома, его типа, вида химической связи, числа ближайших атомов (координационного числа) и квантово-механического свойства, известного как спин. В периодической системе элементов размер атома увеличивается при движении сверху вниз по столбцу и уменьшается при движении по строке слева направо. Соответственно, самый маленький атом — это атом гелия, имеющий радиус 32 пм, а самый большой — атом цезия (225 пм). Эти размеры в тысячи раз меньше длины волны видимого света (400—700 нм), поэтому атомы нельзя увидеть в оптический микроскоп. Однако отдельные атомы можно наблюдать с помощью сканирующего туннельного микроскопа.

5. Периодический закон. Явление периодичности с точки зрения строения атома. Структура периодической системы

Прообразом научной Периодической системы элементов явилась таблица "Опыт системы элементов, основанной на их атомном весе и химическом сходстве", составленная Менделеевым 1 марта 1869. На протяжении последующих двух лет автор совершенствовал эту таблицу, ввёл представления о группах, рядах и периодах элементов; сделал попытку оценить ёмкость малых и больших периодов, содержащих, по его мнению, соответственно по 7 и 17 элементов. В 1870 он назвал свою систему естественной, а в 1871 — периодической. Уже тогда структура Периодической системы элементов приобрела во многом современные очертания.

Чрезвычайно важным для эволюции Периодической системы элементов оказалось введённое Менделеевым представление о месте элемента в системе; положение элемента определяется номерами периода и группы. Опираясь на это представление, Менделеев пришёл к выводу о необходимости изменения принятых тогда атомных весов некоторых элементов (U, In, Ce и его аналогов), в чём состояло первое практическое применение Периодической системы элементов, а также впервые предсказал существование и основные свойства нескольких неизвестных элементов, которым соответствовали незаполненные клетки П. с. э. Классическим примером является предсказание "экаалюминия" (будущего Ga, открытого П. Лекоком де Буабодраном в 1875), "экабора" (Sc, открытого шведским учёным Л.Нильсоном и "экасилиция" (Ge, открытого немецким учёным К.Винклером. Кроме того, Менделеев предсказал существование аналогов марганца (будущие Tc и Re), теллура (Po), иода (At), цезия (Fr), бария (Ra), тантала (Pa).

1.6 Лекция №6 (2 часа)

Тема: «Химическая связь. Строение вещества»

1.6.1. Вопросы лекции:

1. Теория химического строения. Типы химической связи.
2. Ковалентная связь. Механизмы образования (обменный и донорно-акцепторный).
3. Свойства ковалентной связи:
 - длина;
 - энергия;

- насыщенность;
- направленность.

4. Гибридизация атомных орбиталей. Форма молекулы.

5. Виды ковалентной связи : полярная и неполярная. Электроотрицательность.

Поляризация. полярность молекул.

6. Ионная связь.

7. Металлическая связь.

1.6.2 Краткое содержание вопросов

1. Теория химического строения. Типы химической связи.

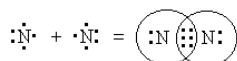
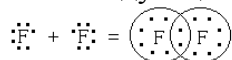
Свойства вещества определяются его химическим составом, порядком соединения в молекулу атомов и их взаимным влиянием. Теория строения атомов объясняет механизм образования молекул и природу химической связи.

Важнейшими видами химической связи являются ионная, ковалентная, координационная, водородная и металлическая.

2. Ковалентная связь. Механизмы образования (обменный и донорно-акцепторный)

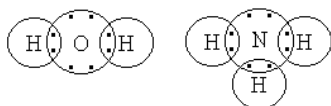
В основе теории ковалентной связи, как и теории ионной связи, лежит представление об особой устойчивости атома, имеющего на внешнем электронном слое оболочку из восьми электронов. Отличие ковалентной связи от ионной состоит в том, что при её возникновении атомы приобретают устойчивую конфигурацию не путем отдачи или присоединения электронов, а посредством образования одной или нескольких общих электронных пар. В создании электронной пары принимают участие оба атома, отдавая на её образование по одному электрону. Эти электроны принадлежат наружным электронным слоям обоих атомов, дополняя число их электронов до восьми.

Если электроны в наружном электронном слое атома обозначить точками вокруг символа элемента, то образование ковалентной связи в молекулах фтора и азота можно представить следующей схемой:



У атома фтора на внешнем слое находится семь электронов. Каждый из атомов фтора отдает по одному электрону на образование общей электронной пары, вследствие чего оба атома в молекуле фтора приобретают электронную конфигурацию ближайшего благородного газа — неона. Атомы азота, имеющие на внешнем слое по пять электронов, образуют три общие электронные пары. И в этом случае атомы в молекуле N_2 приобретают устойчивую восьмиелектронную оболочку.

Примерами более сложных соединений с ковалентной связью между атомами могут служить вода и аммиак:



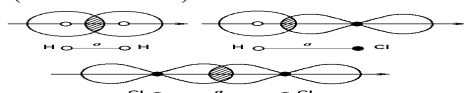
В молекуле воды каждый из атомов водорода связан с атомом кислорода парой общих электронов. При этом у кислорода возникает во внешнем слое восьмиелектронная конфигурация, а у обоих атомов водорода появляется устойчивый двухэлектронный слой. Подобное электронное строение имеют атомы водорода в аммиаке, а связанный с ними атом азота содержит во внешнем слое восемь электронов. В молекулах фтора, азота и некоторых других молекулах, образованных одноименными или близкими по химическим свойствам атомами, возникает неполярная ковалентная связь, так как общая электронная

пара расположена симметрично по отношению к ядрам обоих атомов и притягивается к ним с одинаковой силой.

3. Свойства ковалентной связи:

- длина;
- энергия;
- насыщенность;
- направленность

ковалентная связь, являющаяся результатом перекрывания электронных облаков взаимодействующих атомов, располагается в определенном направлении по отношению к этим атомам. Если перекрывание электронных облаков происходит в направлении прямой, соединяющей ядра взаимодействующих атомов (т. е., по оси связи), то образуется σ -связь (сигма-связь).



Схематическое изображение сигма-связи в молекулах водорода, хлороводорода и хлора.

При взаимодействии p-электронных облаков, направленных перпендикулярно к оси связи, образуются две области перекрывания расположенные по обе стороны от этой оси. Такая ковалентная связь называется π -связью (пи-связь). π -Связь может возникнуть не только за счёт p-электронов, но также за счет перекрывания d- и p-электронных облаков (б) или d-облаков (в).

4. Гибридизация атомных орбиталей. Форма молекулы

При образовании молекулы электронные облака изменяют свою форму. Например, вместо неравноценных s- и p-электронных облаков могут образовываться равноценные гибридные (смешанные) электронные облака. В результате гибридизации электронные облака приобретают более вытянутую форму. Это обеспечивает большее их перекрывание и, следовательно, увеличивает энергию ковалентной связи. Выигрыш энергии превышает затраты её на осуществление гибридизации электронных орбиталей. На рис. 8 показана форма гибридного sp-облака. Из s- и p-орбитали образуются две гибридные sp-орбитали, вытянутые в противоположных направлениях. В зависимости от числа и типа орбиталей, участвующих в гибридизации, взаимное расположение гибридных орбиталей в пространстве будет различным. Если в гибридизации принимают участие одна s- и две p-орбитали (sp^2 -гибридизация), то образуются три равноценные гибридные орбитали, располагающиеся в одной плоскости и ориентированные друг относительно друга под углом 120° .

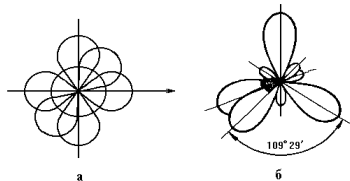
При гибридизации типа sp^3 , в которой принимает участие одна s- и три p-орбитали, образующиеся равноценные четыре орбитали вытянуты в направлениях к вершинам тетраэдра.

У атомов элементов III и последующих периодов, имеющих d-орбитали, в гибридизации часто принимают участие две d-, одна s- и три p-орбитали (sp^3d^2 -гибридизация). В этом случае образуется шесть равноценных гибридных орбиталей, направленных к вершинам октаэдра.

σ -Связи осуществляются за счёт перекрывания как гибридизованных, так и негибридизованных орбиталей, π -связи — исключительно за счёт перекрывания негибридизованных орбиталей. Направленность σ -связей обуславливает структуру молекулы. Одинарная связь между атомами — всегда σ -связь. В молекулах, содержащих

кратные связи, одна σ -связь, а остальные π -связи. Например, в молекуле азота, имеющей тройную связь ($\text{:N}\equiv\text{N:}$), содержится одна σ - и две π -связи.

Геометрическая форма молекул соединений зависит от типа гибридных орбиталей, участвующих в образовании ковалентных связей. Гибридным sp -орбиталям отвечает линейная структура молекул, sp^2 -гибридизация приводит к образованию плоских треугольных молекул, при sp^3 -гибридизации образуются молекулы тетраэдрической формы, результат гибридизации типа sp^3d^2 — молекулы октаэдрической конфигурации.



5. Виды ковалентной связи: полярная и неполярная.

Электроотрицательность. Поляризация. полярность молекул

При сближении двух атомов, имеющих во внешних электронных оболочках неспаренные электроны с антипараллельными спинами, между ними начинает действовать взаимное притяжение. В результате эти атомы сближаются еще больше, происходит замыкание полей и образование электронных пар. Однако расчет показал, что само по себе замыкание магнитных полей электронов со спинами противоположных направлений дает лишь очень небольшую часть той общей энергии, которая выделяется при образовании прочной валентной связи между атомами. Наличие неспаренных электронов следует рассматривать лишь как необходимое условие образования химической связи, являющейся результатом глубокого взаимодействия электронной пары с ядрами обоих атомов, где основное значение имеют электрические силы.

6. Ионная связь

Согласно теории ионной связи, самой устойчивой электронной конфигурацией атома является такая, при которой во внешнем электронном слое находится восемь или два электрона (подобно благородным газам). Довольно устойчивы также атомы, внешнего слоя которых содержит 18 электронов.

Во время химических реакций атомы стремятся приобрести наиболее устойчивую электронную конфигурацию. Это достигается в результате присоединения электронов атомов других элементов или отдачи электронов из внешнего слоя другим атомам. Атомы, отдавшие часть электронов, приобретают положительный заряд и становятся положительно заряженными ионами. Атомы, присоединившие электроны, превращаются в отрицательно заряженные ионы. Разноименно заряженные ионы удерживаются друг около друга силами электростатического притяжения.

7. Металлическая связь

Металлическая связь — это связь, в которой электроны каждого отдельного атома принадлежат всем атомам, находящимся в контакте. В результате перекрывания валентных орбиталей атомов возникают энергетические уровни, общее число которых равно числу взаимодействующих атомов. В кристалле, содержащем один моль атомов, количество энергетических уровней равно числу Авогадро, а разность энергий двух соседних уровней имеет порядок 10^{-23} В. Поэтому образуется практически непрерывная энергетическая зона, в пределах которой переход электрона на ближайший более высокий уровень происходит очень легко.

1.7. Лекция №7 (2 часа)

Тема: «Энергетика и направление химических процессов»

1.7.1. Вопросы лекции:

1. Тепловой эффект химических реакций. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения.
2. Внутренняя энергия и энтальпия.
3. Закон Гесса и следствия из него. Движущие силы химического процесса.
4. Понятие об энтропии. Направление самопроизвольного протекания химической реакции.
5. Энергия Гиббса химической реакции.

1.7.2. Краткое содержание вопросов

1. Тепловой эффект химических реакций. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения

Термохимия, раздел химической термодинамики, включающий определение теплового эффекта реакции и установление его зависимости от физико-химических параметров. В задачу термохимии входит также измерение и вычисление теплот фазовых переходов, растворения, разбавления и других процессов, изучение теплоемкостей, энтальпий и энтропий веществ

2. Внутренняя энергия и энтальпия

Основным экспериментальным методом термохимии – калориметрия. Иногда используются некалориметрические методы (расчет тепловых эффектов из результатов измерения констант равновесия, эдс и т.п.), однако в этих случаях результаты обычно менее точны.

В 1840 году химик Гесс открыл закон, названный позднее его именем, этот закон дает возможность определять расчетным путем тепловые эффекты реакций по теплотам образования исходных веществ и продуктов или по теплотам их сгорания. Тем самым, открывая путь для определения тепловых эффектов реакций, которые трудно осуществимы, а иногда и невозможно. Необходимые для расчета стандартные теплоты образования $\Delta H_{\text{обр}}^{\circ}$ собраны в фундаментальные термохимические справочники.

В середине XIX века Томсен и Бертло высказали идею, согласно которой химические реакции, происходящие без подвода энергии извне, протекают в направлении максимального выделения теплоты. Ими и их учениками были разработаны основные экспериментальные методики термохимии и измерены тепловые эффекты многих реакций.

Хотя в общем виде принцип Бертло-Томсена оказался неверен, но за термохимией сохранилась ведущая роль в исследовании возможности протекания химических реакций в заданных условиях. Так, уравнение $\Delta H - T\Delta S = -RT \ln K_p$ являющееся обобщением первого и второго начал термодинамики (ΔH – изменение энтальпии, ΔS – изменение энтропии при химической реакции, T – температура, R – газовая постоянная), позволяет рассчитать константу равновесия K_p любой реакции через тепловые величины.

Изменение энтальпии (тепловой эффект) очень просто может быть измерен в лаборатории. Обычно это делают, окружая зону реакции: при этом происходит энергообмен. Если реакция является экзотермической, то вода нагревается, если эндотермической – то охлаждается. Если измерить изменение температуры воды и если известна масса воды и ее удельная теплоемкость, то можно вычислить количество поглощенной или выделенной в процессе химической реакции энергии.

3. Закон Гесса и следствия из него. Движущие силы химического процесса

$$\Delta H_{\text{обр}}^{\circ}, \Delta H_{\text{сгор}}^{\circ}, E_{\text{св}}$$

Пользуясь табличными значениями $\Delta H_{\text{обр}}^{\circ}$ и $\Delta H_{\text{сгор}}^{\circ}$, можно рассчитать энтальпии различных химических процессов и фазовых превращений. Основанием для таких расчетов является закон Гесса, сформулированный петербургским профессором Г. И. Гессом (1841 г.): «Тепловой эффект (энтальпия) процесса зависит только от начального и конечного состояния и не зависит от пути перехода его из одного состояния в другое».

Анализ закона Гесса позволяет сформулировать следующие следствия:

1. Энтальпия реакции равна разности сумм энтальпий образования конечных и начальных участников реакций с учетом их стехиометрических коэффициентов.

$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{обр.конечн}} - \sum \Delta H_{\text{обр.нач}}$$

2. Энтальпия реакции равна разности сумм энтальпий сгорания начальных и конечных реагентов с учетом их стехиометрических коэффициентов.

$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{сгор.нач}} - \sum \Delta H_{\text{сгор.конечн}}$$

3. Энтальпия реакции равна разности сумм энергий связей $E_{\text{св}}$ исходных и конечных реагентов с учетом их стехиометрических коэффициентов.

4. Понятие об энтропии. Направление самопроизвольного протекания химической реакции

Типичный вид температурной кривой правильно поставленного калориметрического опыта при измерении изотермического эффекта показан на рисунке 3. Величину Δt с учетом теплообмена можно рассчитать аналитическим или графическим способом.

При графическом определении Δt на миллиметровой бумаге на оси абсцисс откладывают время в масштабе 1 мин = 1 см, на оси ординат — температуру, выбор масштаба которой зависит от величины Δt . При $\Delta t \leq 1^{\circ}$ $1^{\circ} = 10$ см; $\Delta t \geq 1^{\circ}$ $1^{\circ} = 5$ см. После того как на график нанесены все экспериментальные точки, получается кривая ABCD. Участок AB называется начальным периодом, BC — главным, CD — конечным.

5. Энергия Гиббса химической реакции

Работа производится на установке упрощенного типа, позволяющей при тщательном проведении калориметрических опытов и правильно выбранных условиях (продолжительность опыта не должна превышать 5 мин) получать результаты с погрешностью около $\pm 1\%$. Главными факторами, определяющими точность результата, будут погрешности Δt , так как ошибки взвешивания не превышают сотых долей процента. В калориметрической установке температуры измеряют при помощи термометра Бекмана, точность отсчета по которому составляет в данных условиях около $\pm 0,005^{\circ}$, поэтому возможная погрешность в определении Δt составит $\pm 0,01^{\circ}$. Относительная ошибка, вносимая в результат за счет неточности измерения температур, выражается отношением погрешности к $\Delta t_{\text{оп}}$. Так, при указанной точности измерений по термометру Бекмана и $\Delta t \geq 1^{\circ}$ погрешность $\Delta t_{\text{оп}}$ составляет $\pm 1\%$, при $\Delta t = 0,1^{\circ}$ она равна $\pm 10\%$.

1.8 Лекция №8 (2часа)

Тема: «Химическая кинетика. Катализ»

1.8.1. Вопросы лекции:

1. Классификация реакций в химической кинетике. Понятие скорости химической реакции.
2. Факторы, влияющие на скорость химических реакций.
3. Зависимость скорости реакции от концентрации. Основной закон химической кинетики. константа скорости.
4. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации.
5. Каталитические реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Механизм катализа. Автокатализ.

1.8.2. Краткое содержание вопросов

1. Классификация реакций в химической кинетике. Понятие скорости химической реакции.

Изучает данный раздел механизмы протекания химических реакций, порядок химической реакции, а также закономерности протекания химических реакций во времени.

Начнем со скорости протекания химической реакции. Скорость химической реакции определяется как *изменение молярной концентрации одного из реагирующих веществ за единицу времени*. Скорость химической реакции - величина всегда положительная, поэтому если она определяется по исходному веществу (концентрация которого убывает в процессе реакции), то полученное значение домножается на -1.

Например, для реакции $A + B \rightarrow C + D$, скорость можно выразить так: $v = \frac{\partial C}{\partial t} = -\frac{\partial A}{\partial t}$.

В 1865 году Н.Н. Бекетовым и в 1867 году К.М. Гульдбергом и П. Вааге был сформулирован закон действующих масс, согласно которому *скорость химической реакции в каждый момент времени пропорциональна концентрациям реагентов, возведенным в некоторые степени*. Кроме концентрации на скорость химической реакции оказывают влияние следующие факторы: природа реагирующих веществ, наличие катализатора, температура и площадь поверхности реагирующих веществ.

2. Факторы, влияющие на скорость химических реакций

Скорость реакции зависит от природы реагирующих веществ. Некоторые реакции, например взрывы, протекают мгновенно, другие идут годами. На скорость реакции влияют многие факторы: концентрация, температура, катализаторы, внешние воздействия.

3. Зависимость скорости реакции от концентрации. Основной закон химической кинетики. константа скорости

Чтобы произошла реакция, необходимо столкновение молекул. При одной температуре число столкновений растёт с увеличением числа реагирующих частиц в единице объёма, т.е. с возрастанием концентрации реагентов.

Скорость необратимой реакции:

$$v = k C_B^{n_B} C_D^{n_D}$$

k - константа скорости реакции; n_B и n_D - коэффициенты, называемые порядками реакции по веществам В и D.

4. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации

Повышение температуры ускоряет большинство химических реакций. Согласно правилу Вант-Гоффа при повышении температуры на 10 К скорость многих реакций увеличивается в 2-4 раза

$$v_2 = v_1 \gamma^{(T_2 - T_1)/10}$$

v_2 и v_1 скорости реакций при температурах T_2 и T_1 , γ коэффициент, значение которого для эндотермической реакции выше, чем для экзотермической реакции. Для многих реакций γ лежит в пределах 2-4.

5. Каталитические реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Механизм катализа. Автокатализ

В ходе химической реакции разрушаются одни и возникают другие молекулы и соединения, происходит изменение химических связей, т.е. перераспределение электронной плотности. Если бы старые химические связи в ходе реакции сразу полностью разрушались, то на это потребовалось бы большое количество энергии и реакция протекала крайне медленно. Как показали исследования, в ходе реакции система проходит через переходное однородное состояние через образование, так называемого, активированного комплекса.

1.9 Лекция №9 (2 часа)

Тема: «Общая характеристика растворов. Растворимость веществ. Способы выражения концентрации растворов»

1.9.1 Вопросы лекции:

1. Дисперсные системы. Коллоидные растворы.
2. Общая характеристика растворов. Процесс растворения. Растворимость как физико-химический процесс.
3. Теории растворов: химическая и физическая.
4. Пересыщенные растворы.
5. Осмос.
6. Замерзание и кипение растворов.
7. Способы выражения концентрации растворов. Титриметрический метод определения концентрации растворов

1.9.2 Краткое содержание вопросов

1. Дисперсные системы. Коллоидные растворы

Дисперсные системы. В природе и технике часто встречаются дисперсные системы, в которых одно вещество равномерно распределено в виде частиц внутри другого вещества.

В дисперсных системах различают дисперсную фазу — мелкораздробленное вещество и дисперсионную среду — однородное вещество, в котором распределена дисперсная фаза. Например, в мутной воде, содержащей глину, дисперсной фазой являются твердые частички глины, а дисперсионной средой — вода; в тумане дисперсная фаза — частички жидкости, дисперсионная среда — воздух; в дыме дисперсная фаза — твердые частички угля, дисперсионная среда — воздух; в молоке — дисперсная фаза — частички жира, дисперсионная среда — жидкость и т. д.

К дисперсным системам относятся обычные (истинные) растворы, коллоидные растворы, а также суспензии и эмульсии. Они отличаются друг от друга прежде всего размерами частиц, т. е. степенью дисперсности (раздробленности).

2.Общая характеристика растворов. Процесс растворения. Растворимость как физико-химический процесс

Растворение протекает с образованием различных по форме и прочности продуктов - гидратов. При этом участвуют силы как физической, так и химической природы. Процесс растворения вследствие такого рода взаимодействий компонентов сопровождается различными тепловыми явлениями.

Энергетической характеристикой растворения является теплота образования раствора, рассматриваемая как алгебраическая сумма тепловых эффектов всех эндо- и экзотермических стадий процесса. Наиболее значительными среди них являются:

- поглощающие тепло процессы - разрушение кристаллической решётки, разрывы химических связей в молекулах;
- выделяющие тепло процессы - образование продуктов взаимодействия растворённого вещества с растворителем (гидраты) и др.

3. Теории растворов: химическая и физическая

Зависит от природы жидкости, газа, температуры, давления газа и присутствия называется в жидкости др. растворённых веществ. Процесс растворения газа в жидкости называется адсорбцией. Строгих закономерностей описания зависимости растворимости газа в жидкости от их природы не имеется. Газы, имеющие полярную молекулу, лучше растворяются в полярных растворителях. Неполярные в неполярных. Если сравнивать растворимость различных неполярных газов в неполярных растворителях, то газы легко сжимаемые в чистом состоянии, обладающие более высокой критической температурой является более растворимыми. Зависимость от давления при постоянной T определяется законом Генри по которому $p = k \cdot c$ - давление над жидкостью, k - коэффициент пропорциональности, константа Генри. Закон Генри записывается $c = \frac{p}{k}$. Закон Генри может быть легко получен из условий гетерогенного равновесия

4. Пересыщенные растворы

При нагревании смеси соли с водой до 100°C произойдёт растворение 39,8 г NaCl в 100 г воды. Если теперь удалить из раствора нерастворившуюся соль, а раствор осторожно охладить до 20°C , избыточное количество соли не всегда выпадает в осадок. В этом случае мы имеем дело с перенасыщенным раствором. Перенасыщенные растворы очень неустойчивы. Помешивание, встряхивание, добавление крупинок соли может вызвать кристаллизацию избытка соли и переход в насыщенное устойчивое состояние.

Перенасыщенный раствор - раствор, содержащий больше вещества, чем в насыщенном.

5.Осмоз (от греч. ὄσμος — толчок, давление) — процесс односторонней диффузии через полупроницаемую мембрану молекул растворителя в сторону большей концентрации растворённого вещества из объёма с меньшей концентрацией растворённого вещества.

6. Замерзание и кипение растворов

Коллигативные свойства растворов — это те свойства, которые при данных условиях оказываются равными и независимыми от химической природы растворённого вещества; свойства растворов, которые зависят лишь от количества кинетических единиц и от их теплового движения.

7. Способы выражения концентрации растворов. Титриметрический метод определения концентрации растворов

КОНЦЕНТРАЦИЮ ВЕЩЕСТВ в растворах можно выразить разными способами. Наиболее часто используют массовую долю растворённого вещества, молярную и нормальную концентрацию.

Массовая доля растворённого вещества $w(B)$ - это безразмерная величина, равная отношению массы растворённого вещества к общей массе раствора m :

$$W(B) = M(B) / M$$

Молярная концентрация $C(B)$ показывает, сколько моль растворённого вещества содержится в 1 литре раствора.

$$C(B) = n(B) / V = m(B) / (M(B) \cdot V),$$

где $M(B)$ - молярная масса растворённого вещества г/моль.

Молярная концентрация измеряется в моль/л и обозначается "М". Например, 2 М NaOH - двухмолярный раствор гидроксида натрия. Один литр такого раствора содержит 2 моль вещества или 80 г ($M(\text{NaOH}) = 40$ г/моль).

1.10 Лекция №10 (2 часа)

Тема: «Теория электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Ионные уравнения»

1.10.1 .Вопросы лекции:

1. Процесс диссоциации в водных растворах.
2. Растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты. Константа и степень диссоциации.
3. Ионно-молекулярные уравнения.
4. Диссоциация воды. Водородный показатель.
5. Смещение ионных равновесий.

1.10.2 Краткое содержание вопросов

1. Процесс диссоциации в водных растворах

Диссоциация (от лат. dissociatio - разделение, разъединение), обратимый распад частицы в-ва (молекулы, радикала или иона). Различают электролитическую диссоциацию (ионизацию) в р-рах или расплавах электролитов - образование смеси положит. и отрицат. сольватированных ионов из молекул или кристаллич. фазы, напр., CH_3COOH (р-р) $\rightleftharpoons \text{H}^+$ (р-р) + CH_3COO^- (р-р), NaCl (кристаллы) $\rightleftharpoons \text{Na}^+$ (расплав) + Cl^- (расплав); термическую диссоциацию - обратимое разложение, обусловленное тепловым движением частиц в-ва, напр.: CaCO_3 (кристаллы) $\rightleftharpoons \text{CaO}$ (кристаллы) + CO_2 (газ), 2HI (газ) $\rightleftharpoons \text{H}_2$ (газ) + I_2 (газ).

2. Растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты. Константа и степень диссоциации.

Кроме хорошей электропроводности, растворы электролитов обладают более низкими значениями давления пара растворителя и температуры плавления и более высокими температурами кипения по сравнению с соответствующими значениями для чистого растворителя или для раствора неэлектролита в этом же растворителе. Для объяснения этих свойств шведский ученый С. Аррениус в 1887 г. предложил *теорию электролитической диссоциации*.

Под электролитической диссоциацией понимается распад молекул электролита в растворе с образованием положительно и отрицательно заряженных ионов — катионов и анионов.

Процесс диссоциации во всех случаях является обратимым, поэтому при написании уравнений реакции диссоциации необходимо применять знак обратимости « \rightleftharpoons ». Различные электролиты, согласно теории Аррениуса, диссоциируют на ионы в различной

степени. Полнота распада зависит от природы электролита, его концентрации, природы растворителя, температуры.

Степень диссоциации. Одним из важнейших понятий теории электролитической диссоциации Аррениуса является понятие о степени диссоциации.

Степенью диссоциации α называется отношение числа молекул, распавшихся на ионы (n'), к общему числу растворенных молекул (n):

$$\alpha = \frac{n'}{n}.$$

Из этого выражения очевидно, что α может изменяться от 0 (диссоциации нет) до 1 (полная диссоциация). Степень диссоциации часто выражают в процентах. Степень диссоциации электролита может быть определена только экспериментальным путем, например по измерению температуры замерзания раствора, по электропроводности раствора и т. д.

Сильные и слабые электролиты. В зависимости от степени диссоциации различают электролиты сильные и слабые. Электролиты со степенью диссоциации больше 30% обычно называют сильными, со степенью диссоциации от 3 до 30% — средними, менее 3% — слабыми электролитами.

К сильным электролитам относятся почти все соли, некоторые кислоты (HCl, HBr, HI, HNO₃, HClO₄, H₂SO₄(разб.)) и некоторые основания (LiOH, NaOH, KOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂). К слабым электролитам относится большинство кислот (особенно органических) и оснований.

Степень диссоциации как сильных, так и слабых электролитов зависит от концентрации раствора (степень диссоциации тем выше, чем более разбавлен раствор).

Константа диссоциации. Более точной характеристикой диссоциации электролита является константа диссоциации, которая от концентрации раствора не зависит.

Выражение для константы диссоциации можно получить, если записать уравнение реакции диссоциации электролита АК в общем виде:



Поскольку диссоциация является обратимым равновесным процессом, то к этой реакции применим закон действующих масс, и можно определить константу равновесия как

$$K = \frac{[A^-] \cdot [K^+]}{[AK]},$$

3. Ионно-молекулярные уравнения

Реакции ионного обмена записывают тремя уравнениями:

- молекулярным;
- полным ионно-молекулярным;
- сокращенным ионно-молекулярным.

В полном ионно-молекулярном уравнении указывают формулы всех частиц, а в сокращенном — формулы частиц, которые принимают участие в реакции.

4. Диссоциация воды. Водородный показатель.

Одним из наименее диссоциированных веществ, образующихся при реакциях между ионами, является вода. Чистая вода плохо проводит электрический ток, но все же обладает некоторой измеримой электропроводностью, которая объясняется небольшой диссоциацией воды на водородные и гидроксильные ионы ($H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$).

Водородный показатель, обозначаемый через pH, представляет собой отрицательный логарифм концентрации водородных ионов: $pH = -\lg[H^+]$. Например, если концентрация водородных ионов $[H^+] = 10^{-5}$ г•ион/л, то $pH=5$, если $[H^+] = 10^{-9}$ г•ион/л, то $pH=9$, и т.д.

Очевидно, что нейтральные растворы имеют $pH=7$, в кислых растворах $pH<7$, а в щелочных $pH>7$. В аквариумной практике вода, соответствующая pH 2 - 3, считается

сильно окисленной; 3 - 5 — кислой; 5 - 6 - слабокислой; 6 - 7 - очень слабокислой; 7 - нейтральной; 7 - 8 - очень слабощелочной; 8 - 9 - слабощелочной; 9 - 10 - щелочной; 10 - 14 - сильно щелочной.

Измерение pH в домашних условиях можно рекомендовать простым способом. Его принцип основан на цветной цифровой шкале; точность измерения до 0,1 ед. Возможно измерение pH с помощью бумажных индикаторов, пропитанных составом из органических красителей; точность измерения - до 0,3 ед.

5. Смещение ионных равновесий.

Равновесие в растворах электролитов, как и всякое химическое равновесие, сохраняется неизменным, пока определяющие его условия не меняются; изменение условий влечет за собой нарушение равновесия.

Так, равновесие нарушается при изменении концентрации одного из участвующих в этом равновесии ионов: при ее увеличении происходит процесс, в ходе которого эти ионы связываются. Например, если в раствор уксусной кислоты, диссоциирующей согласно уравнению ввести какую-либо соль этой кислоты и тем самым увеличить концентрацию ионов CH_3COO^- , то, в соответствии с принципом Ле Шателье, равновесие сместится влево, т. е. степень диссоциации уксусной кислоты уменьшается.



Отсюда следует, что введение в раствор слабого электролита одноименных ионов (т. е. ионов, одинаковых с одним из ионов электролита) уменьшает степень диссоциации этого электролита. Наоборот, уменьшение концентрации одного из ионов вызывает диссоциацию нового количества молекул. Например, при введении в раствор указанной кислоты гидроксид-ионов, связывающих ионы водорода, диссоциация кислоты возрастает.

1.11 Лекция № 11 (2 часа)

Тема: «Гидролиз солей. Ионное произведение воды, pH. Методы определения pH»

1.11.1. Вопросы лекции:

1. Типы гидролиза (по катиону, по аниону, по катиону и аниону).
2. Ионные уравнения гидролиза.
3. Константа и степень гидролиза.
4. Расчет константы гидролиза.
5. Влияние на смещение равновесия гидролиза различных факторов

1.11.2 Краткое содержание вопросов

1. Типы гидролиза (по катиону, по аниону, по катиону и аниону)

Гидролиз солей – это взаимодействие ионов соли с водой с образованием малодиссоциирующих частиц.

Гидролиз, дословно, - это разложение водой. Давая такое определение реакции гидролиза солей, мы подчеркиваем, что соли в растворе находятся в виде ионов, и что движущей силой реакции является образование малодиссоциирующих частиц (общее правило для многих реакций в растворах).

Всегда ли ионы способны образовывать с водой малодиссоциирующие частицы? Разбирая этот вопрос с учениками, отмечаем, что катионы сильного основания и анионы сильной кислоты таких частиц образовать не могут, следовательно, в реакцию гидролиза не вступают.

Какие типы гидролиза возможны? Поскольку соль состоит из катиона и аниона, то возможно три типа гидролиза:

- гидролиз по катиону (в реакцию с водой вступает только катион);
- гидролиз по аниону (в реакцию с водой вступает только анион);
- совместный гидролиз (в реакцию с водой вступает и катион, и анион);

2. Ионные уравнения гидролиза.

Написав формулу образовавшейся частицы, тут же обсуждаем, что это за частица, будет ли она иметь заряд и какой, приходим к выводу, что, как правило, это гидроксокатион. А что останется от молекулы воды? Какую реакцию водного раствора обуславливает избыток этих частиц? Какова будет реакция индикатора?

Гидролиз по катиону приводит к образованию гидроксокатионов и ионов водорода (среда раствора кислая).

Отмечаем, что только иногда, при $n=1$, вместо гидроксокатионов получаем молекулы слабого основания.

А может ли гидроксокатион вступить в реакцию со следующей молекулой воды? Сообщаем, что это будет вторая ступень гидролиза, и что каждая следующая ступень протекает в тысячи раз слабее, чем предыдущая, что даже первая ступень протекает обычно на доли процента. Поэтому, как правило, рассматривается только первая ступень гидролиза.

Гидролиз по аниону разбираем аналогично, записываем уравнение:



Подводим учеников к выводу:

Гидролиз по аниону приводит к образованию гидроанионов и гидроксид-ионов (среда раствора щелочная).

3. Константа и степень гидролиза

Под степенью гидролиза понимается отношение количества (концентрации) соли, подвергающейся гидролизу, к общему количеству (концентрации) растворенной соли. Обозначается α (или $h_{\text{гидр}}$); $\alpha(c_{\text{гидр}}/c_{\text{общ}}) \cdot 100 \%$

где $c_{\text{гидр}}$ — число молей гидролизованной соли, $c_{\text{общ}}$ — общее число молей растворённой соли.

Степень гидролиза соли тем выше, чем слабее кислота или основание, её образующие.

Является количественной характеристикой гидролиза.

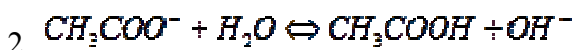
Константа гидролиза — константа равновесия гидролитической реакции.

4. Расчет константы гидролиза. Так константа гидролиза соли равна отношению произведения равновесных концентраций продуктов реакции гидролиза к равновесной концентрации соли с учетом стехиометрических коэффициентов.

5. Влияние на смещение равновесия гидролиза различных факторов

1. $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$ По принципу Ле-Шателье уменьшение концентрации ионов водорода сместит равновесие вправо, т.е. усилит гидролиз. Чтобы усилить гидролиз, нужно добавить сильную щелочь, связывающую ионы водорода.

Добавление ионов водорода (кислоты) — подавляет гидролиз, смещая равновесие гидролиза влево.



Добавление сильной кислоты (H^+) сместит равновесие гидролиза вправо, так как при этом будут связываться ионы гидроксидов. Добавление щелочи подавляет гидролиз.

3. Гидролиз проходит до конца, если в результате получаются не растворимые в воде соединения и газы.

Например:



Соли, образованные многозарядными катионами (Cr^{3+} , Fe^{3+} , Al^{3+}) и очень слабыми кислотами (угольной, сернистой, сероводородной, кремниевой) – в водном растворе не существуют, так как подвергаются необратимому гидролизу.

1.12 Лекция №12 (2 часа)

Тема: «Окислительно-восстановительные реакции. Направления ОВР»

1.12.1. Вопросы лекции:

1. Понятие об окислении-восстановлении. Степень окисления элементов.
2. Классификация окислительно-восстановительных реакций.
3. Важнейшие окислители и восстановители. Окислительно-восстановительная двойственность.
4. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций. Направление протекания ОВР.
5. Правила составления уравнений реакций ОВР методом электронно-ионного баланса.
6. Окислительные свойства азотной и серной кислот.

1.12.2. Краткое содержание вопросов

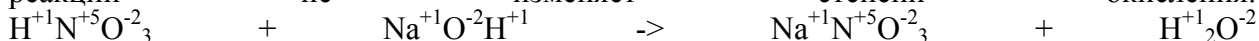
1. Понятие об окислении-восстановлении. Степень окисления элементов.

ОВР – реакции, в которых изменяются степени окисления элементов, то есть электроны переходят от одного атома или вещества (восстановителя) к другому (окислителю).

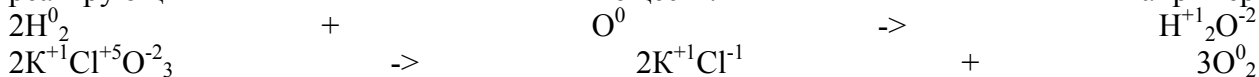
А степень окисления – это заряд, который имел бы атом, если бы все образованные им полярные связи стали ионными. Если связи действительно ионные, то с.о. совпадает с зарядом элементарного иона, например, K^+F^- . Если не все связи ионные, то степень окисления – это условное понятие, не имеющее строгого смысла, но полезное.

2. Классификация окислительно-восстановительных реакций.

Все химические реакции можно разделить на два типа. К первому из них относятся реакции, протекающие без изменения степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. Например, в реакции обмена ни один элемент в результате реакции не изменяет степени окисления:

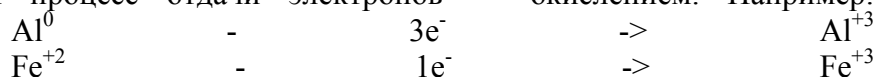


Ко второму типу относятся реакции, идущие с изменением степени окисления атомов реагирующих веществ.



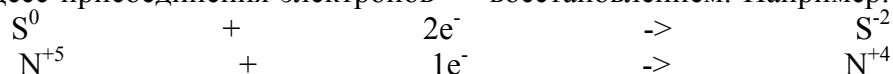
Реакции второго типа называются окислительно-восстановительными. Химические реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются окислительно-восстановительными. В окислительно-восстановительных реакциях всегда происходит присоединение или отдача электронов атомами элементов.

Причем это единый взаимосвязанный процесс. Если атом, ион или молекула в процессе реакции отдают электроны, то они называются восстановителями, а сам процесс отдачи электронов — окислением. Например:



В процессе окисления восстановитель повышает свою степень окисления. Если атом,

ион или молекула в процессе реакции принимают электроны, то они называются окислителями, а сам процесс присоединения электронов — восстановлением. Например:



В процессе восстановления окислитель понижает свою степень окисления. О способности того или иного вещества проявлять окислительные, восстановительные или двойственные (как окислительные, так и восстановительные) свойства можно судить по степени окисления атомов, входящих в состав соответствующих веществ. Атом того или иного элемента, находящийся в своей высшей степени окисления не может ее повысить (отдать электроны) и проявляет только окислительные свойства. Атом элемента в своей низшей степени окисления не может ее понизить (принять электроны) и проявляет только восстановительные свойства. Атом элемента, имеющий промежуточную степень окисления, может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

3. Важнейшие окислители и восстановители. Окислительно-восстановительная двойственность.

Окислительно-восстановительные реакции - это реакции, которые идут с изменением степеней окисления элементов. Степень окисления - это условный заряд атома в молекуле, где все полярные связи считаются ионными.

Окисление - это процесс отдачи электронов.

Восстановление - это процесс присоединения электронов.

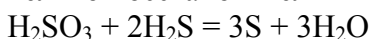
Окислитель - это атом, молекула или ион, который принимает электроны и понижает свою степень окисления, т.е. восстанавливается.

Восстановитель - это атом, молекула или ион, который отдаёт электроны и повышает свою степень окисления, т.е. окисляется.

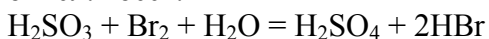
Восстановители: а) металлы - чем меньше потенциал ионизации, тем сильнее восстановительные свойства; б) соединения элементов в низших степенях окисления (NH_3 , H_2S , HBr , HI и др.), у которых все орбитали заполнены и могут только отдавать электроны.

Окислители: а) неметаллы (F_2 , Cl_2 , Br_2 , O_2 и др.) - чем больше сродство к электрону, тем сильнее окислительные свойства; б) ионы металлов в высоких степенях окисления (Fe^{3+} , Sn^{4+} , Mn^{4+} и др.); в) соединения элементов в высших степенях окисления (KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, NaBiO_3 , HNO_3 , H_2SO_4 (конц.) и др.), у которых уже отданы все валентные электроны и могут быть только окислителями.

Соединения элементов в промежуточных степенях окисления (HNO_2 , H_2SO_3 , H_2O_2 и др.) могут проявлять окислительные и восстановительные свойства в зависимости от окислительно-восстановительных свойств второго реагента.



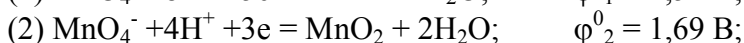
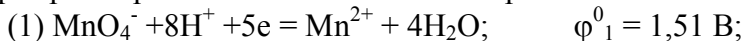
окисл. восп.



восст. окисл.

4. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций. Направление протекания ОВР.

В водных растворах концентрация ионов водорода меняется в очень широких пределах - от нескольких моль/л в кислых растворах до 10^{-14} - 10^{-15} моль/л в щелочных, то есть на 15 порядков. Поэтому, если в ОВР образуются или расходуются ионы водорода или гидроксила, то pH очень сильно влияет на направление таких реакций. Рассмотрим на примере трех вариантов восстановления перманганата.



(3) $\text{MnO}_4^- + e = \text{MnO}_4^{2-}; \quad \varphi_3^0 = 0,56 \text{ В.}$
 $\varphi_1 = \varphi_1^0 + (0,0591\text{В}/5)\lg([\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8/[\text{Mn}^{2+}]) = 1,51\text{В} + (0,0591\text{В}/5)\lg([\text{MnO}_4^-]/[\text{Mn}^{2+}]) - (8*0,0591/5)\text{рН.}$ Если принять стандартными все концентрации, кроме рН, то $\varphi_1 = 1,51\text{В} - 0,0946\text{В}*\text{рН.}$ При рН=7 это дает 0,85В.
 Аналогично $\varphi_2 = 1,69\text{В} - 0,0788\text{рН,}$ при рН=7 получается 1,14В, а при рН=14 = 0,59В.

5. Правила составления уравнений реакций ОВР методом электронно-ионного баланса.

Ионно-электронный метод составления ОВР

Ионно-электронный метод (или метод полуреакций) используется для составления ОВР протекающих в растворах. Основан он на составлении отдельных полуреакций для процессов восстановления и окисления в виде ионно-молекулярных уравнений. При этом необходимо учитывать правила написания ионных уравнений реакций: сильные электролиты записываются в виде ионов, а слабые электролиты и малорастворимые вещества - в виде молекул.

1. Записывается левая часть молекулярного уравнения ОВР, определяется окислитель и восстановитель.

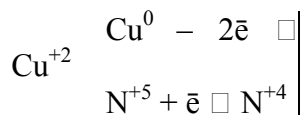
2. Записываются полуреакции отдельно для процессов восстановления и окисления в виде ионно-молекулярных уравнений, в которых левая и правая часть (избыток или недостаток кислорода в левой части) уравниваются с учетом рН раствора с помощью молекул H_2O , ионов H^+ или OH^- :

6. Окислительные свойства азотной и серной кислот.

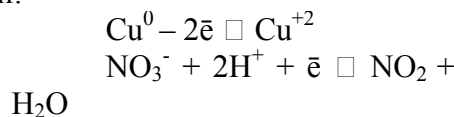
Окислителем в молекуле (см. также "Азотная кислота") азотной кислоты является N^{+5} , который в зависимости от концентрации HNO_3 и силы восстановителя (например, активности металла - см. также тему " Азотная кислота") принимает от 1 до 8 электронов, образуя

$\text{N}^{+4}\text{O}_2; \text{N}^{+2}\text{O}; \text{N}_2^{+1}\text{O}; \text{N}_2^0; \text{N}^{-3}\text{H}_3(\text{NH}_4\text{NO}_3);$

1) $\text{Cu}^0 + 4\text{HN}^{+5}\text{O}_3(\text{конц.}) \square \text{Cu}^{+2}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{N}^{+4}\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 электронный баланс:



метод полуреакций:



1.13-14 Лекция №13 -14 (4часа)

Тема: «Электрохимия. Химические источники энергии»

1.13-14.1.Вопросы лекции:

- 1.Предмет электрохимия. Электрохимическая система.
- 2.Электроды, их разновидности.
3. Двойной электрический слой и электродный потенциал.
- 4.Гальванический элемент, принцип его работы. ЭДС гальванического элемента.

5.Стандартный водородный электрод сравнения и водородная шкала электродных потенциалов. Уравнение Нернста. Законы Фарадея.

6.Кинетика электродных процессов. Явление поляризации электродов и перенапряжение.

1.13-14.2. Краткое содержание вопросов

1 Предмет электрохимия. Электрохимическая система

Электрохимия - раздел физической химии, изучающий химические процессы, которые сопровождаются появлением электрического тока или, наоборот, возникают под действием электрического тока. Предметом электрохимических исследований также являются электролиты и устанавливающиеся в них равновесия.

Многие химические реакции протекают лишь при подводе энергии извне. Часто их проводят в электролитических ячейках (электролизерах) на электродах, соединенных с внешним источником тока. Изучение этих реакций дает информацию о природе и свойствах различных веществ, а также позволяет получать с помощью электролиза новые химические соединения. Электрохимические процессы широко применяются в промышленности

2.Электроды, их разновидности.

Электроды в электрохимии, электронно-проводящие фазы, контактирующие с ионным проводником (электролитом). Часто под электродом понимают лишь одну электронно-проводящую фазу. При пропускании тока от внеш. источника через систему из двух электродов, соединенных друг с другом через электролит, на электродах протекают два процесса: зарядка двойного электрического слоя и электрохим. р-ция. В отличие от фазовых контактов металл-металл, металл-полупроводник, полупроводник-полупроводник и т. п. на границе фаз, составляющих электрохим. систему, вид носителей тока меняется, т. к. в электролите ток переносится ионами, а в электронно-проводящей фазе - электронами. Непрерывность прохождения тока через границу фаз в этом случае обеспечивается электродной р-цией. Электрод наз. анодом, если на его пов-сти преобладает р-ция, приводящая к генерированию электронов, т. е. происходит окисление в-в, содержащихся в электролите, либо ионизация металла анода. Электрод наз. катодом, если с его пов-сти электроны металла переходят на частицы реагирующих в-в, к-рые при этом восстанавливаются.

3. Двойной электрический слой и электродный потенциал.

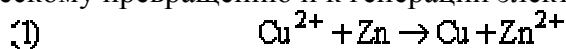
Основные электрические параметры электрохимических ячеек – сила тока (ее измеряют в амперах, А) и потенциал (измеряемый в вольтах, В). Сила тока определяется скоростью электродных реакций, а потенциал – химической энергией протекающих в ячейке процессов. Он равен энергии (измеряемой в джоулях, Дж), отнесенной к количеству электричества (измеряемому в кулонах, Кл), т.е. $1 \text{ В} = 1 \text{ Дж/Кл}$. Следовательно, потенциал элемента (электродвижущая сила, ЭДС) – это мера энергии, вырабатываемой в ходе протекающих в нем реакций. Если внешняя цепь разомкнута, то никакие электродные реакции не идут.

4.Гальванический элемент, принцип его работы. ЭДС гальванического элемента.

В простом гальваническом элементе Даниеля перемещение каждого двух электронов по внешней цепи приводит к окислению одного атома цинка и осаждению одного атома меди. Электронеutrальность растворов обеспечивается с помощью солевого мостика.

Простой гальванический элемент, созданный в 1836 Дж.Даниелем (рис. 1), состоит из двух электродов: цинкового, погруженного в водный раствор сульфата цинка, и медного, погруженного в водный раствор сульфата меди (II). Такой элемент аналогичен

медно-цинковым парам в вольтовом столбе. При замкнутой внешней цепи атомы цинка на поверхности цинкового электрода окисляются до ионов с высвобождением электронов: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$. Эти электроны перемещаются по внешней цепи на медный электрод и восстанавливают ионы меди до атомов: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$. Поток электронов во внешней цепи – это и есть ток, вырабатываемый элементом. Суммарная реакция, приводящая к химическому превращению и к генерации электрической энергии, имеет вид



5. Стандартный водородный электрод сравнения и водородная шкала электродных потенциалов. Уравнение Нернста. Законы Фарадея.

Потенциал гальванического элемента при разомкнутой внешней цепи дает информацию о термодинамике его реакций. Потенциал элемента, представленного на рис. 1, при концентрациях растворов 1 М и температуре 25° С – его стандартный потенциал E° – равен 1,10 В. Соответствующая ему энергия, термодинамический потенциал Гиббса, ΔG° , определяется выражением

$$(4) \quad \Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

где n – число электронов, переносимых в ходе реакции (в данном случае 2), F – число Фарадея (96 485 Кл/моль). Потенциал гальванического элемента равен разности потенциалов двух его полуэлементов, т.е. разности его электродных потенциалов.

6. Кинетика электродных процессов. Явление поляризации электродов и перенапряжение.

Потенциометрические измерения проводят в условиях, когда ток в электрохимической ячейке отсутствует. Это значит, что в ней не происходит никаких суммарных химических изменений, а измеряемый потенциал (равновесный) определяется термодинамикой реакций. В этих условиях такие факторы, как размер и форма электродов или интенсивность перемешивания раствора, не влияют на измеряемый потенциал.

1.15 Лекция №15 (2 часа) Тема «Электролиз»

1.15-1. Вопросы лекции:

1. Электролиз расплавов и растворов.
2. Последовательность разрядки ионов при совместном присутствии в растворах как функция равновесных потенциалов.
3. Электролиз с растворимым и нерастворимым анодом.
4. Практическое применение электролиза: электролитическое получение и очистка металлов, нанесение гальванических покрытий и т.д.
5. Химические источники тока. Аккумуляторы разных типов, их принципиальное устройство и процессы при зарядке и разрядке.
6. Применение ХИТ в с-х производстве и электронной технике. Понятие о топливных элементах.

1.15-2. Краткое содержание вопросов

1 Электролиз расплавов и растворов

Электролиз – это совокупность процессов, протекающих в растворе или расплаве электролита, при пропускании через него электрического тока. Электролиз является одним из важнейших направлений в электрохимии.

2. Последовательность разрядки ионов при совместном присутствии в растворах как функция равновесных потенциалов

Электролиз протекает только в тех средах, которые проводят электрический ток. Способностью проводить ток обладают также водные растворы оснований и солей. Безводные кислоты – очень плохие проводники, но водные растворы кислот хорошо проводят ток. Растворы кислот, оснований и солей в других жидкостях в большинстве случаев тока не проводят, но и осмотическое давление таких растворов оказывается нормальным, точно так, же не проводят тока водные растворы сахара, спирта, глицерина и другие растворы с нормальным осмотическим давлением.

3. Электролиз с растворимым и нерастворимым анодом

Какие именно электрохимические процессы будут протекать у электродов при электролизе, прежде всего, будет зависеть от соотношения электродных потенциалов соответствующих электрохимических систем. Это означает, что на катоде будут восстанавливаться окисленные формы электрохимических систем. Из нескольких возможных процессов будет протекать тот, осуществление которого сопряжено с минимальной затратой энергии. Это означает, что на катоде будут восстанавливаться окисленные формы электрохимических систем, имеющих наибольший электродный потенциал, а на аноде будут окисляться восстановленные формы систем с наименьшим электродным потенциалом. На протекание некоторых электрохимических процессов оказывает тормозящее действие материал электрода; такие случаи оговорены ниже.

Рассматривая катодные процессы, протекающие при электролизе водных растворов, нужно учитывать величину потенциала процесса восстановления ионов водорода. Этот потенциал зависит от концентрации ионов водорода и в случае нейтральных растворов ($\text{pH}=7$) имеет значение $\varphi = -0,059 \cdot 7 = -0,41$ В. Отсюда ясно, что если электролит образован металлом, электродный потенциал которого значительно положительнее, чем $-0,41$ В, то из нейтрального раствора у катода будет выделяться металл. Такие металлы находятся в ряду напряжений вблизи водорода (начиная приблизительно от олова) и после него. Наоборот, в случае электролитов, металл которых имеет потенциал значительно более отрицательный, чем $-0,41$ В, металл восстанавливаться не будет, а произойдет выделение водорода. К таким металлам относятся металлы начала ряда напряжений – приблизительно до титана. Наконец, если потенциал металла близок к величине $-0,41$ В (металлы средней части ряда – $\text{Zn}, \text{Cr}, \text{Fe}, \text{Ni}$), то в зависимости от концентрации раствора и условий электролиза возможно как восстановление металла, так и выделение водорода; нередко наблюдается совместное выделение металла и водорода.

4. Практическое применение электролиза: электролитическое получение и очистка металлов, на Электролиз широко применяется в различных отраслях промышленности. В химической промышленности электролизом получают такие важные продукты как хлор и щелочи, хлораты и перхлораты, надсерную кислоту и персульфаты, перманганат калия, органические соединения, химически чистые водород, кислород, фтор и ряд других ценных продуктов.

В цветной металлургии электролиз используется для рафинирования металлов, для извлечения металлов из руд. Металлы, которые не могут быть выделены из водных растворов вследствие высокого отрицательного потенциала получают в цветной металлургии электролизом расплавленных сред, в качестве которых служат соли этих металлов, содержащие добавки различных соединений, вводимые с целью понижения температуры плавления расплава, повышения электропроводности и т.д. К числу металлов, получаемых электролизом расплавленных сред относятся алюминий, магний, цирконий, титан, уран, бериллий и ряд других металлов.

Электролиз применяют во многих отраслях машиностроения, радиотехники, электронной, полиграфической промышленности для нанесения тонких покрытий металлов на поверхность изделий для защиты их от коррозии, придания декоративного вида, повышения износостойкости, жаростойкости, получения металлических копий.

В основу классификации промышленных ванн могут быть положены различные признаки. Например, по типу полярности ванны могут быть монополярными, биполярными и комбинированными.

В промышленных ваннах применяются различные типы катодов: неподвижные цельнометаллические, подвижные цельнометаллические(лента), неподвижные пористые неметаллические, насыпные металлические и т.д.

Аноды же могут быть расходные(вступающие в химическую реакцию), растворимые твердые, растворимые жидкие, нерастворимые твердые и пористые, нерастворимые.

несение гальванических покрытий и т.д.

5.Химические источники тока. Аккумуляторы разных типов, их принципиальное устройство и процессы при зарядке и разрядке.

Сочетание разных типов анодов и катодов с учетом целей электролиза приводит к следующим типам электролизеров: горизонтальные с жидким ртутным катодом, с вертикальными катодами и фильтрующей диафрагмой, с горизонтальной диафрагмой, с проточным электролитом, с движущимися электродами, с насыпными электродами и т.д.

Для электролиза могут быть использованы следующие типы электролитов: водные растворы солей, кислот, оснований; неводные растворы в неорганических растворителях; неводные растворы в органических растворителях; расплавленные соли; твердые электролиты; газы.

6.Применение ХИТ в с-х производстве и электронной технике. Понятие о топливных элементах.

При проектировании любого электрохимического производства необходимо выяснить все возможности оптимизации электролизных процессов. Оптимизация условий электролиза имеет большое значение, как при составлении энергетического баланса, так и при определении капиталовложений.

Оптимизации должны быть подвергнуты число ванн, способы очистки электролита, конструкции ванн, материалы электродов, типы электродов. Кроме того очень важно оценить оптимальные значения силы тока, сопротивления электролизной ячейки.

1.16 Лекция №16 (2часа)

Тема: «Коррозия металлов»

1.16.1.Вопросы лекции:

1. Классификация коррозионных процессов и видов коррозии.
2. Химическая и электрохимическая коррозия, причины возникновения, условия протекания.
3. Запись уравнения реакций, протекающих при коррозии в различных средах: атмосферная, почвенная, биокоррозия, электрокоррозия и т.д.
4. Принципы защиты металлов и сплавов от коррозии. Легирование, изоляционные покрытия, металлические покрытия, протекторная защита и электрозащита, ингибирование.

1.16.2. Краткое содержание вопросов

1. Классификация коррозионных процессов и видов коррозии.

Слово коррозия происходит от латинского *corrrodere*, что означает разъедать. Хотя коррозию чаще всего связывают с металлами, но ей подвергаются также камни, пластмассы и другие полимерные материалы и дерево. Например, в настоящее время мы являемся свидетелями большого беспокойства широких слоев людей в связи с тем, что от кислотных дождей катастрофически страдают памятники (здания и скульптуры), выполненные из известняка или мрамора.

Таким образом, коррозией называют самопроизвольный процесс разрушения материалов и изделий из них под химическим воздействием окружающей среды. Процессы физического разрушения к коррозии не относят, хотя часто они наносят не меньший вред памятникам культуры. Их называют истиранием, износом, эрозией.

Классификация коррозионных процессов

По виду (геометрическому характеру) коррозионных разрушений на поверхности или в объёме металла.

По механизму реакций взаимодействия металла со средой (химическая и электрохимическая коррозия).

По типу коррозионной среды

По характеру дополнительных воздействий

2. Химическая и электрохимическая коррозия, причины возникновения, условия протекания.

Коррозия является электрохимической, если при выходе из металлической решётки образующийся катион вступает в связь не с окислителем, а с другими компонентами коррозионной среды; окислителю же передаются электроны, освобождающиеся при образовании катиона. Такой процесс возможен в тех случаях, когда в окружающей среде существуют два типа реагентов, из которых одни (сольватирующие или комплексообразующие) способны соединяться устойчивыми связями с катионом металла без участия его валентных электронов, а другие (окислители) могут присоединять валентные электроны металла, не удерживая около себя катионы.

Коррозия является химической, если после разрыва металлической связи атомы металла непосредственно соединяются химической связью с теми атомами или группами атомов, которые входят в состав окислителей, отнимающих валентные электроны металла. Химическая коррозия возможна в любой коррозионной среде, однако чаще всего она наблюдается в тех случаях, когда коррозионная среда не является электролитом (газовая коррозия, коррозия в неэлектропроводных органических жидкостях). Скорость её чаще всего определяется диффузией частиц металла и окислителя через поверхностную плёнку продуктов коррозии (высокотемпературное окисление большинства металлов газами), иногда — растворением или испарением этой плёнки (высокотемпературное окисление W или Mo), её растрескиванием (окисление Nb при высоких температурах) и изредка — конвективной доставкой окислителя из внешней среды (при очень малых его концентрациях).

3. Запись уравнения реакций, протекающих при коррозии в различных средах: атмосферная, почвенная, биокоррозия, электрокоррозия и т.д.

Коррозия металлов чаще всего сводится к их окислению и превращению в оксиды. В частности, коррозия железа может быть описана упрощенным уравнением



4. Принципы защиты металлов и сплавов от коррозии. Легирование, изоляционные покрытия, металлические покрытия, протекторная защита и электрозащита, ингибирование

Защиту от коррозии следует начинать с правильного подбора химического состава и структуры металла. При конструировании необходимо избегать форм, способствующих задержке влаги. Для защиты металла от коррозии применяют различные способы.

Легирование стали повышает ее антикоррозионные свойства. Например, совершенную стойкость к атмосферной коррозии показывают нержавеющие легированные стали, содержащие в большом количестве хром, который, образуя на поверхности оксидные пленки, приводит сталь в пассивное состояние. Существенно повышается (в 1,5...3 раза) коррозионная стойкость строительных сталей при введении в их состав меди (0,2...0,5 %). Повышенной стойкости нержавеющих сталей против коррозии способствуют также их однородность и небольшое содержание вредных примесей.

Защитные покрытия представляют собой пленки (металлические, оксидные, лакокрасочные и т.п.).

2. МЕТОДИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

2.1 Лабораторная работа 1 (2 часа)

Тема: «Основные классы неорганических соединений. Понятие об идентификации катионов и анионов»

2.1.1 Цель работы: проверить и закрепить знания химической природы основных классов неорганических соединений. Освоить принципы качественного анализа химических веществ

2.1.2 Задачи работы:

1. Уяснить принципы классификации неорганических соединений
2. Разобрать особенности строения, методов получения и химических свойств оксидов, гидроксидов, кислот, их практического значения в сельскохозяйственной и технологической практике
3. Особое внимание уделить изучению комплексных соединений

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Реактивы:

Растворы (2н): карбонат натрия Na_2CO_3 , сульфат натрия Na_2SO_4 , серной H_2SO_4 и соляной HCl кислоты, гидроксид натрия NaOH и калия KOH , хлорид железа (II) FeCl_2 , хлорид алюминия AlCl_3 , сульфат цинка ZnSO_4 , сульфат меди CuSO_4 , хлорид аммония NH_4Cl , хлорид бария BaCl_2 , хлорид висмута BiCl_3 , гидроксид аммония NH_4OH , нитрат ртути $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, иодид калия KI , железосиний квасцы $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, гексацианоферрат (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, роданид калия KSCN .

Оборудование: штатив с пробирками, мерные пробирки, пипетки, фарфоровая чашка, спиртовка, лакмусовая бумага.

2.1.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Амфотерность гидроксидов

В четыре пробирки налейте по 1 мл растворов солей хлорида железа (II), сульфата цинка, хлорида алюминия, сульфата меди. Добавьте к каждому раствору по каплям гидроксид натрия. Полученные осадки разделите на две части и проверьте их растворимость в минеральных кислотах и щелочах. *Запишите уравнения реакций (в молекулярном и ионном виде). Сделайте вывод.*

Опыт 2. Получение летучего основания из соли

К 1 мл раствора хлорида аммония прилейте 0,5 мл раствора гидроксида натрия и содержимое пробирки нагрейте. Над пробиркой поместите полоску лакмусовой бумаги, смоченной дистиллированной водой. Что наблюдаете? *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

Опыт 3. Получение комплексного катиона

К 1 мл раствора сульфата меди прибавьте такой же объем раствора едкого натра. Наблюдайте образование осадка голубого цвета.

К образованному осадку по каплям добавьте раствор аммиака до полного его растворения. Образование аммиака меди, содержащего комплексный катион $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, выразите уравнение реакции. *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

Опыт 4. Получение комплексного аниона

К 0,5 мл раствора нитрата ртути (II) прибавьте 2-3 капли раствора иодида калия. Наблюдайте образование ярко-оранжевого осадка иодида ртути. Продолжайте добавление раствора иодида калия до полного растворения осадка и обесцвечивания раствора. Получающийся бесцветный раствор свидетельствует об образовании комплексного аниона $[\text{HgI}_4]^{2-}$. *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

Опыт 5. Реакция окрашивания пламени

Платиновую или нихромовую проволоку очистите неоднократным смачиванием

в концентрированной соляной кислоте и прокалите в пламени горелки до тех пор, пока пламя не перестанет окрашиваться. Очищенной проволокой подцепите кристалл предложенной соли и внесите в основание пламени спиртовки, а затем переведите в часть пламени с наивысшей температурой. Наблюдайте окрашивание пламени. *Сделайте вывод.*

Опыт 6. Обнаружение катиона серебра Ag^+

В пробирку внесите 2 мл раствора нитрата серебра и прилейте каплю раствора хлорида натрия. Что наблюдаете? *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

Опыт 7. Обнаружение ионов железа (II) Fe^{2+}

Поместите в пробирку 3 капли хлорида железа (II) и прилейте 2-3 капли гексациано-феррата (III) калия. Что наблюдаете? *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

Опыт 8. Открытие катионов железа (III) Fe^{3+}

Поместите в пробирку 3 капли соли хлорида железа (III), подкислите раствор 1-2 каплями соляной кислоты и прибавьте 2-3 капли раствора гексацианоферрата (II) калия. Что наблюдаете? *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

Опыт 9. Обнаружение хлорид ионов Cl^-

К 2 мл раствора хлорида натрия добавьте 3 капли раствора нитрата серебра. Что наблюдаете? *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

Опыт 10. Обнаружение карбонат ионов CO_3^{2-}

В пробирку поместите 1 мл раствора карбоната натрия, прилейте 2н раствор соляной кислоты и быстро закройте пробирку пробкой, в которую вставлена отводная трубка. Другой конец этой трубки опустите в пробирку, в которую налита известковая вода. Что наблюдаете? *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

2.2 Лабораторная работа № 2 (2 часа)

Тема: «Химическая кинетика. Катализ»

2.2.1 Цель работы: научить студентов экспериментальным и расчетным путем определять скорость химической реакции в зависимости от условий среды и химической природы реагентов

2.2.2 Задачи работы:

1. Указать на различие гомо-и гетерогенных реакций
2. пояснить зависимость скорости от концентрации реагирующих веществ, от температуры. Проводить расчеты по уравнению. Вант-Гоффа
3. обосновать механизм действия катализаторов

2.2.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. *Реактивы:*

- *Кристаллические:* нитрат калия KNO_3 , цинк Zn , нитрит калия KNO_2 , оксид марганца (IV) MnO_2 ;

- *Растворы:* серная кислота H_2SO_4 (2 н), тиосульфат натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (2 н), гидроксид натрия NaOH (1 н), хлорид аммония NH_4Cl (2 н), перманганат калия KMnO_4 (0,1 н), пероксид водорода H_2O_2 (3%-ный).

2. *Оборудование:*

штатив с пробирками, секундомер, спиртовка, лучинки.

2.2.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Влияние концентрации веществ на скорость химической реакции.

Заполните три пробирки согласно табличным данным:

Раствор	1	2	3
тиосульфат натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (2н)	1 мл	2мл	3 мл
вода дистиллированная H_2O	2 мл	1мл	-
серная кислота H_2SO_4 (2н)	1 мл	1 мл	1 мл

Последовательность заполнения: в начале во все пробирки наливают тиосульфат натрия, затем воду и в последнюю очередь серную кислоту. В момент добавления серной кислоты включите секундомер и засекайте время до появления первых признаков помутнения. Данные по каждой пробирке занесите в таблицу. Сравните время помутнения раствора в каждой пробирке, *сделайте вывод* о влиянии концентрации веществ на скорость реакции. *Запишите уравнения реакций.*

Опыт 2. Влияние температуры на скорость химической реакции.

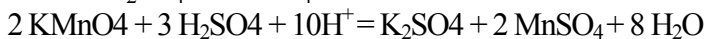
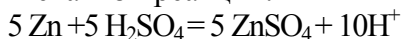
К 1 мл раствора хлорида аммония прибавьте 0,5 мл раствора гидроксида натрия. Ощутите слабый запах аммиака. Нагрейте содержимое пробирки на спиртовке - чувствуется сильный запах аммиака.

Сделайте вывод о влиянии температуры на скорость химической реакции. *Запишите уравнения реакций.*

Опыт 3. Гомогенный катализ.

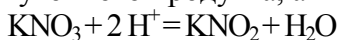
В три пробирки налейте по 2 мл 2н раствора серной кислоты и по 2 мл 0,1н раствора перманганата калия. В первую пробирку насыпьте несколько крупинок нитрата калия, затем в первую и во вторую прибавьте по три кусочка гранулированного цинка. Третья пробирка служит эталоном исходной окраски раствора.

Механизм реакции:



Атомарный водород, выделяющийся из кислоты, восстанавливает перманганат калия.

Нитрат калия играет роль катализатора. Здесь имеет место образование промежуточного продукта, а именно:



Нитрит калия KNO_2 быстро восстанавливает перманганат калия, при этом превращается в исходное вещество - нитрат калия:



Сделайте вывод об изменении скорости реакции от введения в систему катализатора.

Опыт № 4. Гетерогенный катализ.

В пробирку налейте 1 мл 3%-ного раствора перекиси водорода и внесите тлеющую лучинку. Что наблюдаете? Затем прибавьте несколько крупинок диоксида марганца и вновь внесите тлеющую лучинку. Что наблюдаете? *Запишите уравнение реакции* (разложения перекиси водорода). *Сделайте вывод* о гетерогенном катализе.

2.3 Лабораторная работа №3 (2 часа)

Тема: «Химическое равновесие. факторы, влияющие на смещение равновесия»

2.3.1 Цель работы: сформировать четкое представление о закономерностях протекания равновесных химических реакций.

2.3.2 Задачи работы:

1. Дать четкое определение обратимым и необратимым реакциям
2. указать на условия необратимости реакций
3. пояснить факторы, влияющие на смещение равновесия. Принцип Ле Шателье
4. указать влияние различных факторов на смещение химического равновесия

2.3.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Реактивы:

Кристаллические: хлорид аммония NH_4Cl ;

Растворы: хлорид железа FeCl_3 (разб. и конц.), роданид аммония NH_4CNS (разб. и конц.).

2. Оборудование:

штатив с пробирками, пипетки.

2.3.4 Описание (ход) работы:

Смещение химического равновесия изменением концентрации

Химическое равновесие и его смещение изменением концентрации веществ.

В пробирку налейте 5 мл разбавленного раствора хлорида железа и 5 мл разбавленного раствора роданида аммония. Полученный раствор разделите на четыре равные части. Первая пробирка служит эталоном окраски, во вторую добавьте 2 капли концентрированного хлорида железа, в третью пробирку 2 капли концентрированного раствора роданида аммония и в четвертую пробирку - несколько кристалликов хлорида аммония. Сравните окраски полученных растворов с интенсивностью окраски эталона. *Предложите уравнение реакции.*

Запишите выражение константы химического равновесия для данной реакции. Отметьте изменения окраски в пробирках и сделайте вывод о смещении химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ.

2.4 Лабораторная работа №4 (2 часа)

Тема: «Теория электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Ионные уравнения»

2.4.1 Цель работы: научить студентов готовить растворы из навесок веществ и более концентрированных растворов, а также определять концентрации веществ по плотности растворов; освоить понятие электролитической диссоциации. На практических примерах научить определять степень диссоциации вещества, рассчитывать константу электролитической диссоциации вещества и произведение растворимости.

2.4.2 Задачи работы:

1. Указать на процесс диссоциации воды, понятие водородного показателя
2. определить условия, необходимые для смещения ионных равновесий
3. научить определять сильные, слабые электролиты

2.4.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Реактивы:

Растворы: гидроксид железа $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (золь), этиловый спирт, р-р мыла (2%-ный), растительное масло, хлорид железа FeCl_3 (2%-ный), нитрат серебра AgNO_3 , гексацианоферрат калия $\text{K}_3(\text{Fe}(\text{CN})_6)$ (0,001н.), сульфат калия K_2SO_4 (0,001н.), хлорид натрия NaCl (2н.), сернокислый аммоний $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (насыщ.), лед.

2. Оборудование: электронагревательный прибор, диализатор, бюретки, цилиндр на 1л, колбы на 10 и 100мл, пипетки, держатель, штатив с пробирками, мерные пробирки.

2.4.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Получение и очистка коллоидных систем.

а) В пробирку с хорошо подогнанной пробкой налейте 5 мл дистиллированной воды, прибавьте 1 мл растительного масла. Закройте пробирку пробкой и энергично взболтайте. Пробирку поставьте в штатив и отметьте время, прошедшее до полного расслоения жидкостей. Во второй пробирке опыт повторите, прибавив кроме воды и масла 2 мл 2%-ного спиртового раствора мыла. Снова отметьте время, прошедшее до полного расслаивания жидкостей. Объясните роль мыла в повышении устойчивости эмульсии.

Сделайте вывод.

б) В конической колбе нагрейте 85 мл дистиллированной воды до кипячения и осторожно прибавьте к кипящей воде 15 мл 2%-ного раствора хлорида железа (III) (вливайте постепенно). Раствор кипятите 3-5 мин.

Напишите уравнение гидролиза хлорида железа.

Полученный коллоидный раствор охладите в холодной воде и вылейте осторожно в диализатор - стеклянный сосуд, дно которого сделано из полупроницаемой

мембраны. Сосуд опустите в цилиндр с волной. Через 10 мин. возьмите из цилиндра пипеткой 3 мл воды в пробирку и прибавьте 3-4 капли раствора нитрата серебра. Что наблюдается? Какие ионы свободно проходят через мембрану? Изменяется ли окраска воды в цилиндре? Схему диализатора зарисуйте.

Опыт 2. Теплота растворения.

В две пробирки налейте (до 1/3) воды и измерьте ее температуру. В первую пробирку всыпьте 2-3 г азотнокислого аммония, осторожно перемешайте термометром и отметьте самую низкую температуру. Во вторую пробирку поместите несколько кусочков едкого кали и после перемешивания отметьте самую высокую температуру.

Сделайте вывод о тепловых эффектах при растворении этих веществ.

Опыт 3. Изменение объема при растворении.

Налейте в пробирку (до 1/3) воды и осторожно добавьте равный объем спирта. Отметьте положение верхнего уровня жидкости. Закройте пробирку пробкой и хорошо перемешайте. После охлаждения наблюдайте понижение уровня раствора. Объясните происходящее явление. *Сделайте вывод.*

2.5 Лабораторная работа №5 (2 часа)

Тема: «Гидролиз солей. Ионное произведение воды, pH. Методы определения pH»

2.5.1 Цель работы: разобрать на практике свойства и характер кислотных, щелочных и нейтральных растворов. Научиться рассчитывать pH растворов в зависимости от концентрации сильных и слабых электролитов в растворе. Сформировать понятие о буферных растворах.

2.5.2 Задачи работы:

1. указать влияние водородного показателя на ход технологических процессов
2. уточнить зависимость биологических процессов от значения pH
3. продемонстрировать способы измерения pH

2.5.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Реактивы: Растворы: карбонат натрия Na_2CO_3 , сульфат натрия Na_2SO_4 , сульфат алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, ацетат натрия CH_3COONa ; индикаторы - лакмус, фенолфталеин. Исследуемый раствор - водная вытяжка почвы.

2. Оборудование: прибор Михаэлиса, потенциометр, стеклянный и хлорсеребряный электроды, встряхивательная машина, мерные цилиндры на 100 мл, колбы конические на 250 мл с пробками, пипетки на 20 мл, бюретки на 25 мл, стаканчики на 50 мл, пробирки, спиртовка, держатель.

2.5.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Изменение реакции среды при гидролизе солей.

Налейте в три пробирки по 2 мл растворов солей сульфата натрия, карбоната натрия, сульфата алюминия. Добавьте по 2 капли индикатора лакмуса. Отметьте для каждого случая цвет индикатора. Какие соли подвергаются гидролизу?

Запишите уравнение реакции (в молекулярном и ионном виде). Сделайте вывод.

Опыт 2. Влияние температуры на гидролиз.

В пробирку налейте 3 мл раствора ацетата натрия, прибавьте 3 капли фенолфталеина. Нагрейте почти до кипения, отметьте изменение окраски раствора. Как влияет температура на гидролиз?

Запишите уравнение реакции (в молекулярном и ионном виде). Сделайте вывод.

Опыт 3. Колориметрический метод определения pH почвенной вытяжки

Устройство прибора Михаэлиса.

Прибор Михаэлиса состоит из склянки с универсальным индикатором, позволяющим определить pH при интервале от 3 до 8, склянок с одноцветными индикаторами (а-динитрофенолом, у-динитрофенолом, р-нитрофенолом, т-

нитрофенолом), 35 запаянных ампул с буферными растворами – эталонами, компаратора с пробирками, цветной шкалы, акварельной чашки.

Пробирки эталоны делятся на четыре ряда. Каждый ряд соответствует определенному индикатору:

1 ряд: альфа - динитрофенолу с диапазоном pH от 2,8 до 4,4;

2 ряд: гамма - динитрофенолу с диапазоном pH от 4,0 до 5,4;

3 ряд: пара - нитрофенолу с диапазоном pH от 5,4 до 7,0;

4 ряд: мета - нитрофенолу с диапазоном pH от 6,8 до 8,4.

Ход определения активной реакции среды (pH) почвенной вытяжки.

1. Приготовьте почвенную вытяжку. Для этого 10 г почвы поместите в плоскодонную колбу на 100 мл, прилейте 50 мл дистиллированной воды и производите встряхивание в течение 5 минут. Отфильтруйте содержимое колбы через складчатый фильтр.

2. Определите приближенное значение pH почвенной вытяжки.

В фарфоровую чашку налейте 1 мл исследуемого раствора, добавьте 2 капли универсального индикатора. По окраске, согласно шкале, определите pH раствора.

2. Определите точное значение pH.

В пробирку отмерьте 6 мл исследуемой жидкости и добавьте 1 мл частного индикатора, у которого зона перехода окраски находится в пределах приближенного значения pH исследуемого раствора. Содержимое пробирки перемешайте и найдите эталон, соответствующий интенсивности окраски его содержимого. При этом эталон должен содержать такой же индикатор, как и индикатор, добавленный к раствору. Подбор эталона производите при помощи компаратора, помещая пробирку с опытным раствором в среднее гнездо, а эталоны - в правое и левое гнезда рядом с исследуемым раствором. Заменяя эталоны, подберите такой раствор, у которого интенсивность окраски одинакова с исследуемой жидкостью. Запишите точное значение pH исследуемого раствора.

2.6 Лабораторная работа №6 (2 часа)

Тема: «Окислительно-восстановительные реакции. Направления ОВР»

2.6.1 Цель работы: разобрать на практических примерах условия протекания и направление окислительно-восстановительных реакций

2.6.2 Задачи работы:

1. Научить определять степень окисления элементов. Реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов.

2. уметь выделять важнейшие окислители и восстановители

3. показать окислительно-восстановительную двойственность на примере пероксида водорода

4. научить составлять окислительно-восстановительные реакции

- методом электронного баланса;

- методом электронно-ионного баланса

2.6.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Реактивы:

Растворы: иодид калия KI; хлорид железа FeCl₃, серная кислота H₂SO₄, перекись водорода H₂O₂, перманганат калия KMnO₄, крахмальный клейстер.

2. Оборудование:

пробирки, мерная посуда, пипетки.

2.6.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Окислительные свойства ионов железа (III).

К 0,5 мл раствора иодида калия прибавьте равный объем раствора хлорида железа (III), разбавьте водой до 3 мл и добавьте несколько капель крахмального клейстера. Что

наблюдаете? О чем свидетельствует появление синего окрашивания раствора? *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

Опыт 2. Окислительно-восстановительные свойства перекиси водорода.

В пробирку с 0,5 мл раствора иодида калия прибавьте такой же объем серной кислоты и несколько капель раствора перекиси водорода. Выделяется свободный йод, наличие которого можно обнаружить крахмалом.

В пробирку с 0,5 мл перманганата калия прибавьте такое же количество раствора серной кислоты и несколько капель раствора перекиси водорода до обесцвечивания. Наблюдайте выделение газа. Что это за газ?

2.7 Лабораторная работа №7 (2 часа)

Тема: «Электрохимия. Химические источники энергии»

2.7.1 Цель работы: закрепить теоретические знания о процессах окисления-восстановления в электрохимии. Изучить механизм возникновения двойного электрического слоя и принцип работы гальванических элементов. Устройство стандартного водородного электрода. Изучить анодные и катодные процессы, протекающие при электролизе растворов и расплавов электролитов.

2.7.2 Задачи работы:

1. Изучить механизм возникновения двойного электрического слоя
2. изучить анодные и катодные процессы
3. выявить принцип работы гальванического элемента.

2.7.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Растворы: серная кислота H_2SO_4 (2н); сульфат меди $CuSO_4$; хлорид натрия $NaCl$, хлорид магния $MgCl_2$ (10%), соляная кислота HCl (10%), гексацианоферрат калия (красная кровяная соль) $K_3[Fe(CN)_6]$ (2%), дистиллированная вода.

Оборудование: пробирки, мерная посуда

2.7.4 Описание (ход) работы:

Приготовление и анализ аккумуляторной серной кислоты

Опыт 1. Приготовление раствора серной кислоты для аккумуляторов.

Аккумуляторная серная кислота готовится разбавлением химически чистой серной кислоты. Чтобы знать, в каком соотношении нужно разбавить исходную кислоту, необходимо хотя бы примерно знать ее концентрацию. Для этого с помощью ареометра измерьте плотность исходной кислоты, а затем по таблице найдите массовую долю серной кислоты в %.

Зная исходную концентрацию серной кислоты, по правилу креста рассчитайте, в каком соотношении нужно разбавить ее водой, чтобы приготовить 100 г 28% серной кислоты.

Отмерить цилиндром на 100 мл в стакан рассчитанное количество воды, отмерить цилиндром на 50 мл рассчитанное количество серной кислоты. Осторожно, небольшими порциями вливать серную кислоту в воду, помешивая стеклянной палочкой. Дать охладиться приготовленному раствору до комнатной температуры и измерить с помощью ареометра его плотность.

Опыт 2. Анализ технической серной кислоты

Заключение о пригодности серной кислоты для заливки аккумулятора можно сделать только после исследования по нормам.

Однако, в ряде случаев можно ограничиться предварительными качественными исследованиями на содержание некоторых примесей.

1) открытие иона хлора

В пробирку налить 1 мл исследуемой кислоты и около 0,5 мл раствора нитрата серебра. Раствор в пробирке встряхнуть и наблюдать образование осадка или помутнение раствора. Если раствор остается прозрачным, в нем отсутствуют ионы хлора.

Написать уравнение реакции между ионами хлора и серебра.

2) открытие аниона азотной кислоты

На предметное стекло нанести 1 - 2 капли раствора дифениламина в концентрированной серной кислоте и добавить 1 - 2 капли исследуемой кислоты. Появление синего окрашивания свидетельствует о присутствии аниона азотной кислоты или ее ангидрида. Сущность реакции состоит в окислении дифениламина в продукт синего цвета, поэтому такую же реакцию дают ионы трехвалентного железа и другие окислители.

3) открытие иона трехвалентного железа

К 1 мл исследуемой кислоты добавить несколько капель раствора гексацианоферрата калия $K_4[Fe(CN)_6]$. Появление синей окраски указывает на присутствие ионов трехвалентного железа в растворе. Написать уравнение реакции между ионами Fe^{3+} и $[Fe(CN)_6]^{4-}$.

2.8 Лабораторная работа №8 (2 часа)

Тема: «Коррозия металлов»

2.8.1 Цель работы: изучить сущность разрушения металлов, химизм коррозии и методы защиты металлов

2.8.2 Задачи работы:

1. Изучить химизм коррозии
2. Выявить особенности различных видов коррозионных процессов
3. определить способы устранения повреждения металлов.

2.8.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

медная и алюминиевая проволоки, гвозди, цинк, полоски оцинкованного и луженого железа, серная кислота H_2SO_4 (2н); сульфат меди $CuSO_4$; хлорид натрия $NaCl$, хлорид магния $MgCl_2$ (10%), соляная кислота HCl (10%), гексацианоферрат калия (красная кровяная соль) $K_3[Fe(CN)_6]$ (2%), дистиллированная вода. Пробирки, мерная посуда.

2.8.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Коррозия, возникающая при контакте двух различных металлов.

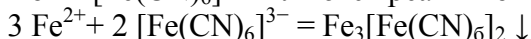
К 1 мл 2 н раствора серной кислоты прибавить кусочек металлического цинка. Интенсивно ли выделяется водород из кислоты? Затем медной проволочкой коснуться кусочка цинка в пробирке. Изменяется ли интенсивность выделения водорода? На каком металле выделяется водород?

Отнять медную проволочку от цинка и убедиться, что интенсивность выделения водорода изменилась.

Объяснить наблюдаемые явления, учитывая образование гальвано-пары при контакте цинка с медью. Каково направление перехода электронов в паре цинк - медь? Составить схему анодного и катодного процессов.

Опыт 2. Влияние электролитов на коррозию металлов.

1) в три пробирки налить - в одну 10% раствор хлорида магния, во вторую - 10% раствор соляной кислоты, в третью - дистиллированную воду. Во все пробирки одновременно опустить по одному хорошо очищенному и обезжиренному гвоздику. Через 15 мин в каждую пробирку налить по несколько капель 2% раствора гексацианоферрата калия. Ионы $[Fe(CN)_6]^{3-}$ являются реактивом на ионы Fe^{3+} , давая с ними синий осадок.



Отметить изменение окраски растворов. В каком случае посинение наибольшее? В какой пробирке посинения нет? О чем говорят наблюдаемые явления? Объяснить роль ионов взятых электролитов в коррозии железа.

2) В две пробирки поместить по куску алюминиевой проволоки и прилить по 1 мл раствора сульфата меди. В одну из пробирок добавить по несколько капель раствора поваренной соли. В каком случае выделяется больше меди и реакция протекает скорее?

Записать уравнение реакции и объяснить наблюдаемые явления. Необходимо иметь в виду, что некоторые ионы способны разрушать защитные пленки металлов. Такие ионы называются активаторами коррозии. Значительным активирующим действием обладают ионы водорода и хлора.

Опыт 3. Анодное и катодное покрытия

В две пробирки с раствором поваренной соли, к которому прибавлено несколько капель гексацианоферрата калия $K_3[Fe(CN)_6]$ опустить полоски

оцинкованного и луженого железа, предварительно сделав на их поверхности в отдельных местах глубокие царапины ножом.

Что наблюдается? Какой образец скорее подвергается коррозии? На основании каких изменений можно ответить на поставленный вопрос?

Составить схемы анодного и катодного процессов для луженого и оцинкованного железа. Сделать заключение о надежности анодного и катодного покрытий.

3. МЕТОДИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ПО ПРОВЕДЕНИЮ СЕМИНАРСКИХ ЗАНЯТИЙ

3.1 Семинарское занятие №1 (2 часа)

Тема: «Стехиометрические законы»

3.1.1 Вопросы к занятию:

1. Понятие химический элемент. Простое и сложное вещество. Определение относительных атомных и молекулярных масс. Основные положения атомно-молекулярного учения.
2. Количество вещества, моль. Молярная масса.
3. Закон сохранения массы веществ. Расчеты по уравнениям химических реакций.
4. Закон Авогадро. Молярный объем. Определение молекулярных масс веществ, находящихся в газообразном состоянии.
5. Химический эквивалент. Молярная масса эквивалента. Фактор эквивалентности. Закон эквивалентов.

3.1.2 Краткое описание проводимого занятия:

1. Прочитайте и осмыслите основные положения занятия.
 - Обратите внимание на экологические проблемы химизации.
 - Осмыслите основополагающие теории и законы, на основании которых необходимо научиться проводить вычисления:
 - а) молекулярной массы и молярной массы вещества;
 - б) количества вещества (массы) по количеству вещества (массе) одного из веществ, участвующих в реакции;
 - в) эквивалента и эквивалентной массы вещества;
 - г) количественных характеристик газообразных веществ;
 - д) нахождения молекулярной формулы газообразного вещества по его плотности, массовой доле элементов или по продуктам сгорания.
2. Подготовьте доклад, сообщение (по выбору студента).
 - 1 Физические и химические явления.
 - 2 Литосфера. Химические элементы и их минералы в земной коре.
 - 3 Гидросфера.
 - 4 Атмосфера. Химия атмосферы.
 - 5 Биосфера. Фотосинтез.
3. Выполните контрольные домашние задания:
 - Составьте сравнительную таблицу, отражающую характеристики вещества и поля.
4. Решите задачи:
 - Что означают следующие записи: $m(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ а.е.м.}$; $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$; $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$?
 - В реторту насыпали порошок цинка, закрыли газоотводную трубку зажимом, реторту взвесили и содержимое прокалили. Когда реторта остыла, ее вновь взвесили. Изменилась ли ее масса и почему? Затем открыли зажим. Остались ли чаши весов в равновесии и почему?
 - Сколько молей составляют и сколько молекул содержат 22г углекислого газа? Вычислите объем, занимаемый данным газом при нормальных условиях.
 - При сгорании 5,00г металла образуется 9,44 г оксида металла. Определите эквивалентную массу металла.
 - При 17°C некоторое количество газа занимает объем 580 мл. Какой объем займет это же количество газа при 100°C, если давление его останется неизменным?
 - Вычислите массу 1 м. куб. воздуха при 17°C и давление 83,2 КПа (624 мм рт.ст.)

3.2 Семинарское занятие №2 (2 часа)

Тема: «Основные классы неорганических соединений. Понятие об идентификации катионов и анионов»

3.2.1 Вопросы к занятию:

1. Оксиды. Классификация, способы получения и химические свойства.
2. Гидроксиды: классификация.
3. Основные гидроксиды (основания): классификация, способы получения и свойства. Диссоциация.
4. Кислотные гидроксиды (кислородсодержащие кислоты) и бескислородные кислоты. Классификация кислот, номенклатура, способы получения и свойства. Диссоциация.
5. Амфотерные гидроксиды.
6. Классификация солей: средние, кислые, основные, двойные, смешанные. Номенклатура.
7. Способы получения, химические свойства солей

3.2.2 Краткое описание проводимого занятия:

1. Прочитайте и осмыслите основные положения занятия.
 - Обратите внимание на принципы классификации неорганических соединений.
 - Уясните особенности строения, методов получения и химических свойств оксидов, гидроксидов, кислот, их практического значения в сельскохозяйственной и технологической практике.
2. Подготовьте доклад, сообщение (по выбору студента):
 - История развития неорганической химии.
 - Классификация химических элементов.
 - Номенклатура неорганических соединений.
 - Практическое применение оксидов, оснований, кислот.
3. Составьте схему классификации неорганических соединений с примерами соединений.
4. Решите задачи:
 - Напишите формулы оксидов, соответствующих соединениям: H_2SiO_3 ; $\text{Cu}(\text{OH})_2$; H_3BO_3 ; $\text{Fe}(\text{OH})_3$
 - Как доказать амфотерный характер ZnO , $\text{Cr}(\text{OH})_3$?
 - Можно ли получить раствор, содержащий одновременно $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и HCl ?

3.3 Семинарское занятие №3 (2 часа)

Тема: «Органические соединения. Полимеры, применение»

3.3.1 Вопросы к занятию:

1. Основные понятия о строении и составе ВМС.
2. Классификация полимеров по:
 - типу звеньев;
 - происхождению;
 - отношению к нагреванию;
 - типу химической реакции, используемой для получения.
3. Органические, неорганические, элементоорганические полимеры. Применение в с/х, свойства.

3.3.2 Краткое описание проводимого занятия:

1. Прочитайте и осмыслите основные положения занятия.
 - Ознакомьтесь с основными понятиями и определениями химии высокомолекулярных соединений.
 - Уясните особенности ВМС, их отличия от низкомолекулярных соединений.
 - Выделите основные методы получения высокомолекулярных соединений.
 - Сопоставьте свойства ВМС с низкомолекулярными соединениями.

- Приведите области применения отдельных представителей ВМС.
- 2. Подготовьте доклад, сообщение (по выбору студента):
Краткий исторический очерк науки о ВМС.
Методы получения гелей, студней.
Экономические аспекты применения полимерных материалов.
- 3. Тезисно законспектируйте материал из учебника, отражающий основные природные и синтетические полимеры, их применение в практической деятельности.
- 4. Решите задачи
 - Приведите примеры образования искусственных и синтетических волокон, являющихся по своей химической природе полиэфирами.
 - Определите среднюю степень полимеризации в образце природного каучука, средняя молярная масса которого равна 200 тыс. г/моль. Изобразите структуру мономерного звена.
 - 28,2 г фенола нагрели с избытком формальдегида в присутствии кислоты. При этом образовалось 5,116 г. воды. Определите среднюю молярную массу полученного высокомолекулярного продукта реакции, считая, что поликонденсация протекает только линейно и фенол полностью вступает в реакцию

3.4 Семинарское занятие №4 (2 часа)

Тема: «Строение атома и периодический закон»

3.4.1 Вопросы к занятию:

1. Элементарные частицы, их заряды. Атомное ядро. Массовые числа. Изотопы, изобары.
2. Двойственная природа электрона. Квантово-механические представления об электроны.
3. Квантовые числа.
4. Строение электронных оболочек. Последовательность заполнения электронных слоев. (правило Клечковского, Принцип Паули, Правило Хунда).
5. Электронные формулы элементов.
6. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.
7. Объяснение свойств элементов с точки зрения строения атома.

3.4.2 Краткое описание проводимого занятия:

1. Прочитайте и осмыслите основные положения занятия.
 - Уточните предпосылки открытия строения атома.
 - Выявите различия в теориях строения атома, предложенных Дж. Томсоном и Э. Резерфордом, их недостатки.
 - Уясните современную модель атома и теории, объясняющие ее.
 - С учетом принципов заполнения электронных орбиталей научитесь составлять электронные формулы элементов.
2. Подготовьте доклад, сообщение (по выбору студента).
 - Исходные представления квантовой механики.
 - Атомные орбитали.
 - Изотопы, изобары, изотоны.
3. Выполните домашние задания:
 - Составьте таблицу, отражающую зависимость значений квантовых чисел от электронных конфигураций атомов элементов.
4. Решите задачи.
 - Определите число протонов, нейтронов, электронов в атоме натрия Na , согласно данным периодической системы.

- Составьте электронную формулу атома кремния и графическую схему заполнения электронами валентных орбиталей этого атома в нормальном и возбужденном состояниях.

- Запишите значения квантовых чисел для электрона, находящегося на 3d - орбитали.

- Составьте электронно-графическую схему ионов Fe (+2) и Fe (+3). Чем можно объяснить особую устойчивость электронной конфигурации иона железа (+3)?

3.5 Семинарское занятие №5 (2 часа)

Тема: «Химическая связь. Строение вещества»

3.5.1 Вопросы к занятию:

1. Образование химической связи – форма выигрыша энергии.
2. Распределение электронной плотности и изменение энергии при сближении атомов водорода с параллельными и антипараллельными спинами..
3. Механизмы образования ковалентной связи:
 - обменный (на примере молекул хлора, хлороводорода, кислорода, азота);
 - донорно-акцепторный (на примере образования ионов аммония и гидроксония).
4. Насыщаемость ковалентной связи:
 - разобрать переходы атомов в возбужденное состояние (распаривание электронов);
 - показать например водородных соединений бора, углерода, азота как определяется положение элемента в периодической системе.
5. Направленность ковалентной связи:
 - форма электронных облаков(*s*, *p*, *d*, *f*);
 - геометрическая конфигурация молекул(длина связи, валентный угол);
 - образование σ – и π - связей.
6. Гибридизация атомных орбиталей:
 - понятие о гибридизации
 - случай sp -гибридизации на примере образования молекулы $BeCl_2$;
 - случай sp^2 -гибридизации на примере образования молекулы BCl_3 ;
 - случай sp^3 -гибридизации на примере образования молекулы CH_4 .

3.5.2 Краткое описание проводимого занятия:

1. Прочитайте и осмыслите основные положения занятия.
 - Определите основные черты и параметры химической связи.
 - Уясните способы обозначения химической связи.
 - Выделите виды химической связи, механизмы их образования, свойства.
 - Ознакомьтесь с особенностями ковалентной связи, ее образованием, описываемого по методам ВС и МО.
 - Осмыслите явления гибридизации атомных орбиталей.
2. Подготовьте доклад, сообщение (по выбору студента).
 - Эволюция представлений о химической связи.
 - Экспериментальные методы исследования строения вещества.
 - Основы квантовых теорий химической связи.
3. Выполните контрольные домашние задания:
 - Схематично укажите направление ориентации гибридных облаков при разных видах гибридизации: sp , sp^2 , sp^3 , sp^3d ;
4. Решите задачи.
 - Рассмотрите с позиций методов ВС и МО возможность образования молекул B_2 , F_2 , BF . Какая из этих молекул наиболее устойчива?
 - Какие типы гибридизации АО углерода соответствуют образованию молекул CH_4 , C_2H_6 , C_2H_4 , C_2H_2 ?
 - Дипольный момент молекулы HCN равен 2,9 Д. Вычислите длину диполя.

3.6 Семинарское занятие №6 (2 часа)

Тема: «Энергетика и направление химических процессов»

3.6.1 Вопросы к занятию:

1. Превращения энергии при химических реакциях. Экзо- и эндотермические реакции.

2. Стандартные термодинамические величины. Термохимические расчеты.

3. Термодинамические величины. Внутренняя энергия и энтальпия.

4. Энтропия и энергия Гиббса

5. Определение теплоты реакции нейтрализации

3.6.2 Краткое описание проводимого занятия:

1. Прочитайте и осмыслите основные положения занятия.

- Уясните основные термины и понятия термодинамики.

- Осмыслите законы и следствия из законов термодинамики, на основании которых умеете производить термохимические расчеты.

- Выявите практическое применение понятий и законов термодинамики в технологических процессах, биологии.

2. Подготовьте доклад, сообщение (по выбору студента).

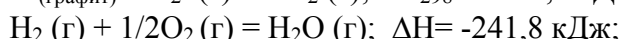
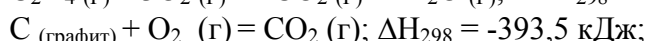
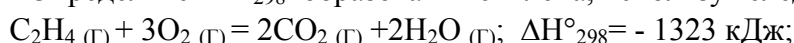
- История термодинамики.

- Важнейшие тепловые эффекты и способы их определения.

- Выполните контрольные домашние задания.

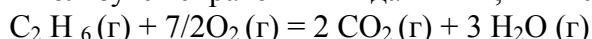
3. Решите задачи.

- Определите ΔH°_{298} образования этилена, используя следующие данные:

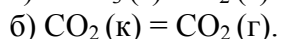
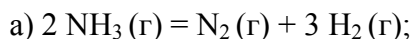


- При соединении 2,1 г железа с серой выделилось 3,77 кДж. Рассчитайте теплоту образования сульфида железа.

- Пользуясь справочными данными, вычислите ΔH°_{298} реакции:



- Не производя вычислений, установите знак изменения энтропии следующих процессов:



- Вычислите ΔG^0 для реакции



- Как изменится скорость образования оксида азота (IV) в соответствии с реакцией $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, если давление в системе увеличить в три раза, а температуру оставить неизменной?

- Температурный коэффициент некоторой реакции равен 2. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции, если повысить температуру на 20 градусов?

3.7 Семинарское занятие №7 (2 часа)

Тема: «Общая характеристика растворов. Растворимость веществ. Способы выражения концентрации растворов»

3.7.1 Вопросы к занятию:

1. Дисперсные системы. Истинные и коллоидные растворы.

2. Растворимость веществ, факторы, влияющие на растворимость (температура, природа вещества, природа растворителя).

3. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворенного вещества в растворе, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, моляльная концентрация, титр, молярная доля, объемная доля

3.7.2 Краткое описание проводимого занятия:

1. Прочитайте и осмыслите основные положения занятия.
 - Уясните признаки классификации и особенности состава дисперсных систем.
 - Обратите внимание на распространение коллоидов в природе, технологических процессах.
 - Выявите особенности строения, свойств коллоидных растворов, на основе которых объяснены многие биологические процессы, созданы методы исследования высокомолекулярных соединений.
2. Решите задачи.
 - Чему равно давление насыщенного пара над 10 %-ным раствором карбамида $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ при $100.^\circ\text{C}$?
 - При какой приблизительно температуре будет кристаллизоваться 40%-ный (по массе) раствор этилового спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$?
 - Определите, какие из предложенных солей будут подвергаться гидролизу: хлорид хрома (III), карбонат калия, нитрат натрия, сульфат калия? Выразите их гидролиз молекулярными и ионными уравнениями. Укажите реакцию среды растворов.
 - В водном растворе концентрация ионов водорода составляет 0,001 моль/л. Вычислите pH раствора.
 - Водородный показатель раствора равен 9. Определите концентрацию ионов водорода и гидроксид-ионов. Какую реакцию среды имеет данный раствор?

3.8 Семинарское занятие №8 (2 часа)

Тема: «Электрохимия. Химические источники энергии»

3.8.1 Вопросы к занятию:

1. Электрохимическая система.
2. Гальванический элемент, принцип его работы.
3. Стандартный водородный электрод сравнения и водородная шкала электродных потенциалов.
4. Химические источники тока. Аккумуляторы разных типов, их принципиальное устройство и процессы при зарядке и разрядке

3.8.2 Краткое описание проводимого занятия:

1. Прочитайте и осмыслите основные положения занятия.
 - Определите основные химические источники электрической энергии, их применение в создании аккумуляторов.
 - Уясните особенности электродных процессов, их значение в технологических процессах.
 - Ознакомьтесь с процессом электролиза и его законами.
 - Выявите значение электрохимической обработки металлов, ее разновидности.
2. Схематично изобразите гальванический элемент Даниэля-Якоби. Укажите химические процессы в данном элементе.
3. Решите задачи.
 - Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых медь служила бы катодом, а в другом-анодом. Напишите уравнения реакций, происходящих при работе этих элементов.
 - Составьте уравнения процессов, протекающих при электролизе расплавов NaOH и NiCl_2 с инертными электродами.

- Напишите уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе водного раствора BaCl_2 с платиновыми электродами.

3.9 Семинарское занятие №9 (2 часа)

Тема: «Коррозия металлов»

3.9.1 Вопросы к занятию:

1. Коррозионные процессы, причины возникновения.
2. Химическая и электрохимическая коррозия.
3. Запись уравнения реакций, протекающих при коррозии в различных средах: атмосферная, почвенная, биокоррозия, электрокоррозия и т.д.
4. Принципы защиты металлов и сплавов от коррозии.

3.9.2 Краткое описание проводимого занятия:

Коррозия - это самопроизвольно протекающий процесс разрушения металла, вызываемого его окислением вследствие химического или электрохимического взаимодействия металла с окружающей средой.

Общеизвестным случаем коррозии является ржавление железа. Коррозия наблюдается и у ряда других металлов (алюминий, медь, свинец и т.д.). Стойкими против коррозии являются лишь благородные металлы (серебро, золото, платина и т.п.).

Из-за коррозии многие ценные свойства металлов утрачиваются. Их прочность и пластичность уменьшаются. Свойства поверхности деталей при коррозии ухудшаются, изменяются и их размеры. При коррозии ухудшаются электрические и магнитные свойства металлов. Неутешительная мировая статистика последних десятилетий показывает, что в ржавчину превращаются миллиарды долларов. Подсчитано, что около 20% ежегодного объема производства металлов теряется из-за коррозионных процессов. Большой вред приносит коррозия в машиностроении, так как из-за коррозионного разрушения одной детали может выйти из строя целый агрегат стоимостью десятки и сотни тысяч рублей. Коррозия снижает точность показаний приборов и стабильность их работы. Незначительная коррозия электрического контакта приводит к его отказу при включении. Борьба с коррозионными процессами является актуальной задачей современной техники.

Основные типы коррозионных разрушений металлов: равномерная, местная, межкристаллическая, коррозионные трещины. По внутреннему механизму коррозионных процессов различают два вида коррозии: химическую (газовая, жидкостная) и электрохимическую (гальванокоррозия, электрокоррозия).

В зависимости от характера среды, окружающей металлы, на практике различают следующие виды коррозии металлов:

1. атмосферная - коррозия металла в атмосферных условиях;
2. аэрационная - разрушение металла, вызываемое неодинаковым доступом воздуха к его частям;
3. почвенная - коррозия металла в почве;
4. биокоррозия - разрушение металлов продуктами жизнедеятельности некоторых микроорганизмов.