

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

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ
ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ**

Б1.Б.07 НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Специальность 36.05.01 Ветеринария

Специализация Ветеринарное дело

Форма обучения очная

СОДЕРЖАНИЕ

1	Конспект лекций.....	3
1.1	Лекция № 1 Вводная лекция. Основные классы неорганических веществ.....	3
1.2	Лекция № 2 Основные понятия и законы химии. Стехиометрия. Химический эквивалент.....	10
1.3	Лекция №3 Стехиометрия. Химический эквивалент. Газовые законы.....	14
1.4	Лекция №4 Химическая кинетика и химическое равновесие.....	18
1.5	Лекция №5 Основы термодинамики. Энергетика химических процессов.....	21
1.6	Лекция №6 Энергетика химических процессов. Основы термохимических расчетов.....	23
1.7	Лекция №7 Теория электролитической диссоциации. Электролиты.....	25
1.8	Лекция №8 Водородный показатель кислотности и щелочности водных растворов. Ионное произведение воды. Растворимость. Гидролиз солей.....	26
1.9	Лекция №9 Растворы. Способы выражения их концентрации. Классификация растворов.....	30
1.10	Лекция №10, 11 Окислительно-восстановительные реакции.....	33
1.12	Лекция №12 Строение атома.....	37
1.13	Лекция №13 Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева	43
1.14	Лекция №14 Химическая связь. Основные типы химической связи. Методы ВС и МО.....	45
1.15	Лекция №15. Комплексные соединения.....	49
2	Методические указания по выполнению лабораторных работ.....	52
2.1	Лабораторная работа № ЛР-1 Оксиды, кислоты, основания.....	52
2.2	Лабораторная работа № ЛР-2 Соли	54
2.3	Лабораторная работа № ЛР-3 Соли.....	55
2.4	Лабораторная работа № ЛР-4 Основные понятия и законы химии.....	56
2.5	Лабораторная работа № ЛР-5 Основные понятия и законы химии.....	58
2.6	Лабораторная работа № ЛР-6 Скорость химических реакций. Химическое равновесие.....	60
2.7	Лабораторная работа № ЛР-7 Энергетика химических процессов.....	61
2.8	Лабораторная работа № ЛР-8 Энергетика химических процессов.....	62
2.9	Лабораторная работа № ЛР-9 ТЭД. Ионное равновесие. Обменные реакции в растворах.....	64
2.10	Лабораторная работа № ЛР-10 Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидролиз солей.....	64
2.11	Лабораторная работа № ЛР-11 Способы выражения концентрации растворов	65
2.12	Лабораторная работа № ЛР-12 Расчеты в титриметрии.....	66
2.13	Лабораторная работа № ЛР-13 Метод нейтрализации.....	66
2.14	Лабораторная работа № ЛР-14 Метод нейтрализации.....	67
2.15	Лабораторная работа № ЛР-15 Окислительно-восстановительные реакции....	69
2.16	Лабораторная работа № ЛР-16 Метод перманганатометрии.....	69
2.17	Лабораторная работа № ЛР-17 Метод йодометрии.....	71
2.18	Лабораторная работа № ЛР-18 Строение атома.....	72
2.19	Лабораторная работа № ЛР-19 Химическая связь.....	73
2.20	Лабораторная работа № ЛР-20 Химическая связь.....	74
2.21	Лабораторная работа № ЛР-21 Двойные и комплексные соединения.....	74
2.22	Лабораторная работа № ЛР-22 Комплексонометрия. Аргентометрия.....	75
2.23	Лабораторная работа № ЛР-23 Хроматографический анализ. Фотоэлектродколориметрия.....	75

1. КОНСПЕКТ ЛЕКЦИЙ

1. 1 Лекция №1 (2 часа).

Тема: «Вводная лекция. Основные классы неорганических веществ »

1.1.1 Вопросы лекции:

1. История возникновения химической науки. Этапы ее становления.
2. Роль химических знаний в медицине, с/х производстве, экологии.
3. Оксиды, классификация, свойства, получение.
4. Основания, классификация, свойства, получение.
5. Кислоты, классификация, свойства, получение.
6. Соли, классификация, свойства, получение.

1.1.2 Краткое содержание вопросов:

1. История возникновения химической науки. Этапы ее становления.

История химии изучает и описывает сложный процесс накопления специфических знаний, относящихся к изучению свойств и превращений веществ; её можно рассматривать как пограничную область знания, которая связывает явления и процессы, относящиеся к развитию химии, с историей человеческого общества. При изучении истории развития химии возможны два взаимно дополняющих подхода: хронологический и содержательный. При хронологическом подходе историю химии принято подразделять на несколько периодов. Следует учитывать, что периодизация истории химии, будучи достаточно условной и относительной, имеет скорее дидактический смысл. При этом на поздних этапах развития науки (в случае химии – уже с начала XIX века) в связи с её дифференциацией неизбежны отступления от хронологического порядка изложения, поскольку приходится отдельно рассматривать развитие каждого из основных разделов науки. Как правило, большинство историков химии выделяют следующие основные этапы её развития: 1. Преалхимический период: до III в. н.э. В преалхимическом периоде теоретический и практический аспекты знаний о веществе развивались относительно независимо друг от друга. Происхождение свойств вещества рассматривала античная натурфилософия, практические операции с веществом являлись прерогативой ремесленной химии. 2. Алхимический период: III – XVII вв. Алхимический период, в свою очередь, разделяется на три подпериода – александрийскую (греко-египетскую), арабскую и европейскую алхимию. Алхимический период – это время поисков философского камня, считавшегося необходимым для осуществления трансмутации металлов. В этом периоде происходило зарождение экспериментальной химии и накопление запаса знаний о веществе; алхимическая теория, основанная на античных философских представлениях об элементах, была тесно связана с астрологией и мистикой. Наряду с химико-техническим "златоделием" алхимический период примечателен также и созданием уникальной системы мистической философии. 3. Период становления (объединения): XVII – XVIII вв. В период становления химии как науки произошла её полная рационализация. Химия освободилась от натурфилософских и алхимических взглядов на элементы как на носители определённых качеств. Наряду с расширением практических знаний о веществе начал вырабатываться единый взгляд на химические процессы и в полной мере использоваться экспериментальный метод. Завершившая этот период химическая революция окончательно придала химии вид самостоятельной (хотя и тесно связанной с другими отраслями естествознания) науки, занимающейся экспериментальным изучением состава тел. 4. Период количественных законов (атомно-молекулярной теории): 1789 – 1860 гг. Период количественных законов, ознаменовавшийся открытием главных количественных закономерностей химии – стехиометрических законов, и формированием атомно-молекулярной теории, окончательно завершил превращение химии в точную науку, основанную не только на наблюдении, но и на измерении. 5. Период классической химии: 1860 г. – конец XIX в.*

Период классической химии характеризуется стремительным развитием науки: были созданы периодическая система элементов, теория валентности и химического строения молекул, стереохимия, химическая термодинамика и химическая кинетика; блестящих успехов достигли прикладная неорганическая химия и органический синтез. В связи с ростом объёма знаний о веществе и его свойствах началась дифференциация химии – выделение её отдельных ветвей, приобретающих черты самостоятельных наук. * В большинстве учебников и учебных пособий при рассмотрении периодизации истории химии за периодом количественных законов следует современный период. Однако, по мнению автора, это не совсем корректно, т. к. в начале XX в. теоретические основания химии претерпели существеннейшие изменения. Вторая половина XIX в. является чрезвычайно важным особым этапом развития химических знаний. В этот период окончательно формируется атомно-молекулярная теория и учение о химических элементах, классические разделы химии, создаётся периодический закон, возникают две новых концептуальных системы химии – структурная химия и учение о химическом процессе. 6. Современный период: с начала XX века по настоящее время. В начале XX века произошла революция в физике: на смену системе знаний о материи, основанной на механике Ньютона, пришли квантовая теория и теория относительности. Установление делимости атома и создание квантовой механики вложили новое содержание в основные понятия химии. Успехи физики в начале XX века позволили понять причины периодичности свойств элементов и их соединений, объяснить природу валентных сил и создать теории химической связи между атомами. Появление принципиально новых физических методов исследования предоставило химикам невиданные ранее возможности для изучения состава, структуры и реакционной способности вещества. Всё это в совокупности обусловило в числе прочих достижений и блестящие успехи биологической химии второй половины XX века – установление строения белков и ДНК, познание механизмов функционирования клеток живого организма.

2. Роль химических знаний в медицине, с/х производстве, экологии.

Медицина и химия. Большую роль играет химия в развитии фармацевтической промышленности: основную часть всех лекарственных препаратов получают синтетическим путем. Благодаря химии совершены многие перевороты в медицине. Без химии у нас не было бы обезболивающих лекарств, снотворных средств, антибиотиков и витаминов. Это несомненно делает химии честь. Химия также помогла справиться с антисанитарией, ведь ещё в XVIII в. врач И. Зиммельвейс обязал медперсонал лечебницы мыть руки в растворе хлорной извести. Смертность больных резко снизилась.

Сельское хозяйство и химия. Исключительно большое значение химия имеет в сельском хозяйстве, которое использует минеральные удобрения, средства защиты растений от вредителей, регуляторы роста растений, химические добавки и консерванты к кормам для животных и другие продукты. Использование химических методов в сельском хозяйстве привело к возникновению ряда смежных наук, например, агрохимии и биотехнологии, достижения которых в настоящее время широко применяются в производстве сельскохозяйственной продукции.

Химические знания – неотъемлемая часть знаний об основах охраны природы, рациональном природопользовании и разумном, не разрушительном преобразовании окружающей среды. Подтверждением связи экологии с химией является открытие немецким химиком Ю. Либихом первого закона экологии – закона минимума. Роль химии в решении экологических проблем на современном этапе значительна: изучая состав, строение и свойства веществ, химия должна объяснить, как ведёт себя то, или иное вещество в атмосфере, почве, водной среде, какие воздействия оказывают оно и продукты его превращений на биологические системы; раскрывая механизмы биогеохимических процессов в природном круговороте элементов, химия способствует решению задачи наиболее естественного «безболезненного» вхождения промышленного производства в природные циклы, делая его частью какой-либо экосистемы; используя разнообразные

методики химико-аналитического контроля состояния объектов окружающей среды или качества готовой продукции ряда отраслей промышленности (пищевой, нефтехимической, микробиологической, фармацевтической и т.д.), химия позволяет получить информацию, необходимую для последующего принятия решений о предотвращении поступления вредных веществ в контролируемые объекты, очистке этих объектов, способах их защиты и т.д.

3. Оксиды, классификация, свойства, получение.

Оксиды - это сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, один из которых кислород, со степенью окисления -2. Лишь один химический элемент - фтор, соединяясь с кислородом, образует не оксид, а фторид кислорода OF_2 . Называются они просто - "оксид + название элемента" Если валентность химического элемента переменная, то указывается римской цифрой, заключённой в круглые скобки, после названия химического элемента.

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)

Классификация оксидов.

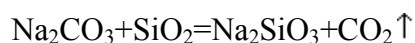
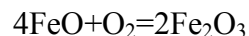


Основным оксидам соответствуют основания, кислотным - кислоты. К *основным* относятся оксиды металлов главных подгрупп I-II групп, а также металлы побочных подгрупп со степенью окисления +1 и +2 (кроме цинка и бериллия). К *кислотным* относят оксиды неметаллов, кроме несолеобразующих, а также оксиды металлов побочных подгрупп со степенью окисления от +5 до +7 (CrO_3 -оксид хрома (VI), Mn_2O_7 - оксид марганца (VII)). Основные реагируют с кислотами, кислотные с основаниями. Третья группа оксидов, реагирует как с кислотами, так и с основаниями, они называются *амфотерными*. К ним относятся оксиды металлов главных и побочных подгрупп со степенью окисления +3, иногда +4, а также цинк и бериллий. Т.е. характер свойств оксидов в первую очередь зависит от степени окисления. Например оксиды хрома CrO (+2 - основной)-> Cr_2O_3 (+3 - амфотерный)-> CrO_3 (+6 - кислотный). В периодической системе в группах слева направо ослабевают основные свойства, усиливаются - кислотные. Сверху вниз в группах усиливаются основные, ослабевают кислотные.

Получение оксидов.

Окисление кислородом	простых веществ	$2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$
	сложных веществ	$2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$
Разложение	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	$4\text{CrO}_3 = 2\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{O}_2$

Окисление низших оксидов
Вытеснение летучего оксида менее летучим

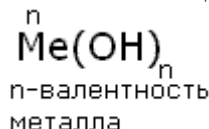


Химические свойства оксидов.

Основные	Амфотерные	Кислотные
<p>Основные-реагируют с избытком кислоты с образованием соли и воды. Основным оксидам соответствуют основания.</p> <p>1. Взаимодействие с водой (оксиды щелочных и щелочноземельных мет.)</p> $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$ <p>2. Все-с кислотами</p> $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ <p>3. С кислотными оксидами</p> $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$ <p>4. С амфотерными оксидами</p> $\text{Li}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{LiAlO}_2$	<p>Амфотерные (ZnO, Al_2O_3, Cr_2O_3, MnO_2)</p> <p>1. Взаимодействуют как с кислотами, так и с основаниями.</p> $\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4]$ <p>2. Реагируют с основными и кислотными оксидами</p> $\text{ZnO} + \text{CaO} = \text{CaZnO}_2$ $\text{ZnO} + \text{SiO}_2 = \text{ZnSiO}_3$	<p>Кислотные-реагируют с избытком щелочи с образованием соли и воды. Кислотным оксидам часто соответствуют кислоты.</p> <p>1. Большинство взаимодействуют с водой</p> $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ <p>2. Со щелочами</p> $\text{NaOH} + \text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p>3. С основными оксидами</p> $\text{SiO}_2 + \text{CaO} = \text{CaSiO}_3$ <p>4. С амфотерными оксидами</p> $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_3 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

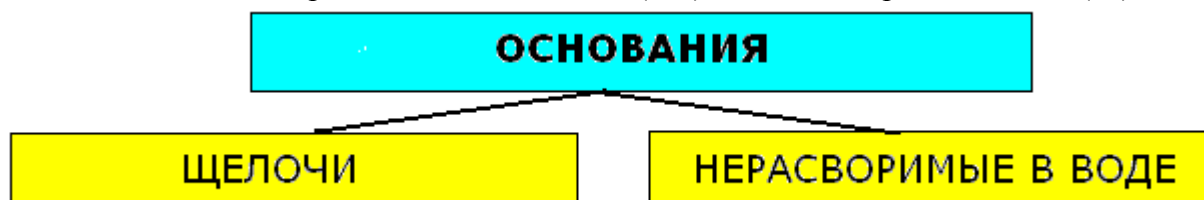
4. Основания, классификация, свойства, получение.

Основания - это сложные вещества, состоящие из атома металла, связанного с одной или несколькими гидроксогруппами-ОН. Общая формула:



По номенклатуре основания называют гидроксидами:

Формула	Название	Формула	Название
LiOH	гидроксид лития	Ca(OH)_2	гидроксид кальция
NaOH	гидроксид натрия	Cu(OH)_2	гидроксид меди(II)
KOH	гидроксид калия	Fe(OH)_2	гидроксид железа(II)



К щелочам относят гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов (LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 , Ba(OH)_2). Остальные - нерастворимые.

К нерастворимым относят так называемые амфотерные гидроксиды, которые при взаимодействии с кислотами выступают как основания, а со щелочью - как кислоты.

Получение оснований.

Щелочи	1. Металл+вода	$2\text{Na} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$ $\text{Ba} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ba(OH)}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
	2. Оксид+вода	$\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH}$

		$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$
	3. Электролиз растворов щелочных металлов	$2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
Нерастворимые основания	Соль+щелочь	$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$

Химические свойства оснований.

Щёлочи	Нерастворимые основания
1. Взаимодействие с кислотами	
$\text{KOH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
2. Взаимодействие с кислотными оксидами	
$2\text{KOH} + \text{CO}_2 = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	не характерны
3. Действие индикаторов	
лакмус-синяя, фенолфталеин-малиновая	окраска не изменяется
4. Взаимодействие с амфотерными оксидами	
$2\text{KOH} + \text{ZnO} = \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	не реагируют
5. Взаимодействие с солями, если образуется малорастворимая соль или малорастворимое основание	
$\text{NaOH} + \text{CuCl}_2 = \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl}$	не реагируют
6. При нагревании	
не разлагаются (кроме LiOH)	$\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$

Амфотерные гидроксиды ($\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и другие.

Взаимодействуют с кислотами	Взаимодействуют с щелочами
$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$

5. Кислоты, классификация, свойства, получение.

Кислоты - сложные вещества, состоящие из одного или нескольких атомов водорода, способных замещаться на атома металлов, и кислотных остатков. Число атомов водорода определяет основность кислот.

Формула кислоты	Название
HCl	хлороводородная, или соляная кислота
HF	фтороводородная, или плавиковая кислота
HI	иодоводородная кислота
HBr	бромоводородная кислота
HNO_2	азотистая кислота
HNO_3	азотная кислота
H_2S	сероводородная кислота
H_2SO_3	сернистая кислота
H_2SO_4	серная кислота
H_2CO_3	угольная кислота
H_2SiO_3	кремниевая кислота
H_3PO_4	фосфорная кислота

Классификация кислот.

КИСЛОТЫ			
КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ		БЕСКИСЛОРОДНЫЕ	
HNO ₂ , HNO ₃ , H ₂ SO ₃ , H ₂ SO ₄ , H ₂ CO ₃ , H ₂ SiO ₃ , H ₃ PO ₄		HCl, HF, HI, H ₂ S	
Получение кислот.			
Кислородсодержащие	1. Кислотный оксид+вода	SO ₃ +H ₂ O=H ₂ SO ₄ P ₂ O ₅ +3H ₂ O=2H ₃ PO ₄	
	2. Неметалл+сильный окислитель	P+5HNO ₃ +2H ₂ O=3H ₃ PO ₄ +5NO	
	3. Соль+менее летучая кислота	NaNO ₃ +H ₂ SO ₄ =HNO ₃ ↑ +NaHSO ₄	
Бескислородные	1. Водород+неметалл	H ₂ +Cl ₂ =2HCl	
	2. Соль+менее летучая кислота	NaCl+H ₂ SO ₄ =2HCl↑+NaHSO ₄	
Химические свойства.			
Кислородсодержащие		Бескислородные	
1. Изменяют окраску индикаторов			
лакмус-красный, метилоранж-красный (только для растворимых кислот)			
2. Взаимодействие с металлами, стоящими до водорода			
H ₂ SO ₄ +Ca=CaSO ₄ +H ₂ ↑		2HCl+Ca=CaCl ₂ +H ₂ ↑	
2. Взаимодействие с основными оксидами			
H ₂ SO ₄ +CaO=CaSO ₄ +H ₂ O		2HCl+CaO=CaCl ₂ +H ₂ O	
3. Взаимодействие с основаниями			
H ₂ SO ₄ +Ca(OH) ₂ =CaSO ₄ +2H ₂ O		2HCl+Ca(OH) ₂ =CaCl ₂ +2H ₂ O	
4. Взаимодействие с амфотерными оксидами			
H ₂ SO ₄ +ZnO=ZnSO ₄ +H ₂ O		2HCl+ZnO=ZnCl ₂ +H ₂ O	
5. Взаимодействие с солями, если образуется малорастворимое, летучее или малодиссоциирующее вещество			
H ₂ SO ₄ +BaCl ₂ =BaSO ₄ +2HCl		2HCl+Na ₂ CO ₃ =2NaCl+H ₂ O+CO ₂ ↑	
6. При нагревании			
Слабые кислоты легко разлагаются H ₂ SiO ₃ =H ₂ O+SiO ₂		H ₂ S=H ₂ +S	

6. Соли, классификация, свойства, получение.

Соли очень разнообразны по составу. Их делят на средние, кислые, основные, двойные, комплексные, смешанные.

Солями называются соединения, образующие при диссоциации в водном растворе положительно заряженные ионы металлов и отрицательно заряженные ионы кислотных остатков, а иногда, кроме них, ионы водорода и гидроксид-ионы.

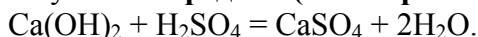
Соли можно рассматривать как продукты замещения атомов водорода в кислоте атомами металлов (или группами атомов):



Или как продукты замещения гидроксогрупп в основном гидроксиде кислотными остатками:



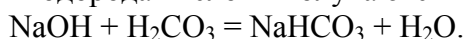
При полном замещении получают **средние (или нормальные) соли**:



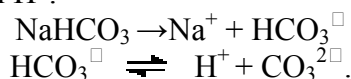
При растворении средних солей образуются катионы металла и анионы кислотного остатка:



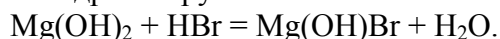
При неполном замещении водорода кислоты получают **кислые соли**:



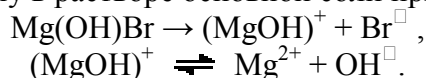
При растворении кислых солей в растворе образуются катионы металла, сложные анионы кислотного остатка, а также ионы, являющиеся продуктами диссоциации этого сложного остатка, в том числе ионы H^+ :



При неполном замещении гидроксогрупп основания - **основные соли**:



При растворении основных солей в растворе образуются анионы кислоты и сложные катионы, состоящие из металла и гидроксогрупп. Эти сложные катионы также способны к диссоциации. Поэтому в растворе основной соли присутствуют ионы OH^- :



Таким образом, в соответствии с данным определением, соли делятся на *средние, кислые и основные*.

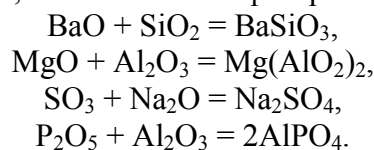
Существуют также некоторые другие типы солей, например: **двойные соли**, в которых содержатся два разных катиона и один анион: $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ (доломит), $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ (сильвинит), $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ (алюмокалиевые квасцы); **смешанные соли**, в которых содержится один катион и два разных аниона: CaOCl_2 (или $\text{CaCl}(\text{OCl})$) – кальциевая соль соляной и хлорноватистой (HOCl) кислот (хлорид-гипохлорит кальция). **Комплексные соли** содержат комплексные катионы или анионы: $\text{K}_3^+[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{-3}$, $\text{K}_4^+[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{-4}$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]^{2+}\text{Cl}_2^-$.

Согласно современным номенклатурным правилам, названия солей образуются из названия аниона в именительном падеже и названия катиона в родительном падеже. Например FeS - сульфид железа (II), $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ - сульфат железа (III). Атом водорода, входящий в состав кислой соли, обозначается приставкой *гидро-* (NaHSO_3 – гидросульфит натрия), а группа OH^- – приставкой *гидроксо-* ($\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – дигидроксохлорид алюминия).

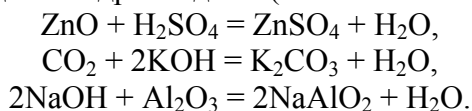
Получение солей

Соли тесно связаны со всеми остальными классами неорганических соединений и могут быть получены практически из любого класса. Большинство способов получения солей уже было обсуждено выше, к ним относятся:

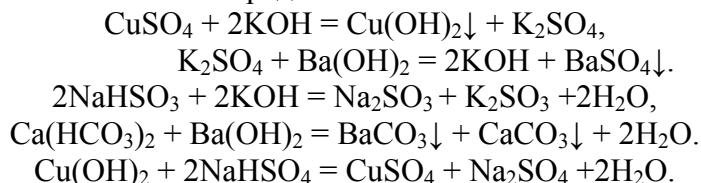
1. Взаимодействие основных, кислотных и амфотерных оксидов друг с другом:



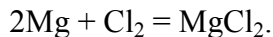
2. Взаимодействие оксидов с гидроксидами (с кислотами и основаниями):



3. Взаимодействие оснований со средними и кислыми солями:



4. Соли бескислородных кислот, кроме того, могут быть получены при непосредственном взаимодействии металлов и неметаллов:



Химические свойства солей

При химических реакциях солей проявляются особенности как катионов, так и анионов, входящих в их состав. Катионы металлов, находящиеся в растворах, могут вступать в реакции с другими анионами с образованием нерастворимых соединений. С другой стороны, анионы, входящие в состав солей, могут соединяться с катионами с образованием осадков или малодиссоциированных соединений (или же в окислительно-восстановительные реакции). Таким образом, соли могут реагировать:

1. С металлами	$\text{Cu} + \text{HgCl}_2 = \text{CuCl}_2 + \text{Hg}$, $\text{Zn} + \text{Pb(NO}_3)_2 = \text{Zn(NO}_3)_2 + \text{Pb}.$
2. С кислотами	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow,$ $\text{AgCl} + \text{HBr} = \text{AgBr}\downarrow + \text{HCl}$
3. С солями	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3,$ $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{Pb(NO}_3)_2 = \text{KNO}_3 + \text{PbCrO}_4\downarrow.$
4. С основаниями	$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu(OH)}_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4,$ $\text{Ni(NO}_3)_2 + 2\text{KOH} = \text{Ni(OH)}_2 + 2\text{KNO}_3.$
5. Многие соли устойчивы при нагревании. Однако, соли аммония, а также некоторые соли малоактивных металлов, слабых кислот и кислот, в которых элементы проявляют высшие или низшие степени окисления, при нагревании разлагаются: $\begin{aligned}\text{CaCO}_3 &= \text{CaO} + \text{CO}_2, \\ 2\text{Ag}_2\text{CO}_3 &= 4\text{Ag} + 2\text{CO}_2 + \text{O}_2, \\ \text{NH}_4\text{Cl} &= \text{NH}_3 + \text{HCl}, \\ 2\text{KNO}_3 &= 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2, \\ 2\text{FeSO}_4 &= \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2 + \text{SO}_3, \\ 4\text{FeSO}_4 &= 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{SO}_2 + \text{O}_2, \\ \text{NH}_4\text{NO}_3 &= \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}.\end{aligned}$	

1. 1 Лекция №2 (2 часа).

Тема: «Основные понятия и законы химии. Стехиометрия. Химический эквивалент»

1.1.1 Вопросы лекции:

1. Основные положения атомно-молекулярного учения в свете современных представлений.
2. Относительная атомная, молекулярная массы веществ, моль, число Авогадро.
3. Закон сохранения массы веществ.
4. Закон постоянства состава.
5. Закон объемных отношений.
6. Закон Авогадро, следствия из него

1.1.2 Краткое содержание вопросов:

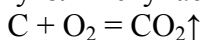
1. Основные положения атомно-молекулярного учения в свете современных представлений.

Атомно-молекулярная теория включает представления о том, что вещества состоят из химически неделимых атомов, составляющих молекулы, которые изменяются в химических реакциях. Атомно-молекулярная теория лежит в основе современной науки, она была сформулирована англичанином Д. Дальтоном в начале XIX века.

Положения атомно-молекулярной теории:

- Материя состоит из атомов.
- Атомы химически неделимы. Они не могут создаваться и разрушаться в химических реакциях.
- Атомы одного химического элемента одинаковы по ряду существенных характеристик (заряд ядра, масса) и отличаются по ним от атомов других химических элементов.
- Для молекул какого-либо вещества всегда характерен определенный атомный состав и количество атомов.
- Масса молекулы равна сумме масс атомов, которые ее составляют.
- В химических реакциях молекулы разрушаются. При физических явлениях молекулы сохраняются.
- В процессе химической реакции количество и атомный состав не меняется. Из атомов исходных веществ образуются молекулы новых веществ.

Например, при сжигании угля (C) вроде бы ничего не остается. Однако это не так, так как образуются углекислый газ, который мы не видим. В углекислый газ (CO₂) входят атомы кислорода. Как известно, горение возможно на воздухе, т. к. в нем есть кислород. Значит уголь вступает в реакцию с кислородом с образованием углекислого газа:



Однако современная наука внесла некоторые изменения в атомно-молекулярную теорию, сформулированную Дальтоном. Не все вещества состоят из молекул. В некоторых атомы образуют кристаллические решетки, где нет начала и конца для каждой молекулы. Есть только повторяющиеся участки, которые условно можно принять за молекулы, чтобы записать формулу вещества. К таким веществам относятся металлы, поваренная соль, алмаз, графит, различные природные минералы и др.

2. Относительная атомная, молекулярная массы веществ, моль, число Авогадро.

Современные методы исследования позволяют определить чрезвычайно малые массы атомов с большой точностью. Так, например, масса атома водорода составляет $1,674 \cdot 10^{-27}$ кг, кислорода — $2,667 \cdot 10^{-26}$ кг, углерода — $1,993 \cdot 10^{-26}$ кг. В химии традиционно используются не абсолютные значения атомных масс, а относительные. В 1961 г. за единицу атомной массы принята атомная единица массы (сокращенно а.е.м.), которая представляет собой $1/12$ часть массы атома изотопа углерода «C». Большинство химических элементов имеют атомы с различной массой. Поэтому относительной атомной массой A_r химического элемента называется величина, равная отношению средней массы атома естественного изотопического состава элемента к $1/12$ массы атома углерода ^{12}C . Относительные атомные массы элементов обозначают A_r , где индекс r — начальная буква английского слова relative — относительный. Записи $A_r(\text{H})$, $A_r(\text{O})$, $A_r(\text{C})$ означают: относительная атомная масса водорода, относительная атомная масса кислорода, относительная атомная масса углерода. Например, $A_r(\text{H}) = 1,6747 \cdot 10^{-27} / (1/12 \cdot 1,993 \cdot 10^{-26}) = 1,0079$. Относительная атомная масса — одна из основных характеристик химического элемента. Относительной молекулярной массой M_r вещества называется величина, равная отношению средней массы молекулы естественного изотопического состава вещества к $1/12$ массы атома углерода ^{12}C . Вместо термина «относительная атомная масса» можно использовать термин «атомная масса». Относительная молекулярная масса численно равна сумме относительных атомных масс всех атомов, входящих в состав молекулы вещества. Она легко подсчитывается по формуле вещества. Например $M_r(\text{H}_2\text{O})$ складывается из

$2A_r(H)=2\cdot 1,00797=2,01594$ $A_r(O)=1\cdot 15,9994=15,9994$ $M_r(H_2O)=18,01534$ Значит, относит. молекулярная масса воды равна 18,01534, округленно, 18. Относит. молекулярная масса показывает, во сколько масса молекулы данного вещества больше $1/12$ массы атома C_{+12} . Так, молекулярная масса воды равна 18. Это означает, что масса молекулы воды в 18 раз больше, чем $1/12$ массы атома C_{+12} . Относит. молекулярная масса — одна из основных характеристик вещества. Моль. Молярная масса. В Международной системе единиц (СИ) за единицу количества вещества принят моль. Моль — это количество вещества, содержащее столько структурных единиц (молекул, атомов, ионов, электронов и других), сколько атомов содержится в 0,012 кг изотопа углерода C_{+12} . Зная массу одного атома углерода ($1,993 \cdot 10^{-26}$ кг), можно вычислить число атомов N_A в 0,012 кг углерода: $N_A=0,012 \text{ кг/моль} = 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ ед/моль}$. Это число называется постоянной Авогадро (обозначение N_A размерность 1/моль), показывает число структурных единиц в моле любого вещества. Молярная масса — величина, равная отношению массы вещества к количеству вещества. Она имеет размерность кг/моль или г/моль; обычно ее обозначают буквой M . Молярную массу вещества легко вычислить, зная массу молекулы. Так, если масса молекулы воды равна $2,99 \cdot 10^{-26}$ кг, то молярная масса $M_r(H_2O) = 2,99 \cdot 10^{-26} \text{ кг} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль} = 0,018 \text{ кг/моль}$, или 18 г/моль. В общем случае молярная масса вещества, выраженная в г/моль, численно равна относительной атомной или относительной молекулярной массе этого вещества. - Например, относительные атомные и молекулярные массы C, Fe, O, H₂O соответственно равны 12, 56, 32, 18, а их молярные массы составляют соответственно 12 г/моль, 56 г/моль, 32 г/моль, 18 г/моль. Молярная масса может быть подсчитана для веществ как в молекулярном, так и в атомном состоянии. Например, относительная молекулярная масса водорода $M_r(H_2) = 2$, а относит. атомная масса водорода $A_r(H) = 1$. Количество вещества, определенное числом структурных единиц (N_A), в обоих случаях одинаково — 1 моль. Однако молярная масса молекулярного водорода 2 г/моль, а молярная масса атомного водорода 1 г/моль. Один моль атомов, молекул или ионов содержит число этих частиц, равное постоянной Авогадро, например 1 моль атомов $C_{+12} = 6,02 \cdot 10^{23}$ атомов C_{+12} 1 моль молекул $H_2O = 6,02 \cdot 10^{23}$ молекул H_2O 1 моль ионов $SO_4^{2-} = 6,02 \cdot 10^{23}$ ионов SO_4^{2-} . Масса и количество вещества — понятия разные. Масса выражается в килограммах (граммах), а количество вещества — в молях. Между массой вещества (m , г), количеством вещества (n , моль) и молярной массой (M , г/моль) существуют простые соотношения: $m=nM$, $n=m/M$ $M=m/n$ По этим формулам легко вычислить массу определенного количества вещества, или определить количество вещества в известной массе его, или найти молярную массу вещества.

3. Закон сохранения массы веществ.

Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции. Закон сохранения массы веществ. (М. В. Ломоносов, 1748 г. ; А. Лавуазье, 1789 г.) Масса всех веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе всех продуктов реакции. Атомно-молекулярное учение этот закон объясняет следующим образом: в результате химических реакций атомы не исчезают и не возникают, а происходит их перегруппировка (т. е. химическое превращение- это процесс разрыва одних связей между атомами и образование других, в результате чего из молекул исходных веществ получаются молекулы продуктов реакции) . Поскольку число атомов до и после реакции остается неизменным, то их общая масса также изменяться не должна. Под массой понимали величину, характеризующую количество материи. В начале 20 века формулировка закона сохранения массы подверглась пересмотру в связи с появлением теории относительности (А. Эйнштейн, 1905 г.) , согласно которой масса тела зависит от его скорости и, следовательно, характеризует не только количество материи, но и ее движение. Полученная телом энергия DE связана с увеличением его массы Δm соотношением $DE = \Delta m \cdot c^2$, где c - скорость света. Это соотношение не используется в химических реакциях, т. к. 1 кДж энергии соответствует изменению массы на $\sim 10^{-11}$ г и

Dm практически не может быть измерено. В ядерных реакциях, где DE в $\sim 10^6$ раз больше, чем в химических реакциях, Dm следует учитывать. Исходя из закона сохранения массы, можно составлять уравнения химических реакций и по ним производить расчеты. Он является основой количественного химического анализа. Составление химических уравнений.

4. Закон постоянства состава.

Закон постоянства состава (Ж. Л. Пруст, 1801—1808 гг.) — любое определенное химически чистое соединение, независимо от способа его получения, состоит из одних и тех же химических элементов, причём отношения их масс постоянны, а относительные числа их атомов выражаются целыми числами. Это один из основных законов химии.

Закон постоянства состава не выполняется для бертоллидов (соединений переменного состава). Однако условно для простоты состав многих бертоллидов записывают как постоянный. Например, состав оксида железа(II) записывают в виде FeO (вместо более точной формулы $Fe_{1-x}O$).

5. Закон объёмных отношений.

Закон объёмных отношений впервые сформулировал в 1802 г французский учёный-химик Жозеф Луи Гей-Люссак.

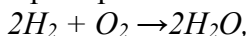
Закон объёмных отношений формулируется так:

Объёмы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу и к объёмам образующихся продуктов реакции как небольшие целые числа.

При этом подразумевается, что давление и температура неизменны.

Другими словами, стехиометрические коэффициенты в уравнениях химических реакций для молекул газообразных веществ показывают, в каких объёмных отношениях реагируют и получаются газообразные вещества.

Пример:



При взаимодействии 2 объёмов водорода и 1 объёма кислорода образуются 2 объёма водяного пара.

6. Закон Авогадро, следствия из него

Среди веществ с различным агрегатным состоянием необходимо выделить газы, которые играют огромную роль не только в нашей жизни, но в различных технологических процессах. Необходимо помнить, что для количественной характеристики любого газа используют давление, температуру и занимаемый объём. Наиболее часто применяют так называемые нормальные условия (н.у.), которые соответствуют давлению $P=10^5$ Па и температуре $T=273$ К.

Согласно закону Авогадро: одинаковые объёмы различных газов при одинаковых условиях (давлении и температуре) содержат одинаковое число молекул.

Большое практическое значение имеет следствие из закона Авогадро: при нормальных условиях (н.у.) один моль любого газа занимает объём, равный 22,4 л.

Объём 22,4 л называют молярным (мольным) объёмом газа и обозначают соответственно $V_M = 22,4$ л/моль.

Пример: углекислый газ CO_2 . Имеем $M(CO_2) = 44$ г/моль. Значит, один моль CO_2 имеет массу 44 г и занимает объём (при н.у.), равный 22,4 л, а также содержит в этом объёме $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул газа.

Нетрудно показать, что связь между массой m и объёмом V конкретного газа при н.у. определяется формулой:

$$m = nM = \frac{V}{V_M} M$$

Если условия, в которых находится газ отличается от нормальных, то используют уравнение Менделеева-Клапейрона, которое связывает все основные параметры идеального газа:

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

где: P - давление газа, Па;
V - объем газа, м³;
m - масса газа, г;
M - молярная масса газа, г/моль;
R - универсальная газовая постоянная, R = 8,31 Дж/(моль·К);
T - температура газа, К.

1. 1 Лекция №3 (2 часа).

Тема: «Стехиометрия. Химический эквивалент. Газовые законы»

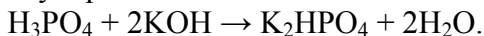
1.1.1 Вопросы лекции:

1. Понятие о химическом эквиваленте.
2. Расчет химических эквивалентов веществ.
3. Закон эквивалентов
4. Методы определения молярной массы газообразных веществ.
5. Основные газовые законы.

1.1.2 Краткое содержание вопросов:

1. Понятие о химическом эквиваленте

Эквивалент – это реальная или условная частица, которая в кислотно-основных реакциях присоединяет (или отдает) один ион H⁺ или OH⁻, в окислительно-восстановительных реакциях принимает (или отдает) один электрон, реагирует с одним атомом водорода или с одним эквивалентом другого вещества. Например, рассмотрим следующую реакцию:



В ходе этой реакции только два атома водорода замещаются на атомы калия, иначе, в реакцию вступают два иона H⁺ (кислота проявляет основность 2). Тогда по определению эквивалентом H₃PO₄ будет являться условная частица 1/2H₃PO₄, т.к. если одна молекула H₃PO₄ предоставляет два иона H⁺, то один ион H⁺ дает половина молекулы H₃PO₄.

С другой стороны, на реакцию с одной молекулой ортофосфорной кислотой щелочь отдает два иона OH⁻, следовательно, один ион OH⁻ потребуется на взаимодействие с 1/2 молекулы кислоты. Эквивалентом кислоты является условная частица 1/2H₃PO₄, а эквивалентом щелочи частица KOH.

Число, показывающее, какая часть молекулы или другой частицы вещества соответствует эквиваленту, называется *фактором эквивалентности (f_э)*. Фактор эквивалентности – это безразмерная величина, которая меньше, либо равна 1.

2. Расчет химических эквивалентов веществ.

Расчет фактора эквивалентности

Частица	Фактор эквивалентности	Примеры
Элемент	$f_{\text{э}} = \frac{1}{B(\text{Э})},$ где B(Э) – валентность элемента	$f_{\text{э}}(\text{Cr})_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = 1/3;$ $f_{\text{э}}(\text{Cr})_{\text{H}_2\text{CrO}_4} = 1/6$
Простое вещество	$f_{\text{э}} = \frac{1}{n(\text{Э}) \cdot B(\text{Э})},$ где n(Э) – число атомов элемента (индекс в химической формуле), B(Э) – валентность элемента	$f_{\text{э}}(\text{H}_2) = 1/(2 \times 1) = 1/2;$ $f_{\text{э}}(\text{O}_2) = 1/(2 \times 2) = 1/4;$ $f_{\text{э}}(\text{Cl}_2) = 1/(2 \times 1) = 1/2;$ $f_{\text{э}}(\text{O}_3) = 1/(3 \times 2) = 1/6$

Оксид	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{Э}) \cdot B(\text{Э})},$ <p>где $n(\text{Э})$ – число атомов элемента (индекс в химической формуле оксида), $B(\text{Э})$ – валентность элемента</p>	$f_{\text{Э}}(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 1/(2 \times 3) = 1/6;$ $f_{\text{Э}}(\text{CrO}) = 1/(1 \times 2) = 1/2;$ $f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{O}) = 1/(2 \times 1) = 1/2;$ $f_{\text{Э}}(\text{P}_2\text{O}_5) = 1/(2 \times 5) = 1/10$
Кислота	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{H}^+)},$ <p>где $n(\text{H}^+)$ – число отданных в ходе реакции ионов водорода (основность кислоты)</p>	$f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/1 = 1$ (основность равна 1) или $f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$ (основность равна 2)
Основание	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{OH}^-)},$ <p>где $n(\text{OH}^-)$ – число отданных в ходе реакции гидроксид-ионов (кислотность основания)</p>	$f_{\text{Э}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1/1 = 1$ (кислотность равна 1) или $f_{\text{Э}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1/2$ (кислотность равна 2)
Соль	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{Me}) \cdot B(\text{Me})} = \frac{1}{n(\text{A}) \cdot B(\text{A})},$ <p>где $n(\text{Me})$ – число атомов металла (индекс в химической формуле соли), $B(\text{Me})$ – валентность металла; $n(\text{A})$ – число кислотных остатков, $B(\text{A})$ – валентность кислотного остатка</p>	$f_{\text{Э}}(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/(2 \times 3) = 1/6$ (расчет по металлу) или $f_{\text{Э}}(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/(3 \times 2) = 1/6$ (расчет по кислотному остатку)
Частица в окислительно-восстановительных реакциях	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n_{\text{Э}}},$ <p>где $n_{\text{Э}}$ – число электронов, участвующих в процессе окисления или восстановления</p>	$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^0$ $f_{\text{Э}}(\text{Fe}^{2+}) = 1/2;$ $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ $f_{\text{Э}}(\text{MnO}_4^-) = 1/5$
Ион	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{ z },$ <p>где z – заряд иона</p>	$f_{\text{Э}}(\text{SO}_4^{2-}) = 1/2$

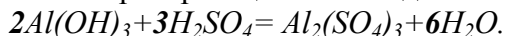
3. Закон эквивалентов

Еще до создания атомно–молекулярного учения было установлено, что простые и сложные вещества вступают в химические реакции в строго определенных массовых соотношениях.

Закон эквивалентов: Все вещества реагируют и образуются в эквивалентных соотношениях.

Эквивалентное соотношение означает одинаковое число моль эквивалентов. Т.о. закон эквивалентов можно сформулировать иначе: **число моль эквивалентов для всех веществ, участвующих в реакции, одинаково.**

Рассмотрим реакцию взаимодействия гидроксида алюминия с серной кислотой:



Из уравнения следует, что 2 моль $\text{Al}(\text{OH})_3$ взаимодействует с 3 моль H_2SO_4 , при этом образуется 1 моль $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и 6 моль H_2O . Таким образом, количество моль реагентов и продуктов (пропорциональное стехиометрическим коэффициентам в уравнении) обычно неодинаково.

Теперь рассмотрим число моль эквивалентов веществ, участвующих в данной реакции. **6** Моль эквивалентов $Al(OH)_3$ взаимодействует с **6** моль эквивалентов H_2SO_4 , при этом образуется **6** моль эквивалентов $Al_2(SO_4)_3$ и **6** Моль эквивалентов H_2O . Таким образом, количество моль эквивалентов реагентов и продуктов всегда одинаково.

	$Al(OH)_3$	H_2SO_4	$Al_2(SO_4)_3$	H_2O
Количество вещества				
$n(B)$, моль	2	\neq 3	\neq 1	\neq 6
Эквивалентное число z	3	2	6	1
Количество эквивалентов				
$n(1/zB)$, моль	6	= 6	= 6	= 6

Для химической реакции, записанной в общем виде:



где A, B – реагенты, C, D – продукты,

a, b, c, d – стехиометрические коэффициенты;

справедливо равенство:

$$n(1/z A) = n(1/z B) = n(1/z C) = n(1/z D) \quad (8)$$

Это выражение (8) является математической записью закона эквивалентов.

4. Методы определения молярной массы газообразных веществ.

Три параметра – объем V , давление P и температура T ($T=273+t$) – определяют физическое состояние газа. Давление $1,013 \cdot 10^5$ Па (760 мм рт. ст.) и температура 273 К или 0°C называют нормальными условиями состояния газа, что в буквенных обозначениях этих величин указывается индексом: P_0, T_0, t_0 . Объем газа при н.у. – V_0 .

Закон Бойля – Мариотта. При постоянной температуре объем данной массы газа изменяется обратно пропорционально давлению:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1};$$

или $V_1 P_1 = V_2 P_2 = V_3 P_3 \dots$, т.е. $V \cdot P = \text{const}$.

Закон Гей-Люссака. При постоянном давлении объем данной массы газа меняется прямо пропорционально абсолютной температуре

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2};$$

При постоянном объеме:

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2};$$

Уравнение Менделеева – Клапейрона. Объединение законов Бойля, Мариотта и Гей-Люссака дает уравнение состояния газа

$$\frac{V_1 P_1}{T_1} = \frac{V_2 P_2}{T_2} \quad \text{или} \quad \frac{V \cdot P}{T} = \frac{V_0 P_0}{T_0}$$

если одно из состояний является нормальным. Для любого газа количеством вещества 1 моль величина $\frac{V_0 P_0}{T_0}$ постоянна и одинакова, поэтому её называют

универсальной газовой постоянной R . Если $\frac{V_0 P_0}{T_0} = R$, то $VP = RT$, а для газа количеством вещества n моль $Vp = nRT$. Так как n равно отношению массы вещества к его молярной

массе, то $Vp = \frac{m}{M} RT$ – это равенство и является **уравнением Менделеева – Клапейрона** в окончательном виде. Числовые значения универсальной газовой постоянной зависят от того, в каких единицах выражены объем и давление газа. Так, в системе СИ единица

объема – кубический метр, а единица давления – паскаль (Па), т.е. сила в 1 ньютон, приходящаяся на 1 м² площади (Н/м²). Ньютон (Н) – сила, сообщаящая массе в 1 кг ускорение в 1 м/с. Джоуль – работа силы в 1 ньютон на расстоянии в 1 м. Подставляя

$$\frac{V_0 P_0}{T_0} = R$$

соответствующие значения в формулу, получим

$$R = \frac{22,415 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 \cdot 1,01330 \cdot 10^5 \text{ Н/м}^2}{\text{моль } 273 \text{ К}} = 8,3144 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$$

Если объем газа измерен в литрах, а давление газа в мегапаскалях (МПа=10⁶Па), то R=0,083л·МПа·моль⁻¹·К⁻¹. В расчетах обычно используют числа, имеющие три значащие цифры, что дает вполне достаточную точность: 22,4910⁻³ м³, 22,4 л, 273 К, 8,31 Дж·моль⁻¹·К⁻¹.

Согласно закону Авогадро, в равных объемах любых газов, взятых при одной и той же температуре и одинаковом давлении, содержится одинаковое число молекул.

Иными словами, одно и то же число молекул любого газа занимает при одинаковых условиях один и тот же объем. Вместе с тем 1 моль любого газа содержит одинаковое число молекул. Следовательно, при одинаковых условиях 1 моль любого газа занимает один и тот же объем. Этот объем называется мольным объемом газа и при нормальных условиях (0⁰С, давление 101,325 кПа) равен 22,4 л.

5. Основные газовые законы

- Бойля - Мариотта при постоянной температуре t°, давление, производимое данной массой газа, обратно пропорционально объему газа:

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{V_2}{V_1}, \text{ при } t^\circ = \text{const.}$$

- Гей - Люссака при постоянном давлении объем газа изменяется прямо пропорционально абсолютной температуре:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}, \text{ при } P = \text{const.}$$

- Шарля: при постоянном объеме давление газа изменяется прямо пропорционально абсолютной температуре.

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2}, \text{ при } V = \text{const.}$$

- Объединенный закон Бойля - Мариотта, Гей - Люссака и Шарля:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0}, \text{ при } V = \text{const.}$$

Закон кратных отношений (открыт в 1803 Дж.Дальтоном).

Если два элемента образуют друг с другом несколько соединений, то на одну и ту же массу одного из них приходится такие массы другого, которые относятся как небольшие целые числа:

	Закись азота N ₂ O	Окись азота NO	Азотистый ангидрид N ₂ O ₃	Двуокись азота NO ₂	Азотный ангидрид N ₂ O ₅
N	63.7	46.7	36.8	30.4	25.9
O	36.3	53.3	63.2	69.6	74.1
Частное O/N	0.57	1.14	1.71	2.28	2.85

Разделив числа нижней строки на 0,57, видим, что они относятся как 1:2:3:4:5.

2) Хлористый кальций образует с водой 4 кристаллогидрата, состав которых выражается формулами: CaCl₂•H₂O, CaCl₂•2H₂O, CaCl₂•4H₂O, CaCl₂•6H₂O, т. е. во всех этих соединениях массы воды, приходящиеся на одну молекулу CaCl₂, относятся как 1: 2: 4: 6.

1. 1 Лекция №4 (2 часа).

Тема: «Химическая кинетика и химическое равновесие»

1.1.1 Вопросы лекции:

1. Понятие химической кинетики, скорости химических реакций
2. Факторы, влияющие на скорость хим. реакций.
3. Правило Вант - Гоффа, энергия активации.
4. Катализ, виды катализа.
5. Обратимые и необратимые химические реакции.
6. Хим. равновесие, как состояние системы.
7. Принцип Ле-Шателье. Факторы, влияющие на сдвиг хим. равновесия.

1.1.2 Краткое содержание вопросов

1. Понятие химической кинетики, скорости химических реакций.

Химическая кинетика или кинетика химических реакций — раздел физической химии, изучающий закономерности протекания химических реакций во времени, зависимости этих закономерностей от внешних условий, а также механизмы химических превращений.

Предметом химической кинетики является изучение всех факторов, влияющих на скорость как суммарного процесса, так и всех промежуточных стадий

Гомогенная реакция- реакция, в которой реагирующие вещества находятся в одной фазе, если в разных - гетерогенной.

Реакция называется простой, если продукт образуется в результате непосредственного взаимодействия молекул (частиц) реагентов

Реакция называется сложной, если конечный продукт получается в результате осуществления двух и более простых реакций(элементарных актов) с образованием промежуточных продуктов

Важным понятием химической кинетики является *скорость химической реакции*. Эта величина определяет, как изменяется концентрация компонентов реакции с течением 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

$$A + B \rightarrow C + D, \text{ скорость можно выразить так:}$$

$$v = \frac{\partial C}{\partial t} = -\frac{\partial A}{\partial t}.$$

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, возведённым в некоторые степени. Кроме концентрации на скорость химической реакции оказывают влияние следующие факторы: природа реагирующих веществ, наличие катализатора, температура (правило Вант-Гоффа) и площадь поверхности раздела фаз.

2. Факторы, влияющие на скорость хим. реакций.

Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ и условий протекания реакции: концентрации c , температуры t , присутствия катализаторов, а также от некоторых других факторов (например, от давления - для газовых реакций, от измельчения - для твердых веществ, от радиоактивного облучения)

3. Правило Вант - Гоффа, энергия активации.

Зависимость скорости реакции от температуры приближенно определяется эмпирическим правилом Вант-Гоффа: *при изменении температуры на каждые 10 градусов скорость большинства реакций изменяется в 2-4 раза.*

Математически правило Вант-Гоффа выражается так:

$$v(T_2) = v(T_1) \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

где $v(T_2)$ и $v(T_1)$ - скорости реакций, соответственно при температурах T_2 и T_1 ($T_2 > T_1$);

γ -температурный коэффициент скорости реакции.

Значение γ для эндотермической реакции выше, чем для экзотермической. Для многих реакций γ лежит в пределах 2-4.

Физический смысл величины γ заключается в том, что он показывает, во сколько раз изменяется скорость реакции при изменении температуры на каждые 10 градусов.

Поскольку скорость реакции и константа скорости химической реакции прямопропорциональны, то выражение (3.6) часто записывают в следующем виде:

$$\frac{k(T_2)}{k(T_1)} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

где $k(T_2)$, $k(T_1)$ - константы скорости реакции соответственно при температурах T_2 и T_1 ;

γ -температурный коэффициент скорости реакции.

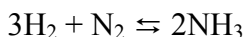
4. Катализ, виды катализа.

Катализ нашел широкое применение в химической промышленности, в частности, в технологии неорганических веществ. Катализ— возбуждение химических реакций или изменение их скорости под влиянием веществ - катализаторов, многократно вступающих в химическое взаимодействие с участниками реакции и восстанавливающих после каждого цикла взаимодействия свой химический состав. Существуют вещества, уменьшающие скорость реакции, которые называются ингибиторами или отрицательными катализаторами. Катализаторы не изменяют состояния равновесия в системе, а лишь облегчают его достижение. Катализатор может одновременно ускорять как прямую, так и обратную реакции, но при этом константа равновесия остается постоянной. Иными словами, катализатор не может изменить равновесие термодинамически невыгодных обратимых реакций, у которых равновесие сдвинуто в сторону исходных веществ.

Сущность ускоряющего действия катализаторов состоит в понижении энергии активации E_a химической реакции за счет изменения реакционного пути в присутствии катализатора.

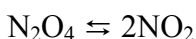
5. Обратимые и необратимые химические реакции.

Обратимые реакции — химические реакции, протекающие одновременно в двух противоположных направлениях (прямом и обратном), например:



Направление обратимых реакций зависит от концентраций веществ — участников реакции. По завершении обратимой реакции, т. е. при достижении химического равновесия, система содержит как исходные вещества, так и продукты реакции.

Простая (одностадийная) обратимая реакция состоит из двух происходящих одновременно элементарных реакций, которые отличаются одна от другой лишь направлением химического превращения. Направление доступной непосредственному наблюдению итоговой реакции определяется тем, какая из этих взаимно-обратных реакций имеет большую скорость. Например, простая реакция



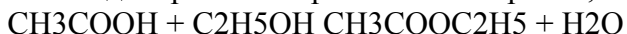
складывается из элементарных реакций



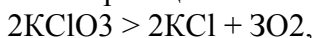
Для обратимости сложной (многостадийной) реакции, необходимо, чтобы были обратимы все составляющие её стадии.

Для *обратимых реакций* уравнение принято записывать следующим образом $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{AB}$.

Две противоположно направленные стрелки указывают на то, что при одних и тех же условиях одновременно протекает как прямая, так и обратная реакция, например

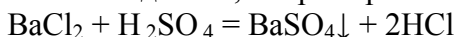


Необратимыми называют такие химические процессы, продукты которых не способны реагировать друг с другом с образованием исходных веществ. Примерами необратимых реакций может служить разложение бертолетовой соли при нагревании

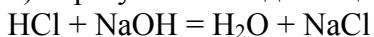


Необратимыми называются такие реакции, при протекании которых:

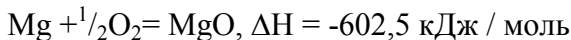
1) образующиеся продукты уходят из сферы реакции - выпадают в виде осадка, выделяются в виде газа, например



2) образуется малодиссоциированное соединение, например вода:



3) реакция сопровождается большим выделением энергии, например горение магния



6. Химическое равновесие, как состояние системы.

Химическое равновесие — состояние химической системы, в котором протекает одна или несколько химических реакций, причём скорости в каждой паре прямой-обратной реакции равны между собой. Для системы, находящейся в химическом равновесии, концентрации реагентов, температура и другие параметры системы не изменяются со временем $\text{A}_2 + \text{B}_2 \rightleftharpoons 2\text{AB}$

7. Принцип Ле-Шателье. Факторы, влияющие на сдвиг хим. равновесия.

Если на равновесную систему воздействовать извне, изменяя какой-нибудь из факторов, определяющих положение равновесия, то в системе усилится то направление процесса, которое ослабляет это воздействие.

- Влияние температуры. Повышение температуры смещает равновесие обратимой реакции в сторону, идущую с поглощением теплоты (эндотермическое

направление), а понижение температуры – в сторону, идущую с выделением теплоты (экзотермическое направление).

- Влияние давления. Изменение давления оказывает влияние только на те системы, где хотя бы одно вещество находится в газообразном состоянии. Увеличение давления в обратимой реакции смещает равновесие в сторону, идущую с уменьшением количества газообразных веществ, т.е. с уменьшением объема, а уменьшение давления – в сторону увеличения количества газообразных веществ.

- Влияние концентрации. Если к системе, находящейся в состоянии равновесия, прибавлять дополнительные количества одного из веществ, участвующих в реакции, то скорости прямого и обратного процессов изменятся таким образом, что система вновь придет в состояние равновесия. Иначе говоря, в равновесной системе нельзя изменить концентрацию только одного из веществ, не вызывая изменений концентраций всех остальных.

1. 1 Лекция №5 (2 часа).

Тема: «Основы термодинамики. Энергетика химических процессов»

1.1.1 Вопросы лекции:

1. Понятие термодинамики.
2. Тепловой эффект хим. реакций. Термохимия.
3. Теплоты сгорания и образования.
4. Энтальпия системы.

1.1.2 Краткое содержание вопросов:

1. Понятие термодинамики.

Термодинамика – наука, изучающая взаимные переходы теплоты и работы в равновесных системах и при переходе к равновесию.

Термодинамика изучает:

- Переходы энергии из одной формы в другую, от одной части системы к другой;
- Энергетические эффекты, сопровождающие различные физические и химические процессы и зависимость их от условий протекания данных процессов;
- Возможность, направление и пределы самопроизвольного протекания процессов в рассматриваемых условиях.

Объект изучения термодинамики – термодинамическая система - группа тел, находящихся во взаимодействии, мысленно или реально обособленные от окружающей среды.

Системы бывают:

Изолированная система - система, которая не обменивается с окружающей средой ни веществом, ни энергией.

Закрытая система - система, которая обменивается с окружающей средой энергией, но не обменивается веществом.

Открытая система - система, которая обменивается с окружающей средой и веществом, и энергией.

Гомогенная система - система, внутри которой нет поверхностей, разделяющих отличающиеся по свойствам части системы (фазы).

2. Тепловой эффект химической реакции. Термохимия.

Тепловым эффектом химической реакции называется теплота, которая выделяется или поглощается в ходе химической реакции. *Стандартным тепловым эффектом химической реакции* называется теплота, которая выделяется или поглощается в ходе

химической реакции при стандартных условиях. Все химические процессы можно разделить на две группы: экзотермические и эндотермические.

Экзотермические – это реакции, при которых происходит выделение теплоты в окружающую среду. При этом запас внутренней энергии исходных веществ (U_1) больше, чем образующихся продуктов (U_2). Следовательно, $\Delta U < 0$, а это приводит к образованию термодинамически устойчивых веществ.

Эндотермические это реакции, при которых происходит поглощение теплоты из окружающей среды. При этом запас внутренней энергии исходных веществ (U_1) меньше, чем образующихся продуктов (U_2). Следовательно, $\Delta U > 0$, а это приводит к образованию термодинамически неустойчивых веществ. В отличие от термодинамики, в термохимии выделяемую теплоту считают положительной, а поглощаемую – отрицательной. Теплота в термохимии обозначается Q . Единица измерения теплоты – Дж/моль или кДж/моль. В зависимости от условий протекания процесса, различают изохорный и изобарный тепловые эффекты.

Изохорным (Q_V) тепловым эффектом называют количество теплоты, которое выделяется или поглощается в ходе данного процесса при постоянном объеме ($V = \text{const}$) и равенстве температур конечного и начального состояния ($T_1 = T_2$).

Изобарным (Q_p) тепловым эффектом называют количество теплоты, которое выделяется или поглощается в ходе данного процесса при постоянном давлении ($p = \text{const}$) и равенстве температур конечного и начального состояния ($T_1 = T_2$).

Для жидких и твердых систем изменение объема мало и можно принять, что $Q_p \gg Q_V$. Для газообразных систем

$$Q_p = Q_V - \Delta nRT,$$

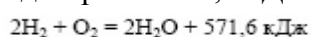
где Δn – изменение числа молей газообразных участников реакции

$$\Delta n = \dot{n}_{\text{прод. реакции}} - \dot{n}_{\text{исх. веществ.}}$$

Во всех случаях преобразование части внутренней (химической) энергии в тепловую (или другие виды) и наоборот, тепловой в химическую происходит в строгом соответствии с законом сохранения энергии и первым законом термодинамики.

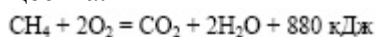
3. Теплоты сгорания и образования.

Теплотой образования называется количество теплоты, выделяющейся при образовании 1 моль вещества. Например, тепловой эффект реакции водорода с кислородом равен 571,6 кДж.



В реакции образуется 2 моль воды, значит теплота образования воды равна $571,6/2$ кДж = 285,8 кДж.

Теплотой сгорания вещества называется теплота, выделяющаяся при сгорании 1 моль вещества.



4. Энтальпия системы.

Энтальпия, также *тепловая функция* и *теплосодержание* — термодинамический потенциал, характеризующий состояние системы в термодинамическом равновесии при выборе в качестве независимых переменных давления, энтропии и числа частиц.

Проще говоря, энтальпия — это та энергия, которая доступна для преобразования в теплоту при определенном постоянном давлении.

Если термомеханическую систему рассматривать как состоящую из макротела (газа) и поршня площадью S с грузом весом $P = pS$, уравнивающего давление газа p внутри сосуда, то такая система называется *расширенной*.

Энтальпия или энергия расширенной системы E равна сумме внутренней энергии газа U и потенциальной энергии поршня с грузом $E_{\text{пот}} = pSx = pV$

$$H = E = U + pV$$

Таким образом, энтальпия в данном состоянии представляет собой сумму внутренней энергии тела и работы, которую необходимо затратить, чтобы тело объёмом V ввести в окружающую среду, имеющую давление p и находящуюся с телом в равновесном состоянии. Энтальпия системы H — аналогично внутренней энергии и другим термодинамическим потенциалам — имеет вполне определенное значение для каждого состояния, то есть является функцией состояния. Следовательно, в процессе изменения состояния

$$\Delta H = H_2 - H_1$$

Изменение энтальпии (или Тепловой эффект химической реакции) не зависит от пути процесса, определяясь только начальным и конечным состоянием системы. Если система каким-либо путём возвращается в исходное состояние (круговой процесс), то изменение любого её параметра, являющегося функцией состояния, равно нулю, отсюда $\Delta H = 0$

1. 1 Лекция №6 (2 часа).

Тема: «Энергетика химических процессов. Основы термохимических расчетов.»

1.1.1 Вопросы лекции:

1. Закон Гесса и следствия из него (1начало термодинамики)
2. Основные термодинамические функции.
3. Второе начало термодинамики.
4. Третье начало термодинамики.

1.1.2 Краткое содержание вопросов:

1. Закон Гесса и следствия из него (1начало термодинамики)

Закон Гесса — основной закон термохимии, который формулируется следующим образом:

- *Тепловой эффект химической реакции, проводимой в изобарно-изотермических или изохорно-изотермических условиях, зависит только от вида и состояния исходных веществ и продуктов реакции и не зависит от пути её протекания.*

Иными словами, количество теплоты, выделяющееся или поглощающееся при каком-либо процессе, всегда одно и то же, независимо от того, протекает ли данное химическое превращение в одну или в несколько стадий (при условии, что температура, давление и агрегатные состояния веществ одинаковы). Например, окисление глюкозы в организме осуществляется по очень сложному многостадийному механизму, однако суммарный тепловой эффект всех стадий данного процесса равен теплоте сгорания глюкозы.

2. Основные термодинамические функции.

Основными термодинамическими функциями являются внутренняя энергия U , энтальпия H , энтропия S , свободная энергия F , свободная энтальпия G .

Внутренняя энергия (U) системы – это суммарная энергия частиц системы без учета потенциальной и кинетической энергий с системы как целого. Внутренняя энергия частиц складывается из кинетической энергии поступательного, колебательного и вращательного движения частиц, а также из потенциальной энергии сил притяжения и отталкивания, действующих между частицами.

Энтальпия (H) - термодинамическая функция состояния системы, применяемая для изобарных процессов, учитывающая внутреннюю энергию и энергию, затрачиваемую на преодоление внешнего давления. Энтальпия H - это свойство вещества, являющееся мерой энергии, накапливаемой веществом при его образовании. Часто энтальпию вещества называют его теплосодержанием. Размерность энтальпии – [кДж/моль].

Энтропия - это термодинамическая функция состояния системы, которая отражает вероятность реализации того или иного состояния системы в процессе теплообмена. Энтропия – это мера неупорядоченности состояния системы; стремление частиц (молекул, ионов, атомов) к хаотическому движению. По изменению энтропии в ходе реакции можно судить о переходе системы от более упорядоченного состояния к менее упорядоченному или наоборот. Энтропия возрастает ($\Delta S > 0$) с увеличением движения частиц при нагревании, испарении, плавлении, расширении газа, при ослаблении или разрыве связей между атомами и т.п.

Самопроизвольное протекание изобарно – изотермического процесса определяется двумя факторами: энтальпийным, связанным с уменьшением энтальпии системы (ΔH), и энтропийным $T\Delta S$, обусловленным увеличением беспорядка в системе вследствие роста ее энтропии. Разность этих термодинамических факторов является функцией состояния системы, называемой изобарно-изотермическим потенциалом или свободной энергией Гиббса (ΔG): $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$. Размерность энергии Гиббса кДж/моль. При постоянном давлении и температуре ($p = \text{const}$, $T = \text{const}$) реакция самопроизвольно протекает в том направлении, которому отвечает убыль энергии Гиббса. Если $\Delta G < 0$, то реакция самопроизвольно протекает в прямом направлении. Если $\Delta G > 0$, то самопроизвольное протекание процесса в прямом направлении в данных условиях невозможно, а возможно протекание обратного процесса. Если $\Delta G = 0$, то реакция может протекать как в прямом направлении, так и в обратном, и система находится в состоянии равновесия. Изменение энергии Гиббса в ходе химической реакции ($\Delta \text{clip_image011}$) не зависит от пути процесса и может быть рассчитано по следствию из закона Гесса: изменение энергии Гиббса в результате химической реакции равно сумме энергий Гиббса продуктов реакции за вычетом суммы энергий Гиббса исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов.

3. Второе начало термодинамики.

Существуют несколько эквивалентных формулировок второго закона термодинамики:

- Постулат Клаузиуса: *«Невозможен круговой процесс, единственным результатом которого является передача теплоты от менее нагретого тела к более нагретому»* (такой процесс называется *процессом Клаузиуса*).
- Постулат Томсона (Кельвина): *«Невозможен круговой процесс, единственным результатом которого было бы производство работы за счёт охлаждения теплового резервуара»* (такой процесс называется *процессом Томсона*).

Эквивалентность этих формулировок легко показать. В самом деле, допустим, что постулат Клаузиуса неверен, то есть существует процесс, единственным результатом которого была бы передача тепла от более холодного тела к более горячему. Тогда возьмём два тела с различной температурой (нагреватель и холодильник) и проведём несколько циклов тепловой машины, забрав тепло Q_1 у нагревателя, отдав Q_2 холодильнику и совершив при этом работу $A = Q_1 - Q_2$. После этого воспользуемся процессом Клаузиуса и вернём тепло Q_2 от холодильника нагревателю. В результате получается, что мы совершили работу только за счёт отъёма теплоты от нагревателя, то есть постулат Томсона тоже неверен.

С другой стороны, предположим, что неверен постулат Томсона. Тогда можно отнять часть тепла у более холодного тела и превратить в механическую работу. Эту работу можно превратить в тепло, например, с помощью трения, нагрев более горячее тело. Значит, из неверности постулата Томсона следует неверность постулата Клаузиуса.

Таким образом, постулаты Клаузиуса и Томсона эквивалентны.

4. Третье начало термодинамики

Третье начало термодинамики может быть сформулировано так:

«Приращение энтропии при абсолютном нуле температуры стремится к конечному пределу, не зависящему от того, в каком равновесном состоянии находится система».

Третье начало термодинамики относится только к равновесным состояниям.

Поскольку на основе второго начала термодинамики энтропию можно определить только с точностью до произвольной аддитивной постоянной (то есть, определяется не сама энтропия, а только её изменение):

$$dS = \frac{\delta Q}{T},$$

третье начало термодинамики может быть использовано для точного определения энтропии. При этом энтропию равновесной системы при абсолютном нуле температуры считают равной нулю.

Третье начало термодинамики позволяет находить абсолютное значение энтропии, что нельзя сделать в рамках классической термодинамики (на основе первого и второго начал термодинамики). В классической термодинамике энтропия может быть определена лишь с точностью до произвольной аддитивной постоянной S_0 , что не мешает термодинамическим исследованиям, так как реально измеряется разность энтропий (S_0) в различных состояниях. Согласно третьему началу термодинамики, при $T \rightarrow 0$ значение $\Delta S \rightarrow 0$.

1. 1 Лекция №7 (2 часа).

Тема: «Теория электролитической диссоциации. Электролиты.»

1.1.1 Вопросы лекции:

1. Сильные и слабые электролиты.
2. Механизм электролитической диссоциации.
3. Основные положения ТЭД.
4. Степень диссоциации, константа диссоциации.
5. Ионные уравнения реакций

1.1.2 Краткое содержание вопросов:

1. Сильные и слабые электролиты.

Электролит — вещество, которое проводит электрический ток вследствие диссоциации на ионы, что происходит в растворах и расплавах, или движения ионов в кристаллических решётках твёрдых электролитов. Примерами электролитов могут служить водные растворы кислот, солей и оснований и некоторые кристаллы (например, иодид серебра, диоксид циркония). Электролиты — проводники второго рода, вещества, электропроводность которых обусловлена подвижностью положительно или отрицательно заряженных ионов.

Все электролиты делятся на две группы:

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

2. *Слабые электролиты* — степень диссоциации меньше единицы (то есть диссоциируют не полностью) и уменьшается с ростом концентрации. К ним относят воду, ряд кислот (слабые кислоты, такие как HF), основания p-, d- и f-элементов.

Между этими двумя группами чёткой границы нет, одно и то же вещество может в одном растворителе проявлять свойства сильного электролита, а в другом — слабого.

2. Механизм электролитической диссоциации.

Механизм электролитической диссоциации ионных веществ

При растворении соединений с ионными связями (например, NaCl) процесс гидратации начинается с ориентации диполей воды вокруг всех выступов и граней кристаллов соли.

Ориентируясь вокруг ионов кристаллической решетки, молекулы воды образуют с ними либо водородные, либо донорно-акцепторные связи. При этом процессе выделяется большое количество энергии, которая называется энергией гидратации.

Энергия гидратации, величина которой сравнима с энергией кристаллической решетки, идет на разрушение кристаллической решетки. При этом гидратированные ионы слой за слоем переходят в растворитель и, перемешиваясь с его молекулами, образуют раствор.

Механизм электролитической диссоциации полярных веществ

Аналогично диссоциируют и вещества, молекулы которых образованы по типу полярной ковалентной связи (полярные молекулы). Вокруг каждой полярной молекулы вещества (например, HCl), определенным образом ориентируются диполи воды. В результате взаимодействия с диполями воды полярная молекула еще больше поляризуется и превращается в ионную, далее уже легко образуются свободные гидратированные ионы.

3. Основные положения ТЭД.

Теория электролитической диссоциации (С. Аррениус, 1887г.)

- При растворении в воде (или расплавлении) электролиты распадаются на положительно и отрицательно заряженные ионы (подвергаются электролитической диссоциации).
- Под действием электрического тока катионы (+) двигаются к катоду (-), а анионы (-) – к аноду (+).
- Электролитическая диссоциация - процесс обратимый (обратная реакция называется моляризацией).

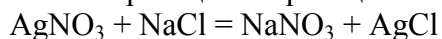
4. Степень диссоциации, константа диссоциации.

Степень электролитической диссоциации (α) зависит от природы электролита и растворителя, температуры и концентрации. Она показывает отношение числа молекул, распавшихся на ионы (n) к общему числу молекул, введенных в раствор (N).

$$\alpha = n / N \quad 0 < \alpha < 1$$

5. Ионные уравнения реакций

Ионные реакции — реакции между ионами в растворе. Например, реакцию



можно представить в ионном виде (реакция расписывается на ионы, не расписываются осадки, газы, вода, слабые кислоты и основания, а также малорастворимые и нерастворимые соединения) например AgCl нерастворим в воде и на ионы не расписывается:



Одинаковые ионы сокращаются и получается сокращенное ионное уравнение. Так как взаимодействие произошло между ионами Ag^+ и ионами Cl^- , то выражение



и есть ионное уравнение рассматриваемой реакции. Оно проще молекулярного и в то же время отражает сущность происходящей реакции.

1. 1 Лекция №8 (2 часа).

Тема: «Водородный показатель кислотности и щелочности водных растворов. Ионное произведение воды. Растворимость. Гидролиз солей.»

1.1.1 Вопросы лекции:

1. Ионное произведение воды.

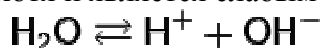
2. Водородный показатель.
3. Определение гидролиза веществ, случаи гидролиза солей.
4. Константа гидролиза солей, степень гидролиза.
5. Значение гидролиза солей.
6. Растворимость веществ

1.1.2 Краткое содержание вопросов:

1. Ионное произведение воды.

Ионное произведение воды — произведение концентраций ионов водорода H^+ и ионов гидроксида OH^- в воде или в водных растворах, константа автопротолиза воды.

Вода, хотя и является слабым электролитом, в небольшой степени диссоциирует:



Равновесие этой реакции сильно смещено влево. Константу диссоциации воды можно вычислить по формуле:

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} \quad (1)$$

где:

- $[H^+]$ — концентрация ионов гидроксония (протонов);
- $[OH^-]$ — концентрация гидроксид-ионов;
- $[H_2O]$ — концентрация воды (в молекулярной форме) в воде;

Концентрация воды в воде, учитывая её малую степень диссоциации, величина практически постоянная и составляет $(1000 \text{ г/л}) / (18 \text{ г/моль}) = 55,56 \text{ моль/л}$.

При $25^\circ C$ константа диссоциации воды равна $1,8 \cdot 10^{-16} \text{ моль/л}$. Уравнение (1) можно переписать как:

$$K [H_2O] = [H^+][OH^-] \quad (2)$$

Обозначим произведение $K \cdot [H_2O] = K_w = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ моль/л} \cdot 55,56 \text{ моль/л} = 10^{-14} \text{ моль}^2/\text{л}^2 = [H^+][OH^-]$ (при $25^\circ C$).

Константа K_w , равная произведению концентраций протонов и гидроксид-ионов, называется ионным произведением воды. Она является постоянной не только для чистой воды, но также и для разбавленных водных растворов веществ. С повышением температуры диссоциация воды увеличивается, следовательно, растёт и K_w , при понижении температуры — наоборот.

2. Водородный показатель.

Водородный показатель, pH (лат. *pondus Hydrogenii* — «вес водорода», произносится «пэ аш») — мера активности (в очень разбавленных растворах она эквивалентна концентрации) ионов водорода в растворе, количественно выражающая его кислотность. Равен по модулю и противоположен по знаку десятичному логарифму активности водородных ионов, выраженной в молях на один литр:

$$pH = -\lg [H^+]$$

3. Определение гидролиза веществ, случаи гидролиза солей.

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);

Как катион может взаимодействовать с водой? Отмечаем, что катион это положительная частица, а молекула воды полярна, условно можно представить ее состоящей из положительно поляризованного атома водорода и отрицательно поляризованной гидроксильной группы. Какую же часть молекулы воды оторвет и присоединит к себе катион? Ученики с удовольствием отвечают: “гидроксильную группу!” Ответ подтверждаем записью уравнения, отмечая обратимость реакции:



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? А теперь проверим нашу гипотезу (следует демонстрация опыта).

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).

Совместный гидролиз. Из самого названия следует, что в этом случае в растворе протекают две выше рассмотренные реакции. Предлагаем школьникам проанализировать их и сделать вывод о реакции среды. Опровергаем (можно экспериментом) представление о том, что среда будет нейтральной. Одинаковое число ионов водорода и гидроксид-ионов только на бумаге. На самом деле здесь протекают две независимые обратимые реакции, и каких ионов в растворе окажется больше, зависит от степени протекания каждой реакции. А это, в свою очередь, зависит от того, что слабее, кислота или основание. Если слабее основание, то в большей степени будет протекать гидролиз по катиону и среда раствора будет кислой. Если слабее основание – наоборот. Как исключение, возможен случай, когда среда будет почти нейтральной, но это только исключение.

Одновременно обращаем внимание учащихся на то, что связывание гидроксид-ионов и ионов водорода в воду приводит к уменьшению их концентрации в растворе. Предлагаем вспомнить принцип Ле Шателье и подумать, как это повлияет на равновесие. Подводим их к выводу, что при совместном гидролизе степень его протекания будет значительно выше, и, в отдельных случаях, это может привести к полному гидролизу.

Полный гидролиз. Для полного протекания гидролиза нужно, чтобы соль была образована очень слабой кислотой и очень слабым основанием. Кроме того, желательно, чтобы один из продуктов гидролиза, уходил из сферы реакции в виде газа.

(Малорастворимые вещества, остающиеся в контакте с раствором, вообще говоря, не уходят из сферы реакции, поскольку все равно, сколько то растворимы.) Поэтому полному гидролизу подвергаются обычно соли газообразных или неустойчивых кислот: сероводородной, угольной, отчасти сернистой. К ним примыкают вещества, которые в обычном понимании уже не являются солями: нитриды, фосфи́ды, карби́ды, ацетилениды, бориды. Полностью гидролизуются также алкоголяты.

Если вернуться к обычным солям, то полностью гидролизующиеся соли (карбонаты, сульфиды алюминия, хрома(III), железа(III)) нельзя получить реакциями обмена в водных растворах. Вместо ожидаемых продуктов в результате реакции мы получим продукты гидролиза. Гидролиз осложняет протекание многих других реакций обмена. Так, при взаимодействии карбоната натрия с сульфатом меди в осадок обычно выпадает основной карбонат меди $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$.

В таблице растворимости для полностью гидролизующихся солей стоит прочерк. Однако прочерк может стоять по другим причинам: вещество не изучено, разлагается в ходе окислительно-восстановительной реакции, и т.п. Некоторые прочерки в таблице растворимости вызывают удивление. Так, сульфид бария хорошо известен и растворим (как и сульфиды других щелочноземельных металлов). Гидролиз этих солей протекает только по аниону.

4. Константа гидролиза солей, степень гидролиза.

Константа гидролиза — константа равновесия гидролитической реакции. Так константа гидролиза соли равна отношению произведения равновесных концентраций продуктов реакции гидролиза к равновесной концентрации соли с учетом стехиометрических коэффициентов.

5. Значение гидролиза солей.



6. Растворимость веществ

Растворимость — способность вещества образовывать с другими веществами однородные системы — растворы, в которых вещество находится в виде отдельных атомов, ионов, молекул или частиц. Растворимость выражается концентрацией растворённого вещества в его насыщенном растворе либо в процентах, либо в весовых или объёмных единицах, отнесённых к 100 г или 100 см³ (мл) растворителя (г/100 г или см³/100 см³). Растворимость газов в жидкости зависит от температуры и давления. Растворимость жидких и твёрдых веществ — практически только от температуры. Все

вещества в той или иной степени растворимы в растворителях. В случае, когда растворимость слишком мала для измерения, говорят, что вещество нерастворимо.

Зависимость растворимости веществ от температуры выражается с помощью кривых растворимости. По кривым растворимости производят различные расчёты. Например, можно определить массу вещества, которое выпадет в осадок из насыщенного раствора при его охлаждении.

Процесс выделения твёрдого вещества из насыщенного раствора при понижении температуры называется кристаллизацией. Кристаллизация играет огромную роль в природе-приводит к образованию некоторых минералов, участвует в процессах, протекающих в горных породах.

1. 1 Лекция № 9 (2 часа).

Тема: «Растворы. Способы выражения их концентрации. Классификация растворов.»

1.1.1 Вопросы лекции:

1. Понятие о дисперсных системах.
2. Определение растворов. Классификация растворов.
3. Способы выражения концентрации растворов
4. Растворимость веществ, механизм процесса растворения.
5. Закон Генри.
6. Сольватная и гидратная теории растворов.

1.1.2 Краткое содержание вопросов:

1. Понятие о дисперсных системах.

Дисперсная система — это образования из двух или большего числа фаз (тел), которые практически не смешиваются и не реагируют друг с другом химически. Первое из веществ (*дисперсная фаза*) мелко распределено во втором (*дисперсионная среда*). Если фаз несколько, их можно отделить друг от друга физическим способом (центрифугировать, сепарировать и т.д.).

Обычно дисперсные системы — это коллоидные растворы, золи. К дисперсным системам относят также случай твёрдой дисперсной среды, в которой находится дисперсная фаза.

2. Определение растворов. Классификация растворов.

Растворы — это гомогенные (однофазные) системы переменного состава, состоящие из двух или более веществ (компонентов).

По характеру агрегатного состояния растворы могут быть газообразными, жидкими и твердыми. Обычно компонент, который в данных условиях находится в том же агрегатном состоянии, что и образующийся раствор, считают растворителем, остальные составляющие раствора — растворенными веществами. В случае одинакового агрегатного состояния компонентов растворителем считают тот компонент, который преобладает в растворе.

В зависимости от размеров частиц растворы делятся на истинные и коллоидные. В истинных растворах (часто называемых просто растворами) растворенное вещество диспергировано до атомного или молекулярного уровня, частицы растворенного вещества не видимы ни визуально, ни под микроскопом, свободно передвигаются в среде растворителя. Истинные растворы — термодинамически устойчивые системы, неограниченно стабильные во времени.

3. Способы выражения 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 :

$$w(B) = m(B) / m$$

Массовую долю растворённого вещества $w(B)$ обычно выражают в долях единицы или в процентах. Например, массовая доля растворённого вещества – CaCl_2 в воде равна 0,06 или 6%. Это означает, что в растворе хлорида кальция массой 100 г содержится хлорид кальция массой 6 г и вода массой 94 г.

содержится в 1 литре раствора.

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

где $M(B)$ - молярная масса растворенного 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).

Нормальность раствора обозначает число грамм-эквивалентов данного вещества в одном литре раствора или число миллиграмм-эквивалентов в одном миллилитре раствора. Грамм - эквивалентом вещества называется количество граммов вещества, численно равное его эквиваленту. Для сложных веществ - это количество вещества, соответствующее прямо или косвенно при химических превращениях 1 грамму водорода или 8 граммам кислорода. $E_{\text{основания}} = M_{\text{основания}} / \text{число замещаемых в реакции гидроксильных групп}$ $E_{\text{кислоты}} = M_{\text{кислоты}} / \text{число замещаемых в реакции атомов водорода}$ $E_{\text{соли}} = M_{\text{соли}} / \text{произведение числа катионов на его заряд}.$

4. Растворимость веществ, механизм процесса растворения.

Растворение – сложный физико-химический процесс, включающий три основные стадии, каждая из которых характеризуется изменениями термодинамических функций ΔS : и ΔH

- разрушение химических и межмолекулярных связей в растворяемом веществе (например, разрушение кристаллической решетки): $\Delta H_1 > \Delta S_{0,1} > 0$
- химическое взаимодействие частиц растворенного вещества с растворителем ΔH (сольватация): $\Delta_2 < \Delta S_{0,2} < 0$
- равномерное распределение частиц растворенного вещества в среде ΔH растворителя путем диффузии: $\Delta_3 > \Delta S_{0,3} > 0$

Согласно 2-му закону термодинамики условием самопроизвольности процесса растворения является убыль энергии Гиббса:

$$\Delta H - T \Delta G = \Delta < 0,$$

которая складывается из энтальпийного S факторов ΔH и энтропийного $T \Delta$

Растворение газов в жидкостях приводит к упорядочению системы и, следовательно, сопровождается уменьшением энтропии: $\Delta S_{\text{р-ния}} < 0$. Движущей силой процесса растворения в этом случае является энтальпийный фактор и растворение большинства газов является ΔH процессом экзотермическим: $\Delta_{\text{р-ния}} < 0$. Таким образом, самопроизвольное растворение газов возможно при низких H | температурах ($| > S$) $\Delta | T$

Растворение жидких и твердых веществ в жидкостях приводит к увеличению беспорядка в системе и увеличению ΔS энтропии: $\Delta_{\text{р-ния}} > 0$. Суммарный тепловой эффект процесса растворения определяется в основном ΔH слагаемыми ΔH_1 и ΔH_2 и в зависимости от их соотношения может и быть и положительным (NaCl), и отрицательным (NaOH). Растворение большинства кристаллических ΔH веществ – процесс эндотермический $\Delta_{\text{р-ния}} > 0$, так как энергия, затрачиваемая на разрушение кристаллической решетки не компенсируется энергией, выделяемой за счет сольватации. Таким образом,

самопроизвольному растворению большинства твердых веществ $\Delta H > 0$ способствуют высокие температуры ($\Delta S > 0$). $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

Растворы, образование которых не сопровождается изменениями объема ($\Delta V = 0$), называют $\Delta V = 0$, ΔS системы и тепловыми эффектами (*идеальными*). Движущей силой образования идеального раствора является увеличение энтропии системы. Идеальный раствор – понятие абстрактное. Реальные системы могут лишь приближаться к идеальным. Наиболее близки к модели идеального раствора системы, в которых компоненты близки по свойствам и практически не взаимодействуют друг с другом (например, раствор толуола в бензоле). Приближаются по свойствам к идеальным бесконечно разбавленные растворы, в которых взаимодействия сводятся к минимуму за счет низкой концентрации растворенного вещества.

5. Закон Генри.

Закон Генри — закон, по которому при постоянной температуре растворимость газа в данной жидкости прямо пропорциональна давлению этого газа над раствором. Закон пригоден лишь для идеальных растворов и невысоких давлений.

Закон описан английским химиком У. Генри в 1803 г.

Закон Генри записывается обычно следующим образом:

$$C = k p$$

где:

p — парциальное давление газа над раствором, Па

C — молярная концентрация газа в растворе, моль/л

k — коэффициент (константа) Генри, моль/(Па*л). Коэффициент зависит от природы газа и растворителя, а также от температуры.

6. Сольватная и гидратная теории растворов.

Современная теория растворения основана на физической теории Вант-Гоффа и С. Аррениуса и химической теории Д. И. Менделеева. Согласно этой теории процесс растворения состоит из трех стадий:

1) механическое разрушение связей между частицами растворенного вещества, например, разрушение кристаллической решетки соли (это физическое явление);

2) образование *сольватов (гидратов)*, т. е. нестойких соединений частиц растворенного вещества с молекулами растворителя (это химическое явление);

3) самопроизвольный процесс диффузии сольватированных (гидратированных) ионов по всему объему растворителя (это физический процесс). В растворе всякая заряженная частица (ион или полярная молекула) окружается *сольватной оболочкой*, которая состоит из ориентированных соответствующим образом молекул растворителя. Если растворителем является вода, то употребляется термин *гидратная оболочка*, а само явление носит название *гидратация*.

Процесс образования растворов сопровождается тепловым эффектом, который может быть как эндотермическим, так и экзотермическим. Первая стадия растворения всегда проходит с поглощением тепла, а вторая может проходить как с поглощением, так и с выделением тепла. Следовательно суммарный тепловой эффект растворения зависит от теплового эффекта образования сольватов (гидратов). Соединения молекул или ионов растворяемого вещества с молекулами растворителя осуществляется, главным образом, за счет водородной связи, или же вследствие электростатического взаимодействия полярных молекул веществ. Состав сольватов (гидратов) меняется в зависимости от температуры и концентрации растворяемого вещества. С их повышением число молекул растворителя входящего в сольват (гидрат) уменьшается. Таким образом, растворы занимают промежуточное положение между механическими смесями и химическими соединениями.

Теория растворов еще не позволяет в любом случае предсказывать свойства растворов по свойствам их компонентов. Объясняется это чрезвычайно большим

разнообразием и сложностью взаимодействий между молекулами растворителя и частицами растворенного вещества. Структура растворов, как правило, бывает значительно сложнее строения его отдельно взятых компонентов.

По агрегатному состоянию все растворы делятся на три группы: растворы газов в газах или газовые смеси; жидкие растворы; твердые растворы (сплавы металлов). В дальнейшем будут рассматриваться только жидкие растворы.

1. 1 Лекция №10,11 (4 часа).

Тема: «Окислительно-восстановительные реакции »

1.1.1 Вопросы лекции:

1. Определение окислительно-восстановительных реакций.
2. Классификация ОВР.
3. Методы составления ОВР реакций
4. Влияние среды на течение ОВР.
5. Определение эквивалента окислителей и восстановителей.
6. Особенности взаимодействия азотной кислоты с металлами.
7. Значение ОВР для живого организма.

1.1.2 Краткое содержание вопросов:

1. Определение окислительно-восстановительных реакций.

Окислительно-восстановительные реакции, также редокс (англ. *redox*, от *reduction-oxidation* — восстановление-окисление) — это встречно-параллельные химические реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ (или ионов веществ), реализующимся путём перераспределения электронов между атомом-окислителем (акцептором) и атомом-восстановителем (донором).

2. Классификация ОВР.

ОВР делятся на три группы:

- 1) межмолекулярные;
- 2) внутримолекулярные;
- 3) реакции диспропорционирования.

В межмолекулярных ОВР изменяют степень окисления атомы, которые входят в состав разных веществ.

Во внутримолекулярных ОВР изменяют степень окисления атомы, которые входят в состав молекул одного и того же вещества. Это могут быть атомы различных элементов, как, например, в реакции термического разложения хлората калия:

В реакциях диспропорционирования атомы-окислители и атомы-восстановители также находятся в одном и том же веществе, являются атомами одного и того же элемента и имеют одинаковые значения степени окисления.

3. Методы составления ОВР реакций

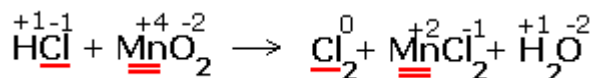
Существуют два метода составления окислительно - восстановительных реакций - метод электронного баланса и метод полуреакций.

Метод электронного баланса. В этом методе сравнивают степени окисления атомов в исходных веществах и в продуктах реакции, при этом руководствуемся правилом: число электронов, отданных восстановителем, должно равняться числу электронов, присоединённых окислителем. Для составления уравнения надо знать формулы реагирующих веществ и продуктов реакции. Рассмотрим этот метод на примере.

Расставить коэффициенты в реакции, схема которой:
$$\text{HCl} + \text{MnO}_2 \longrightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$$

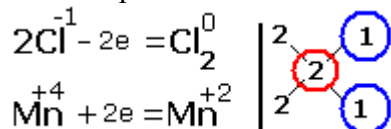
Алгоритм расстановки коэффициентов

1. Указываем степени окисления химических элементов.

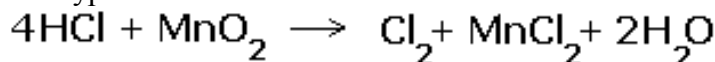


Подчёркнуты химические элементы, в которых изменились степени окисления.

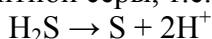
2. Составляем электронные уравнения, в которых указываем число отданных и принятых электронов.



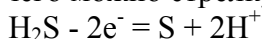
За вертикальной чертой ставим число электронов, перешедших при окислительном и восстановительном процессах. Находим наименьшее общее кратное (взято в красный кружок). Делим это число на число перемещённых электронов и получаем коэффициенты (взяты в синий кружок). Значит перед марганцем будет стоять коэффициент -1, который мы не пишем, и перед Cl_2 тоже -1. Перед HCl коэффициент 2 не ставим, а считаем число атомов хлора в продуктах реакции. Оно равно - 4. Следовательно и перед HCl ставим - 4, уравниваем число атомов водорода и кислорода справа, поставив перед H_2O коэффициент - 2. В результате получится химическое уравнение:



Этот метод основан на составлении ионных уравнений для процесса окисления и процесса восстановления с последующим суммированием их в общее уравнение. В качестве примера составим уравнение реакции. При пропускании сероводорода H_2S через подкисленный раствор перманганата калия KMnO_4 малиновая окраска исчезает и раствор мутнеет. Опыт показывает, что помутнение раствора происходит в результате образования элементарной серы, т.е. протекания процесса:

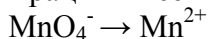


Эта схема уравнена по числу атомов. Для уравнивания по числу зарядов надо от левой части схемы отнять два электрона, после чего можно стрелку заменить на знак равенства:

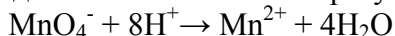


Это первая полуреакция - процесс окисления восстановителя H_2S .

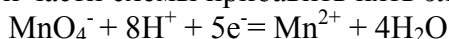
Обесцвечивание раствора связано с переходом иона MnO_4^- (он имеет малиновую окраску) в ион Mn^{2+} (практически бесцветный и лишь при большой концентрации имеет слабо-розовую окраску), что можно выразить схемой



В кислом растворе кислород, входящий в состав ионов MnO_4^- , вместе с ионами водорода в конечном итоге образует воду. Поэтому процесс перехода записываем так:



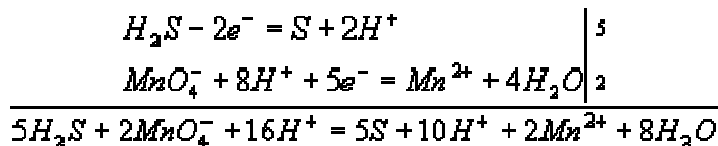
Чтобы стрелку заменить на знак равенства, надо уравнивать и заряды. Поскольку исходные вещества имеют семь положительных зарядов ($7+$), а конечные - два положительных ($2+$), то для выполнения условия сохранения зарядов надо к левой части схемы прибавить пять электронов:



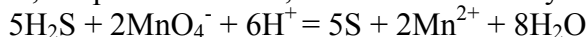
Это вторая полуреакция - процесс восстановления окислителя, т.е. перманганат-иона

Для составления общего уравнения реакции надо уравнения полуреакций почленно сложить, предварительно уравнив числа отданных и полученных электронов. В этом случае по правилам нахождения наименьшего кратного

определяют соответствующие множители, полуравнений. Сокращенно запись проводится так:



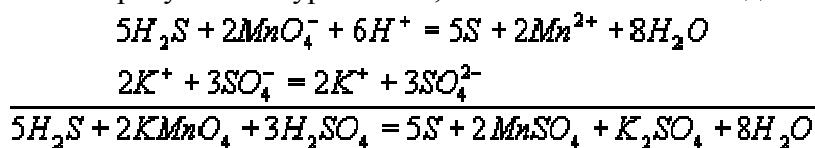
И, сократив на $10H^+$, окончательно получим



Проверяем правильность составленного в ионной форме уравнения: число атомов кислорода в левой части 8, в правой 8; число зарядов: в левой части $(2-) + (6+) = 4+$, в правой $2(2+) = 4+$. Уравнение составлено правильно, так как атомы и заряды уравнены.

Методом полуравнений составляется уравнение реакции в ионной форме.

Чтобы от него перейти к уравнению в молекулярной форме, поступаем так: в левой части ионного уравнения к каждому аниону подбираем соответствующий катион, а к каждому катиону – анион. Затем те же ионы в таком же числе записываем в правую часть уравнения, после чего ионы объединяем в молекулы:



Таким образом, составление уравнений окислительно-восстановительных реакций с помощью метода полуравнений приводит к тому результату, что и метод электронного баланса.

Сопоставим оба метода. Достоинство метода полуравнений по сравнению с методом электронного баланса в том что в нем применяются не гипотетические ионы, а реально существующие. В самом деле, в растворе нет ионов $Mn^{+7}, Cr^{+6}, S^{+6}, S^{+4}$ а есть ионы $MnO_4^-, Cr_2O_7^{2-}, CrO_4^{2-}, SO_4^{2-}, SO_3^{2-}$.

При методе полуравнений не нужно знать степень окисления атомов. Написание отдельных ионных уравнений полуравнений необходимо для понимания химических процессов в гальваническом элементе и при электролизе. При этом методе видна роль среды как активного участника всего процесса. Наконец, при использовании метода полуравнений не нужно знать все получающиеся вещества, они появляются в уравнении реакции при выводе его. Поэтому методу полуравнений следует отдать предпочтение и применять его при составлении уравнений всех окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах.

4. Влияние среды на течение ОВР.

Реакции окисления-восстановления могут протекать в различных средах: в кислой (избыток H^+ -ионов), нейтральной (H_2O) и щелочной (избыток гидроксид-ионов OH^-). В зависимости от характера среды может изменяться характер протекания реакции между одними и теми же веществами. Среда влияет на изменение степеней окисления атомов.

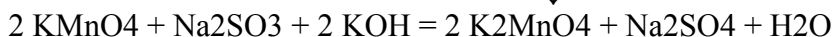
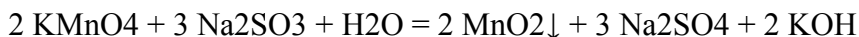
Классическим примером, иллюстрирующим влияние среды на характер протекания окислительно-восстановительных реакций, является восстановление $KMnO_4$. Перманганат калия является сильным окислителем, окислительная способность которого зависит от характера среды.

Наибольшую окислительную способность ионы Mn^{+7} проявляют в сильноокислой среде, восстанавливаясь до ионов Mn^{+2} , несколько меньшую – в нейтральной или близкой к ней среде, в которой они восстанавливаются до MnO_2 , и минимальную – в сильнощелочной, восстанавливаясь до манганат-иона MnO_4^{2-} .

Схематически эти изменения можно изобразить так:

Окисленная форма Восстановленная форма

H⁺ + Mn²⁺, бесцветный раствор
MnO₄⁻ + H₂O → MnO₂, бурый осадок
OH⁻ - MnO₄²⁻, раствор зеленого цвета
Например:



Для создания кислой среды используют разбавленную серную кислоту H₂SO₄.

Нежелательно использовать для этих целей соляную и особенно азотную, так как HCl в этих условиях будет проявлять восстановительные свойства, а HNO₃ является окислителем. Для создания щелочной среды используют NaOH или KOH.

Количественной характеристикой среды является pH (водородный показатель), значение которого можно определить с помощью различных индикаторов.

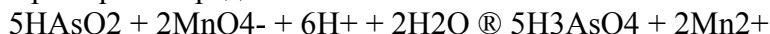
Индикаторы – это вещества, которые в зависимости от среды изменяют свою окраску.

5. Определение эквивалента окислителей и восстановителей.

Эквивалент окислителя или восстановителя – реальная или условная частица вещества, соответствующая одному электрону в данной полуреакции окисления-восстановления. Фактор эквивалентности частиц (молекул, ионов, атомов), участвующих в окислительно-восстановительных реакциях $F_{\text{Экв}} = 1/n$, где n – число принятых или отданных электронов. Молярная масса эквивалента окислителя или восстановителя (Мэ) равна молярной массе, умноженной на фактор эквивалентности:

$$M_{\text{э}} = F_{\text{Экв}} \cdot M = M/n$$

Пример 1. Определить Мэ окислителя и восстановителя в реакции:



Решение.

Полуреакция восстановления. $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

$$M_{\text{э}} = M \left(\frac{1}{5} \text{MnO}_4^- \right) = \frac{1}{5} M(\text{MnO}_4^-) = \frac{118,94}{5} = 23,79 \text{ г/моль.}$$

Полуреакция окисления. $\text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+$

$$M_{\text{э}} = M \left(\frac{1}{2} \text{HAsO}_2 \right) = \frac{1}{2} M(\text{HAsO}_2) = \frac{107,93}{2} = 53,96 \text{ г/моль.}$$

6. Особенности взаимодействия азотной кислоты с металлами.

Азотная кислота в любой концентрации проявляет свойства кислоты-окислителя, при этом азот восстанавливается до степени окисления от +4 до -3. Глубина восстановления зависит в первую очередь от природы восстановителя и от концентрации азотной кислоты. Как кислота-окислитель, HNO₃ взаимодействует:

а) с металлами, стоящими в ряду напряжений правее водорода:

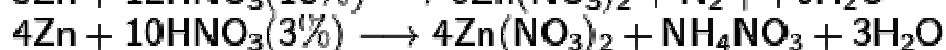
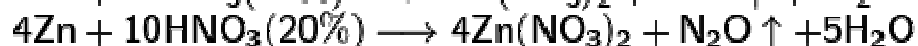
Концентрированная HNO₃



Разбавленная HNO₃



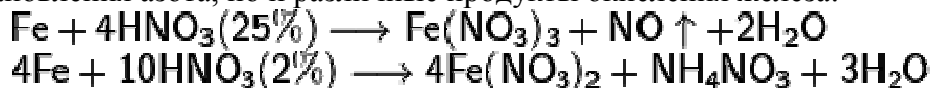
б) с металлами, стоящими в ряду напряжений левее водорода:



Единственная общая закономерность при взаимодействии азотной кислоты с металлами: чем более разбавленная кислота и чем активнее металл, тем глубже восстанавливается азот:

увеличение концентрации кислоты $\Leftrightarrow \text{NO}_2, \text{NO}, \text{N}_2\text{O}, \text{N}_2, \text{NH}_4\text{NO}_3 \Rightarrow$
увеличение активности металла.

Железо, алюминий, хром холодной концентрированной азотной кислотой пассивируются. С разбавленной азотной кислотой железо взаимодействует, причем в зависимости от концентрации кислоты образуются не только различные продукты восстановления азота, но и различные продукты окисления железа:



Некоторые металлы (железо, хром, алюминий, кобальт, никель, марганец, бериллий), реагирующие с разбавленной азотной кислотой, пассивируются концентрированной азотной кислотой и устойчивы к её воздействию.

7. Значение ОВР для живого организма

Важнейшими процессами в живых организмах являются реакции ферментативного окисления веществ - субстратов: углеводов, жиров, аминокислот. В митохондриях окисление происходит в результате переноса электронов от органических субстратов - интермедиатов - на элементарный кислород, который при этом восстанавливается до воды.



1. 1 Лекция №12 (2 часа).

Тема: «Строение атома»

1.1.1 Вопросы лекции:

1. Атомные модели Томсона и Резерфорда.
2. Современные представления о строении атома.
3. Изотопы, изобары, изотоны.
4. Корпускулярно-волновая двойственность электрона.
5. Основные положения теории Бора.
6. Квантовые числа.
7. Последовательность заполнения энергетических орбиталей в атоме.
8. Электронные схемы и электронные формулы элементов.

1.1.2 Краткое содержание вопросов:

1. Атомные модели Томсона и Резерфорда.

Представление об атомах как неделимых мельчайших частицах вещества («атомос» — неразложимый) возникло еще в античные времена (Демокрит, Эпикур, Лукреций). В средние века, во времена безграничного господства церкви, учение об атомах, будучи материалистическим, естественно, не могло получить признания, а тем более дальнейшего развития. К началу XVIII в. атомистическая теория приобретает все большую популярность, так как к этому времени в работах А. Лавуазье (1743—1794, французский химик), М. В. Ломоносова и Д. Дальтона была доказана реальность существования атомов. Однако в это время вопрос о внутреннем строении атомов даже не возникал, так как атомы по-прежнему считались неделимыми.

Большую роль в развитии атомистической теории сыграл Д. И. Менделеев, работавший в 1869 г. Периодическую систему элементов, в которой впервые на научной основе был поставлен вопрос о единой природе атомов. Во второй половине XIX в. экспериментально было доказано, что электрон является одной из основных составных

частей любого вещества. Эти выводы, а также многочисленные экспериментальные данные привели к тому, что в начале XX в. серьезно встал вопрос о строении атома.

Первая попытка создания на основе накопленных экспериментальных данных модели атома принадлежит Дж. Дж. Томсону (1903). Согласно этой модели, атом представляет собой непрерывно заряженный положительным зарядом шар радиусом порядка 10^{-10} м, внутри которого около своих положений равновесия колеблются электроны; суммарный отрицательный заряд электронов равен положительному заряду шара, поэтому атом в целом нейтрален. Через несколько лет было доказано, что представление о непрерывно распределенном внутри атома положительном заряде ошибочно.

В развитии представлений о строении атома велико значение опытов английского физика Э. Резерфорда (1871—1937) по рассеянию α -частиц в веществе. Альфа-частицы возникают при радиоактивных превращениях; они являются положительно заряженными частицами с зарядом $2e$ и массой, примерно в 7300 раз большей массы электрона. Пучки α -частиц обладают высокой монохроматичностью (для данного превращения имеют практически одну и ту же скорость (порядка 10^7 м/с)).

Резерфорд, исследуя прохождение α -частиц в веществе (через золотую фольгу толщиной примерно 1 мкм), показал, что основная их часть испытывает незначительные отклонения, но некоторые α -частицы (примерно одна из 20 000) резко отклоняются от первоначального направления (углы отклонения достигали даже 180°). Так как электроны не могут существенно изменить движение столь тяжелых и быстрых частиц, как α -частицы, то Резерфордом был сделан вывод, что значительное отклонение α -частиц обусловлено их взаимодействием с положительным зарядом большой массы. Однако значительное отклонение испытывают лишь немногие α -частицы; следовательно, лишь некоторые из них проходят вблизи данного положительного заряда. Это, в свою очередь, означает, что положительный заряд атома сосредоточен в объеме, очень малом по сравнению с объемом атома.

На основании своих исследований Резерфорд в 1911 г. предложил ядерную (планетарную) модель атома. Согласно этой модели, вокруг положительного ядра, имеющего заряд Ze (Z — порядковый номер элемента в системе Менделеева, e — элементарный заряд), размер 10^{-15} — 10^{-14} м и массу, практически равную массе атома, в области с линейными размерами порядка 10^{-10} м по замкнутым орбитам движутся электроны, образуя электронную оболочку атома. Так как атомы нейтральны, то заряд ядра равен суммарному заряду электронов, т. е. вокруг ядра должно вращаться Z электронов.

2. Современные представления о строении атома.

Современные представления о строении атома подчиняются *квантовой модели строения атома*, которая учитывает волновые свойства элементарных частиц. Приведем ее основные положения.

- Электрон имеет двойственную (корпускулярно-волновую) природу, т.е. ведет себя и как частица, и как волна. Как частица, электрон обладает массой и зарядом; как волна, он обладает способностью к дифракции.

- Для электрона невозможно одновременно точно измерить координату и скорость.

- Электрон в атоме не движется по определенным траекториям, а может находиться в любой части околоядерного пространства, однако вероятность его нахождения в разных частях этого пространства неодинакова. Область пространства, где вероятнее всего находится электрон, называется *орбиталью*.

- Ядра атомов состоят из протонов и нейтронов, имеющих общее название — *нуклоны*.

3. Изотопы, изобары, изотоны.

Согласно современным представлениям, атомные ядра состоят из элементарных частиц: протонов и нейтронов. В ядре сосредоточена почти вся атомная масса, так как масса электронов в сравнении с массами протонов и нейтронов пренебрежимо мала.

Элементарная частица	Масса частиц, а.е.м.	Заряд частицы
Протон p	1,0073	+1
Нейтрон n	1,0087	
Электрон	1/1823	

Сумма числа протонов и нейтронов, содержащихся в ядре атома, называется массовым числом атома A . Так как массы протонов и нейтронов примерно равны единице, а вся масса атома сосредоточена в ядре, то и массовое число атома приближенно равно его относительной атомной массе A_r :

Число протонов в ядре определяет величину положительного заряда ядра, чему соответствует порядковый номер элемента Z . Порядковый номер и массовое число атома условились проставлять слева от индекса элемента: порядковый номер – снизу, массовое число – сверху, например,

Элементы, у которых ядра содержат одинаковое число протонов и разное число нейтронов, то есть, у которых порядковый номер одинаков, а массовые числа различны, называют *изотопами*

Элементы, у которых ядра содержат разное число протонов и одинаковое суммарное число протонов и нейтронов, то есть у которых порядковые номера различаются, а массовые числа одинаковы, называются *изобарами*.

Элементы, у которых ядра содержат одинаковое число нейтронов и разное число протонов, называются *изотонами*

4. Корпускулярно-волновая двойственность электрона.

Корпускулярно-волновой дуализм (или Квантово-волновой дуализм)— принцип, согласно которому любой физический объект может быть описан как с использованием математического аппарата, основанного на волновых уравнениях, так и с помощью формализма, основанного на представлении об объекте как о частице или как о системе частиц. В частности, волновое уравнение Шрёдингера не накладывает ограничений на массу описываемых им частиц, и следовательно, любой частице, как микро-, так и макро-, может быть поставлена в соответствие волна де Бройля. В этом смысле любой объект может проявлять как волновые, так и корпускулярные (квантовые) свойства.

Идея о корпускулярно-волновом дуализме была использована при разработке квантовой механики для интерпретации явлений, наблюдаемых в микромире, с точки зрения классических концепций. В соответствии с теоремой Эренфеста квантовые аналоги системы канонических уравнений Гамильтона для макрочастиц приводят к обычным уравнениям классической механики. Дальнейшим развитием принципа корпускулярно-волнового дуализма стала концепция квантованных полей в квантовой теории поля.

Как классический пример, свет можно трактовать как поток корпускул (фотонов), которые во многих физических эффектах проявляют свойства электромагнитных волн. Свет демонстрирует свойства волны в явлениях дифракции и интерференции при масштабах, сравнимых с длиной световой волны. Например, даже *одиночные* фотоны, проходящие через двойную щель, создают на экране интерференционную картину, определяемую уравнениями Максвелла. Характер решаемой задачи диктует выбор используемого подхода: корпускулярного (фотоэффект, эффект Комптона), волнового или термодинамического.

Тем не менее, эксперимент показывает, что фотон не есть короткий импульс электромагнитного излучения, например, он не может быть разделён на несколько пучков оптическими делителями лучей, что наглядно показал эксперимент, проведённый

французскими физиками Гранжье, Роже и Аспэ в 1986 году^[4]. Корпускулярные свойства света проявляются при фотоэффекте и в эффекте Комптона. Фотон ведёт себя и как частица, которая излучается или поглощается целиком объектами, размеры которых много меньше его длины волны (например, атомными ядрами), или вообще могут считаться точечными (например, электрон).

5. Основные положения теории Бора.

- Атом может находиться только в особенных стационарных или квантовых состояниях, за каждым из которых закреплена одна постоянная энергия. В стационарном состоянии атом при эллиптическом движении не излучает электромагнитных волн.

- Электрон в атоме, сохраняя энергию неизменной, движется по определённым орбитам, для которых импульс определяется формулой: $mV \cdot nR \cdot n = nh$, где n — натуральные числа, а $h = h/2\pi$ — постоянная Планка. Пребывание электрона на четко определенной орбите можно выразить благодаря значению его энергии на этой орбите.

- При переходе электрона с одного энергетического уровня на другой излучается или поглощается квант энергии. При переходе с верхнего уровня на нижний электрон отдаёт (излучает) энергию, при переходе с нижнего на верхний — энергия поглощается электроном.

Таким образом, двигаясь по строго очерченной орбитали, электрон сохраняет свою энергию, испуская одночастотное излучение. Как только электрону сообщается какая-либо энергия, электрон использует возможность перейти на более отдаленный от ядра энергетический уровень. При этом электроном энергия поглощается.

Но со временем энергия электрона растрачивается, и электрон вынужден спуститься на низший уровень, выбросив оставшуюся энергию вовне. В этот момент и фиксируется излучение электрона, свидетельствующее о его переходе с одного высшего уровня на другой низший.

6. Квантовые числа.

Главное квантовое число (n) характеризует энергетический уровень и определяет размер электронного облака, т. е. среднее расстояние электрона от ядра; принимает целочисленные значения 1, 2, 3, ..., n , которые соответствуют номеру энергетического уровня. Чем больше n , тем выше энергия электрона, следовательно, минимальная энергия соответствует первому уровню ($n = 1$).

Орбитальное или побочное квантовое число (l) характеризует энергетический подуровень и определяет форму электронного облака; принимает целочисленные значения от 0 до $(n - 1)$. Его значения обычно обозначаются буквами:

$$l = 0 \ 1 \ 2 \ 3$$

s p d f

Магнитное квантовое число (m_l) характеризует ориентацию электронного облака в магнитном поле; принимает целочисленные значения от $-l$ до $+l$:

$$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \text{ (всего } 2l + 1 \text{ значений).}$$

$$m_l = 2l + 1$$

При $l = 0$ (s-электрон) m_l может принимать только одно значение (для сферического электронного облака возможна только одна ориентация в пространстве).

При $l = 1$ (p-электрон) m_l может принимать 3 значения (возможны три ориентации электронного облака в пространстве).

При $l = 2$ (d-электрон) возможны 5 значений m_l ; (разные ориентации в пространстве при несколько изменяющейся форме электронного облака).

При $l = 3$ (f-электрон) возможны 7 значений m_l (ориентация и форма электронных облаков не сильно отличается от той, что наблюдается у d-электронов).

Электроны, имеющие одинаковые значения n , l и m_l , находятся на одной орбитали.

Таким образом, магнитное квантовое число m_l может принимать $(2l + 1)$ значений; столько же существует вариантов ориентации электронного облака относительно ядра атома. Например, три р-электронных облака с $m_l = -1; 0; +1$ располагаются в пространстве перпендикулярно друг другу

Спиновое квантовое число (m_s)

Исследование атомных спектров показало, что помимо квантовых чисел n, l, m_l , электрон характеризуется ещё одной квантованной величиной, не связанной с движением электрона вокруг ядра, а определяющей его собственное движение. Эта величина получила название спинового квантового числа (m_s). У электрона спиновое квантовое число может принимать два значения: $m_s = +1/2$ и $m_s = -1/2$.

7. Последовательность заполнения энергетических орбиталей в атоме.

Многоядерный атом представляет динамическую систему электронов движущихся в центральном поле ядра. Для ответа на вопрос, какие атомные орбитали и в какой последовательности будут заполняться электронами в его основном состоянии, следует руководствоваться следующими принципами.

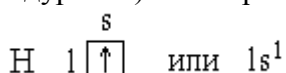
- Принцип минимума энергии - определяет порядок заселения атомных орбиталей, имеющих различные энергии. Согласно принципу минимума энергии, электроны занимают в первую очередь орбитали, имеющие наименьшую энергию. Энергия подуровней растёт в ряду: $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d$.

- Принцип запрета Паули - в атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех 4-х квантовых чисел

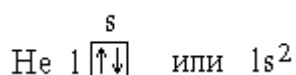
- Правило Хунда - заселение орбиталей, относящихся к одному и тому же энергетическому подуровню, начинается одиночными электронами с параллельными (одинаковыми по знаку) спинами, и лишь после того, как одиночные электроны займут все орбитали, может происходить окончательное заселение орбиталей парами электронов с противоположными спинами. В результате суммарный спин (и сумма спиновых квантовых чисел) всех электронов в атоме будет максимальным.

Электронные схемы и электронные формулы элементов

При $l=0$, т.е. на s-подуровне *, имеется всего одна орбиталь *, которую принято изображать в виде клетки. В атоме Н единственный электрон находится на самом низком из возможных энергетических состояний, т.е. на s-подуровне первого электронного слоя (на 1s-подуровне). Электронную структуру атома Н можно представить схемой:



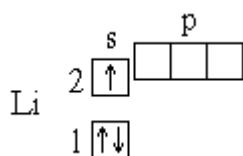
В атоме гелия, порядковый номер которого в периодической системе * (или заряд ядра Z) равен 2, второй электрон тоже находится в состоянии 1s. Электронная структура атома гелия:



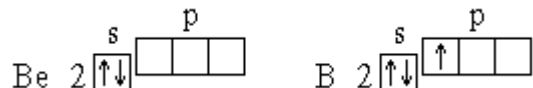
У этого атома завершается заполнение ближайшего к ядру К-слоя и тем самым завершается построение первого периода системы элементов.

Рассмотренные для атомов Н и He способы описания электронных оболочек называются электронно-графическими формулами (орбитали изображаются в виде клеток) и электронными формулами (подуровни обозначаются буквами, а количество электронов на них указано верхним индексом).

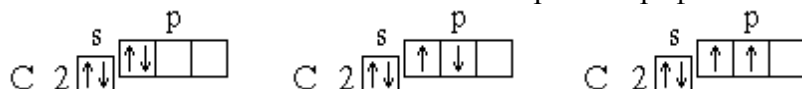
У следующего за гелием элемента лития ($Z=3$) третий электрон уже не может разместиться на орбитали К-слоя: это противоречило бы принципу Паули *. Поэтому он занимает s-состояние второго энергетического уровня (L-слой, $n=2$). Его электронная структура записывается формулой $1s^2 2s^1$, что соответствует схеме:



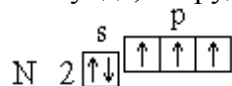
Далее формирование электронных оболочек у элементов 2-го периода происходит следующим образом:



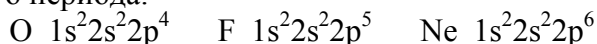
Для атома углерода уже можно предположить три возможных схемы заполнения электронных оболочек в соответствии с электронно-графическими формулами:



Анализ атомного спектра показывает, что правильна последняя схема. Такой порядок размещения электронов в атоме углерода представляет собой частный случай общей закономерности, выражаемой *правилом Хунда: устойчивому состоянию атома соответствует такое распределение электронов в пределах энергетического подуровня, при котором абсолютное значение суммарного спина атома максимально*. Пользуясь правилом Хунда, нетрудно составить схему электронного строения для атома азота ($Z=7$):



Этой схеме соответствует формула $1s^2 2s^2 2p^3$. Затем начинается попарное размещение электронов на 2p-орбиталях. Электронные формулы остальных атомов второго периода:



У атома неона заканчивается заполнение второго энергетического уровня, и завершается построение второго периода системы элементов.

Третий период, подобно второму, начинается с двух элементов (Na, Mg), у которых электроны размещаются на s-подуровне внешнего электронного слоя. Такие элементы называются s-элементами (т.е. они относятся к s-семейству элементов). Затем следуют шесть элементов (от Al до Ar), у которых происходит формирование p-подуровня внешнего электронного слоя. Это атомы p-элементов (принадлежат к p-семейству). Структура внешнего электронного слоя соответствующих элементов второго и третьего периодов оказывается аналогичной. Иначе говоря, с увеличением заряда ядра электронная структура внешних слоев атомов периодически повторяется. Однако электронное строение атомов определяет свойства элементов и их соединений. В этом состоит сущность *периодического закона: свойства элементов и образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от заряда ядра*.

У атома аргона остаются незанятыми все орбитали 3d-подуровня. Однако у следующих за аргоном элементов – калия и кальция – заполнение 3-го электронного слоя временно прекращается, и начинает формироваться s-подуровень 4-го слоя. Такой порядок заполнения вытекает из *первого правила Клечковского: при увеличении заряда ядра атомов заполнение энергетических уровней происходит от орбиталей с меньшим значением суммы главного * и орбитального * квантовых чисел ($n+l$) к орбиталям с большим значением этой суммы*. Следовательно, 4s-подуровень ($n+l=4$) должен заполняться раньше, чем 3d ($n+l=5$). Для атома скандия возникает вопрос: какой из подуровней должен заполняться – 3d или 4p, т.к. сумма $n+l$ для них одинакова и равна 5. В подобных случаях порядок заполнения определяется *вторым правилом Клечковского*, согласно которому *при одинаковых значениях суммы ($n+l$) орбитали заполняются в порядке возрастания главного квантового числа n* . Заполнение 3d-подуровня происходит у десяти элементов от Sc до Zn. Это атомы d-элементов. Затем начинается формирование

4p-подуровня (p-элементы от Ga до Kr). Как и атомы предшествующих благородных газов – неона и аргона – атом криптона характеризуется структурой внешнего электронного слоя ns^2np^6 .

Аналогично формируется пятый период.

В шестом периоде после заполнения 6s-подуровня начинается заполнение 4f-подуровня, и следуют атомы f-элементов. В связи с тем, что у них внешним является шестой уровень, а электроны последовательно занимают 4-й уровень, лежащий гораздо ближе к ядру, то химические свойства всех этих f-элементов близки к лантану, поэтому их часто называют лантаноидами (в 7-м периоде f-элементы называются актиноидами). После 4f заполняется 5d и, наконец, 6p-подуровень, заполнением которого заканчивается построение шестого периода. Седьмой период не завершен, т.к. элементы с большим зарядом ядра оказываются очень неустойчивыми (легко протекают ядерные реакции).

Порядок заполнения подуровней в соответствии с правилами Клечковского можно записать в виде последовательности: $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow 4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow 5f \rightarrow 6d \rightarrow 7p$. Однако для некоторых элементов эта последовательность нарушается, т.е. из правил Клечковского имеются исключения. У атомов Cr, Cu, Nb, Mo, Ru, Rh, Pd, Ag, Pt, Au имеет место “провал” электрона с s-подуровня внешнего слоя на d-подуровень предыдущего слоя, что приводит к энергетически более устойчивому состоянию атома. Например, электронная формула атома меди имеет вид: $Cu 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$, т.е. один из двух 4s-электронов “проваливается” на 3d-подуровень. Особо следует отметить палладий, у которого “проваливаются” два электрона: $Pd 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^0$. Второй тип исключений из правила Клечковского состоит в том, что перед заполнением 4f-подуровня один электрон располагается на 5d-подуровне: $La 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^0 5s^2 5p^6 5d^1 6s^2$. У следующего элемента (церий) 5d-подуровень освобождается, и оба электрона располагаются на 4f-подуровне: $Ce 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^2 5s^2 5p^6 5d^0 6s^2$. Аналогично, в 7-м периоде у актиния последний из электронов располагается на 6d-подуровне (а не на 5f, как должно быть по правилам Клечковского).

1. 1 Лекция №13 (2 часа).

Тема: «Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева.»

1.1.1 Вопросы лекции:

1. История открытия закона.
2. Формулировка закона Д.И. Менделеева.
3. Значение закона для развития современной химической науки.

1.1.2 Краткое содержание вопросов:

1. История открытия закона.

Поиски основы естественной классификации и систематизации химических элементов начались задолго до открытия Периодического закона. Трудности, с которыми сталкивались естествоиспытатели, которые первыми работали в этой области, были вызваны недостаточностью экспериментальных данных: в начале XIX века число известных химических элементов было мало, а принятые значения атомных масс многих элементов неверны. Триады Дёберейнера и первые системы элементов

В 1829 году немецкий химик Иоганн Вольфганг Дёберейнер предпринял первую значимую попытку систематизации элементов^[3]. Он заметил, что некоторые сходные по своим свойствам элементы можно объединить по три в группы, которые он назвал триадами:

Александр де Шанкуртуа располагал все известные в то время химические элементы в единой последовательности возрастания их атомных масс и полученный ряд наносил на поверхность цилиндра по линии, исходящей из его основания под углом 45° к

плоскости основания («земная спираль» (*vis tellurique*))^[1]. При разворачивании поверхности цилиндра оказывалось, что на вертикальных линиях, параллельных оси цилиндра, находились химические элементы со сходными свойствами. Так, на одну вертикаль попадали литий, натрий, калий; бериллий, магний, кальций; кислород, сера, селен, теллур и т. д. Недостатком спирали де Шанкуртуа было то обстоятельство, что на одной линии с близкими по своей химической природе элементами оказывались при этом и элементы совсем иного химического поведения. В группу щелочных металлов попадал марганец, в группу кислорода и серы — ничего общего с ними не имеющий титан.

Вскоре после спирали де Шанкуртуа английский учёный Джон Ньюлендс сделал попытку сопоставить химические свойства элементов с их атомными массами^[5]. Расположив элементы в порядке возрастания их атомных масс, Ньюлендс заметил, что сходство в свойствах проявляется между каждым восьмым элементом. Найденную закономерность Ньюлендс назвал законом октав по аналогии с семью интервалами музыкальной гаммы. В своей таблице он располагал химические элементы в вертикальные группы по семь элементов в каждой и при этом обнаружил, что (при небольшом изменении порядка некоторых элементов) сходные по химическим свойствам элементы оказываются на одной горизонтальной линии.

В 1864 году Уильям Одлинг опубликовал таблицу, в которой элементы были размещены согласно их атомным весам и сходству химических свойств, не сопроводив её, однако, какими-либо комментариями.

В том же 1864 году появилась первая таблица немецкого химика Лотара Мейера; в неё были включены 28 элементов, размещённые в шесть столбцов согласно их валентностям^[6]. Мейер намеренно ограничил число элементов в таблице, чтобы подчеркнуть закономерное (аналогичное триадам Дёберейнера) изменение атомной массы в рядах сходных элементов.

В марте 1869 года на заседании Русского химического общества было зачитано сообщение русского ученого Дмитрия Ивановича Менделеева об открытии им Периодического закона химических элементов^[7]. В том же году вышло первое издание менделеевского учебника «Основы химии», в котором была приведена его периодическая таблица. В ноябре 1870 года он доложил РХО статью «Естественная система элементов и применение её к указанию свойств неоткрытых элементов», в которой Менделеев впервые употребил термин «*периодический закон*» и указал на существование нескольких не открытых ещё элементов.

В 1871 году в итоговой статье «Периодическая законность химических элементов» Менделеев дал следующую формулировку Периодического закона: «*свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов, а потому и свойства образуемых ими простых и сложных тел, стоят в периодической зависимости от их атомного веса*»^[8]. Тогда же Менделеев придал своей периодической таблице вид, ставший классическим (т. н. короткопериодный вариант).

В отличие от своих предшественников, Менделеев не только составил таблицу и указал на наличие несомненных закономерностей в численных величинах атомных масс, но и решился назвать эти закономерности *общим законом природы*. На основании предположения, что атомная масса *предопределяет* свойства элемента, он взял на себя смелость изменить принятые атомные веса некоторых элементов и подробно описать свойства не открытых ещё элементов. Для предсказания свойств простых веществ и соединений Менделеев исходил из того, что свойства каждого элемента являются промежуточными между соответствующими свойствами двух соседних элементов в группе периодической таблицы (то есть сверху и снизу) и одновременно двух соседних элементов в периоде (слева и справа) (т. н. «правило звезды»). К середине XIX века было открыто 63 химических элемента, у большинства которых были изучены химические и физические свойства.

Д. И. Менделеев на протяжении многих лет боролся за признание Периодического закона; его идеи получили признание только после того, как были открыты предсказанные Менделеевым элементы: экаалюминий, экабор и экасилиций, соответственно галлий (Поль Лекок де Буабодран, 1875), скандий (Ларс Нильсон, 1879) и германий (Клеменс Винклер, 1886). С середины 1880-х годов Периодический закон был окончательно признан в качестве одной из теоретических основ химии.

2. Формулировка закона Д.И. Менделеева.

Периодический закон был сформулирован Д. И. Менделеевым в следующем виде (1871):

Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов, а потому и свойства образуемых ими простых и сложных тел, стоят в периодической зависимости от их атомного веса.^[1]

С развитием атомной физики и квантовой химии Периодический закон получил строгое теоретическое обоснование. Благодаря классическим работам Й. Ридберга (1897), А. Ван-ден-Брука (1911), Г. Мозли (1913) был раскрыт физический смысл порядкового (атомного) номера элемента. Позднее была создана квантово-механическая модель периодического изменения электронного строения атомов химических элементов по мере возрастания зарядов их ядер (Н. Бор, В. Паули, Э. Шрёдингер, В. Гейзенберг и др.). В настоящее время Периодический закон Д. И. Менделеева имеет следующую формулировку:

Свойства химических элементов, а также формы и свойства образуемых ими простых веществ и соединений находятся в периодической зависимости от величины зарядов ядер их атомов

3. Значение закона для развития современной химической науки.

Периодический закон сыграл огромную роль в развитии химии и других естественных наук. Была открыта взаимная связь между всеми элементами, их физическими и химическими свойствами. Это поставило перед естествознанием научно-философскую проблему огромной важности: эта взаимная связь должно получить объяснение. После открытия Периодического закона стало ясно, что атомы всех элементов должны быть построены по единому принципу, а их строение должно отображать периодичность свойств элементов. Таким образом, периодический закон стал важным звеном в эволюции атомно-молекулярного учения, оказав значительное влияние на разработку теории строения атома. Он также способствовал формулировке современного понятия "химический элемент" и уточнению представлений о простых и сложных веществах.

Используя Периодический закон, Д. И. Менделеев стал первым исследователем, сумевшим решить проблемы прогнозирования в химии. Это проявилось уже через несколько лет после создания Периодической системы элементов, когда были открыты предсказанные Менделеевым новые химические элементы. Периодический закон помог также уточнить многие особенности химического поведения уже открытых элементов. Успехи атомной физики, включая ядерную энергетику и синтез искусственных элементов, стали возможными лишь благодаря Периодическому закону. В свою очередь, они расширили и углубили сущность закона Менделеева, расширили пределы Периодической системы элементов.

1. 14 Лекция №14 (2 часа).

Тема: «Химическая связь. Основные типы химической связи. Методы ВС и МО.»

1.1.1 Вопросы лекции:

1. Образование связи – форма выигрыша энергии.
2. Метод валентных схем. Ковалентность элементов.
3. Механизм образования донорно-акцепторной связи.

4. Свойства ковалентной связи.
5. Гибридизация атомных орбиталей.
6. Ковалентная полярная и неполярная связь. Дипольный момент.
7. Ионная связь. Водородная связь. Металлическая связь.
8. Метод МО.

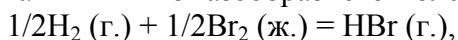
1.1.2 Краткое содержание вопросов:

1. Образование связи – форма выигрыша энергии.

Согласно принципу наименьшей энергии, внутренняя энергия молекулы по сравнению с суммой внутренних энергий образующих ее атомов должна понижаться. Внутренняя энергия молекулы включает сумму энергий взаимодействия каждого электрона с каждым ядром, каждого электрона с каждым другим электроном, каждого ядра с каждым другим ядром. Притяжение должно превалировать над отталкиванием.

Важнейшей характеристикой связи является энергия, определяющая ее прочность. Мерой прочности связи может служить как количество энергии, затрачиваемой на ее разрыв (энергия диссоциации связи), так и величина, которая при суммировании по всем связям дает энергию образования молекулы из элементарных атомов. Энергия разрыва связи всегда положительна. Энергия образования связи по величине та же, но имеет отрицательный знак.

Для двухатомной молекулы энергия связи численно равна энергии диссоциации молекулы на атомы и энергии образования молекулы из атомов. Например, энергия связи в молекуле HBr равна количеству энергии, выделяющейся в процессе $H + Br = HBr$. Очевидно, что энергия связи HBr больше количества энергии, выделяющейся при образовании HBr из газообразного молекулярного водорода и жидкого брома:



на величину энергии испарения 1/2 моль Br_2 и на величины энергий разложения 1/2 моль H_2 и 1/2 моль Br_2 на свободные атомы.

2. Метод валентных схем. Ковалентность элементов.

В основе метода ВС лежат следующие положения:

1. Ковалентная химическая связь образуется двумя электронами с противоположно направленными спинами, причем эта электронная пара принадлежит двум атомам. Комбинации таких двухэлектронных двухцентровых связей, отражающие электронную структуру молекулы, получили название валентных схем.

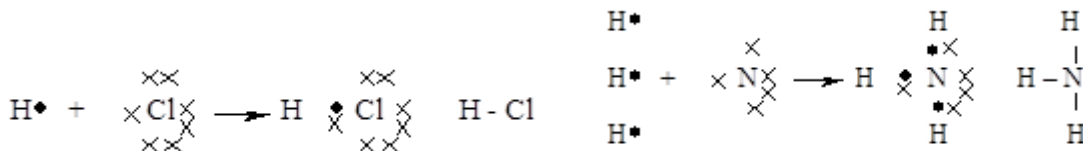
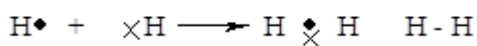
2. Ковалентная связь тем прочнее, чем в большей степени перекрываются взаимодействующие электронные облака.

Для наглядного изображения валентных схем обычно пользуются следующим способом.

H: $1s^1$;

N: $1s^2 2s^2 2p^3$;

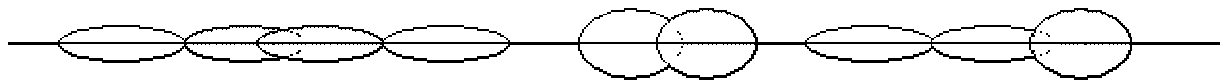
Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.



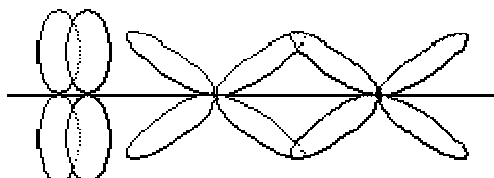
Число общих электронных пар, связывающих атом данного элемента с другими атомами, или, иначе говоря, число образуемых атомом ковалентных связей, называется ковалентностью по методу ВС. Так, ковалентность водорода равна 1, азота - 3.

По способу перекрывания электронных облаков, связи бывают двух видов: s - связь и p - связь.

s - связь возникает при перекрывании двух электронных облаков по оси, соединяющей ядра атомов.

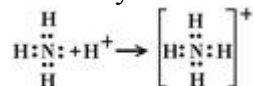


p - связь образуется при перекрывании электронных облаков по обе стороны от линии, соединяющей ядра взаимодействующих атомов.



3. Механизм образования донорно-акцепторной связи.

При донорно – акцепторном механизме образования ковалентной связи связь также образуется с помощью электронных пар. Однако в этом случае один атом (донор) предоставляет свою электронную пару, а другой атом (акцептор) участвует в образовании связи своей свободной орбиталью. Примером реализации донорно-акцепторной связи является образование иона аммония NH_4^+ при взаимодействии аммиака NH_3 с катионом водорода H^+ . В молекуле NH_3 три электронные пары образуют три связи N – H, четвертая, принадлежащая атому азота электронная пара является неподеленной. Эта электронная пара может дать связь с ионом водорода, который имеет свободную орбиталь. В результате получается ион аммония NH_4^+



Необходимо отметить, что существующие в ионе NH_4^+ четыре ковалентных связи N – H равноценны. В ионе аммония невозможно выделить связь, образованную по донорно-акцепторному механизму.

4. Свойства ковалентной связи.

Энергия связи. Химическая связь возникает лишь в том случае, если полная энергия взаимодействующих атомов уменьшается, т.е. при образовании связи должна всегда выделяться энергия.

Количество энергии, выделяющейся при образовании химической связи, называется энергией связи $E_{\text{св}}$ (кДж/моль).

Энергия связи является мерой прочности связи. Чем больше выделяется энергии при образовании молекулы, тем больше энергии надо затратить на разрыв, т.е. тем молекула прочнее.

Длина связи:

Расстояние между химически связанными атомами называют длиной связи.

Она зависит от размеров электронных оболочек и степени их перекрывания. С уменьшением длины связи обычно растет энергия связи и устойчивость молекул. Например, в ряду от HF до HI длина связи растет, а ее энергия уменьшается.

Валентный угол – угол, образуемый линиями, проходящими через ядра атомов.

5. Гибридизация атомных орбиталей.

Обычно атомы формируют связи за счет электронов разных энергетических состояний – s-p-d-состояний, но, несмотря на различие форм исходных облаков,

образованные связи оказываются равноценными. Оказывается, химические связи образуются не чистыми, а смешанными, так называемыми гибридными орбиталями.

Гибридизация – это явление смешения АО или электронных облаков, приводящее к образованию новых гибридных облаков одинаковой формы и одинаковой энергии.

Гибридные орбитали вытянуты по направлению к соседним атомам, что приводит к более полному перекрыванию электронных орбиталей, образованию более прочной химической связи и к выигрышу энергии.

Форма гибридной АО отличается от формы исходных АО

Ковалентная связь, которая образуется при перекрывании АО вдоль линии, связывающей ядра взаимодействующих атомов, называется σ -связью (сигма связь)

σ -связь может возникать при перекрывании s-орбиталей, s- и p-орбиталей, p-орбиталей, d-орбиталей (рис.6 а, б, в, г), а также d- и s-орбиталей, d- и p-орбиталей. σ -связь обычно объединяет два атома, поэтому является локализованной двухцентровой связью.

Связь, образованная перекрыванием АО по обе стороны линии, соединяющей ядра атомов, называется π -связью (пи связь). π -связь может образоваться при перекрывании p-p-орбиталей, p-d-орбиталей, d-d-орбиталей (рис.7 а, б, в), а также f-p-, f-d- и f-f-орбиталей.

Связь, образованная перекрыванием d-орбиталей всеми четырьмя лепестками, называется δ -связью (дельта связь) (рис. 8).

Соответственно, s-элементы могут образовывать лишь σ -связи, p-элементы - σ - и π -связи, d-элементы - σ -, π - и δ -связи, а f-элементы - σ -, π -, δ - и еще более сложные связи. При наложении π -связи на σ -связь образуется двойная связь, например в молекулах кислорода, этилена, диоксида углерода.

При наложении двух π -связей на σ -связь возникает тройная связь, например в молекулах азота, ацетилена и оксида углерода. Число связей между атомами в методе ВС называется кратностью связи.

π -связи в молекулах или ионах, у которых возможно несколько способов локализации связей между атомами, называются делокализованными связями.

6. Ковалентная полярная и неполярная связь. Дипольный момент.

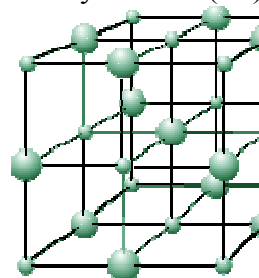
Ковалентная связь образуется за счёт общих электронных пар, возникающих в оболочках связываемых атомов. Она может быть образована атомами одного и того же элемента и тогда она неполярная; например, такая ковалентная связь существует в молекулах одноэлементных газов H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 и др.

Ковалентная связь может быть образована атомами разных элементов, сходных по химическому характеру, и тогда она полярная; например, такая ковалентная связь существует в молекулах H_2O , NF_3 , CO_2 . Ковалентная связь образуется между атомами элементов,

7. Ионная связь. Водородная связь. Металлическая связь.

Химическая связь может возникнуть при электростатическом притяжении двух разноименных ионов - катиона и аниона, например, K^+ и I^- . Перекрывание атомных орбиталей в этом случае незначительно, и электронная плотность распределена неравномерно, недостаток её будет у атома калия, а избыток - у атома иода.

Ионную связь (K^+)-(I) рассматривают как предельный случай ковалентной связи.



Общая пара электронов в случае ионной связи практически полностью смещена к аниону. Обычно это происходит в соединениях элементов с большой разностью электроотрицательности (например, в соединениях CsF , $NaBr$, K_2O , Rb_2S , Li_3N и др.).

Все эти соединения при обычных условиях представляют собой ионные кристаллы (кристаллы, построенные из катионов и анионов), например кристаллы иодида калия или хлорида

кристаллическая решетка натрия.
иодид калия

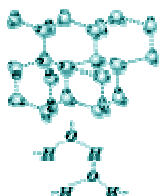
В металлах валентные электроны удерживаются атомами крайне слабо и способны мигрировать. Атомы, оставшиеся без внешних электронов, приобретают положительный заряд. Они образуют металлическую кристаллическую решетку.

Совокупность обобществленных валентных электронов (электронный газ), заряженных отрицательно, удерживает положительные ионы металла в определенных точках пространства - узлах кристаллической решетки, например, металла серебро.

Внешние электроны могут свободно и хаотично перемещаться, поэтому металлы характеризуются высокой электропроводностью (особенно золото, серебро, медь, алюминий).

При изучении многих веществ были обнаружены так называемые водородные связи.

Например, молекулы HF в жидком фтороводороде связаны между собой водородной связью, аналогично связаны молекулы H₂O в жидкой воде или в кристалле льда, а также молекулы NH₃ и H₂O между собой в межмолекулярном соединении - гидрате аммиака NH₃ · H₂O.



Водородная связь образуется за счёт сил электростатического притяжения водородсодержащих полярных молекул, содержащих атомы наиболее электроотрицательных элементов - F, O, N. Например, водородные связи имеются в HF, H₂O, NH₃, но их нет в HCl, H₂S, PH₃.

Водородные связи малоустойчивы и разрушаются довольно легко (например при плавлении льда, кипении воды). Однако на разрыв этих связей затрачивается некоторая дополнительная энергия, и поэтому температуры плавления и кипения веществ с водородными связями между молекулами оказываются значительно выше, чем у подобных веществ, но без водородных связей:

8. Метод МО.

Теория молекулярных орбиталей (МО) дает представление о распределении электронной плотности и объясняет свойства молекул.

Метод молекулярных орбиталей исходит из того, что каждую молекулярную орбиталь представляют в виде алгебраической суммы (линейной комбинации) атомных орбиталей. Например, в молекуле водорода в образовании МО могут участвовать только 1s атомные орбитали двух атомов водорода, которые дают две МО, представляющие собой сумму и разность атомных орбиталей

$$1s_1 \text{ и } 1s_2 - \text{МО}_{\pm} = C_1 1s_1 \pm C_2 1s_2.$$

1. 1 Лекция №15 (2 часа).

Тема: «Комплексные соединения»

1.1.1 Вопросы лекции:

1. Понятие комплексных соединений.
2. Основные положения координационной теории Вернера.
3. Номенклатура комплексных соединений. Типы к.с.
4. Химическая связь в комплексных соединениях.
5. Диссоциация комплексных соединений.
6. Важнейшие бионеорганические комплексы.

1.1.2 Краткое содержание вопросов:

1. Понятие комплексных соединений.

Комплексные соединения (лат. complexus — сочетание, обхват) или координационные соединения (лат. co — «вместе» и ordinatio — «упорядочение») —

частицы (нейтральные молекулы или ионы), которые образуются в результате присоединения к данному иону (или атому), называемому комплексообразователем, нейтральных молекул или других ионов, называемых лигандами. Теория комплексных соединений (координационная теория) была предложена в 1893 г. А. Вернером.

Комплексные соединения, имеющие внешнюю сферу, в водном растворе полностью диссоциируют на комплексный малодиссоциирующий катион или анион. Комплексные соединения без внешней сферы в воде нерастворимы (например, карбонилы металлов).

Комплексные соединения разнообразны и многочисленны.

2. Основные положения координационной теории Вернера.

Одной из причин многообразия веществ в неорганической химии является способность многих элементов образовывать комплексные соединения. Уже в XVIII веке стал накапливаться фактический материал о существовании соединений, специфически диссоциирующих в растворах. В отличие от обычных электролитов (H_2SO_4 , KCl , $\text{Na}_2\text{CO}_3 \times 10\text{H}_2\text{O}$), которые в растворах сразу распадаются на составляющие их ионы, данные соединения, получившие название комплексных, диссоциируют не полностью, а образуют частицы, имеющие сложное строение. Вопрос о строении комплексных соединений оставался открытым долгое время до тех пор, пока в 1893 году швейцарский химик Альфред Вернер не создал свою теорию, получившую название координационной. Основные положения данной теории следующие:

1. Большая часть элементов способна выступать в качестве комплексообразователей проявляя при этом два типа валентности: основную, соответствующую степени окисления, и побочную, соответствующую координационному числу.

2. Элемент-комплексообразователь стремится к насыщению и главной и побочной валентности. При этом главная валентность насыщается только анионами, а побочная и анионами и нейтральными молекулами.

3. Комплексные соединения характеризуются строго определенной геометрической формой.

Согласно теории Вернера в большинстве комплексных соединений можно выделить внутреннюю и внешнюю сферы. Частицы внутренней сферы прочно связаны между собой и называются комплексным ионом. При записи комплексного иона его обычно заключают в квадратные скобки. Центральный атом или ион внутренней сферы носит название комплексообразователя. Ионы или молекулы, координирующиеся вокруг центрального атома во внутренней сфере называются лигандами.

3. Номенклатура комплексных соединений. Типы комплексных соединений

При составлении названия комплексных соединений руководствуются следующими правилами:

- Сначала называют внутреннюю сферу.
- Составные части её называют в следующей последовательности: лиганды анионы, лиганды – молекулы, комплексообразователь. Записывают формулу в обратной последовательности.

- К названиям лигандов – ионов добавляют окончание «о» (Cl^- – хлоро-, CN^- – циано-). Нейтральные молекулы сохраняют свои названия, за исключением H_2O – аква, NH_3 – амин.

- Число лигандов указывают греческими числительными: ди-, три-, тетра-, пента-, гекса- и т.д.

- В последнюю очередь называют ионы внешней сферы.

Пример: катионные $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ – тетраамминокупрат (II) сульфат; анионные $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ – гексанитрокобальтат (III) натрия; нейтральные $[\text{Pt}(\text{NH}_3)]\text{Cl}_2$ – дихлородиамминоплатина.

Классификация комплексных соединений проводится по различным признакам.

1. По заряду комплексного иона различают:

катионные $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$

анионные $[\text{Co}(\text{NO}_3)_6]^{3-}$

нейтральные $[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_2]^0$

2. По характеру лигандов различают:

акво- $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$

аммино- $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$

ацидо- $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{Cl})_4]$

гидроксо- $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{OH})_4]$

4. Химическая связь в комплексных соединениях.

В кристаллических комплексных соединениях с заряженными комплексами связь между комплексом и внешнесферными ионами ионная, связи между остальными частицами внешней сферы – межмолекулярные (в том числе и водородные). В молекулярных комплексных соединениях связь между комплексами межмолекулярная.

В большинстве комплексных частиц между центральным атомом и лигандами связи ковалентные. Все они или их часть образованы по донорно-акцепторному механизму (как следствие – с изменением формальных зарядов). В наименее прочных комплексах (например, в аквакомплексах щелочных и щелочноземельных элементов, а также аммония) лиганды удерживаются электростатическим притяжением. Связь в комплексных частицах часто называют донорно-акцепторной или координационной связью.

5. Диссоциация комплексных соединений.

Комплексные соединения диссоциируют в растворах как сильные электролиты на ионы внешней сферы и внутреннюю сферу (комплексный ион). Это -первичная диссоциация комплексных соединений. Она протекает одноступенчато и необратимо.

Комплексные ионы, в свою очередь, диссоциируют как слабые электролиты, многоступенчато и обратимо. Это –

вторичная диссоциация комплексных ионов.

6. Важнейшие бионеорганические комплексы

Комплексообразование имеет большое значение при протекании биологических процессов в живых организмах. Ионы щелочных и щелочно-земельных металлов в биологических жидкостях находятся в виде аквакомплексов, а ионы d-элементов, являясь прекрасными комплексообразователями, образуют комплексы, в которых в качестве лигандов выступают аминокислоты, нуклеиновые кислоты, витамины и гормоны. Например, железо входит в состав гемоглобина. Некоторые комплексные соединения обладают биологической активностью и применяются в качестве лекарственных препаратов (витамин B_{12}). Кроме того, образование растворимых устойчивых комплексных соединений позволяет выводить из организма соли тяжелых металлов, что способствует дезинтоксикации организма.

2. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ

ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

2.1 Лабораторная работа №1 (2 часа).

Тема: «Оксиды, кислоты, основания»

2.1.1 Цель работы: изучить способы получения и химические свойства оксидов, оснований, кислот

2.1.2 Задачи работы:

1. Изучить основные способы получения оксидов и их свойства

2. Изучить основные способы получения гидроксидов и исследование их свойств

3. Изучить основные способы получения кислот и их свойства
4. Привить навыки работы химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Стружка магния, 2 н. раствор соляной и серной кислот, 0,2 н. раствор гидроксида натрия или калия, 2 н. раствор хлорида железа (II), 2 н. раствор хлорида алюминия, 2 н. раствор сульфата цинка, 2 н. раствор сульфата меди; штатив с пробирками, фарфоровая чашка, спиртовка, держатель для пробирок, вытяжной шкаф, спички, дистиллированная вода, стеклянная палочка, индикаторы, кристаллический дихромат аммония, оксид цинка

2.1.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Получение и свойства оксидов

1. Получение оксида магния. Серебристо-белый легкий металл магний при 500 °С вспыхивает и быстро сгорает ослепительно ярким пламенем. Горение сопровождается излучением света и выделением большого количества тепла. На сильном выделении света при горении магния основано его применение для изготовления осветительных ракет и в фотографии (магниева вспышка). Образующийся оксид MgO (жженая магнезия) применяется в медицине как средство от изжоги, как сорбент и катализатор, он входит в состав огнеупорных изделий.

Взять щипцами небольшой кусочек стружки магния и поджечь его пламенем спиртовки. Горящий магний держать над фарфоровой чашкой. В чашку с образовавшимся оксидом магния добавить несколько миллилитров воды, размешать стеклянной палочкой и определить среду раствора индикатором фенолфталеином или универсальной индикаторной бумагой. В отчете описать опыт, составить уравнения реакций горения магния и взаимодействия оксида магния с водой, объяснить среду раствора и сделать вывод о химической природе оксида магния.

2. Получение оксида хрома (III) разложением соли. Темно-зеленый оксид хрома Cr₂O₃ получают разложением гидроксида хрома (III) или хромосодержащих солей. Он применяется в качестве пигмента, катализатора, полирующего материала, вводится в стекла для их окраски. В фарфоровую чашку поместить небольшой горкой кристаллический дихромат аммония и ввести в центр горки горящую спичку. Наблюдать разложение соли, которое вначале идет медленно, а затем убыстряется. Схема реакции: $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}\uparrow$ Описать опыт и указать, какое природное явление он напоминает в уменьшенном масштабе. Переписать схему реакции, составить к ней электронные схемы окисления и восстановления, определить стехиометрические коэффициенты перед веществами и тип реакции.

4. Изучение свойств оксида цинка. Оксид цинка имеется в каждом помещении, где окна и двери окрашены белой краской. Эта краска (цинковые белила) является самой распространенной из всех белил. Оксид цинка применяется также при изготовлении белой резины, в косметике и в медицине. В две пробирки поместить по одному микрошпателью порошкообразного оксида цинка. В первую пробирку добавить 15–20 капель одномолярной серной кислоты, а в другую – столько же 30%-го раствора гидроксида натрия. Для ускорения реакций подогреть пробирки на спиртовке. Записать уравнения реакций и сделать вывод о химической природе оксида цинка.

Опыт 2. Получение и исследование свойств щелочей

Гидроксиды - основания подразделяются на растворимые и нерастворимые. Растворимые основания – это гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов. Они называются щелочами. Самое распространенное среди щелочей вещество – гидроксид натрия (едкий натр). По масштабам производства и применения он занимает среди неорганических веществ третье место после серной кислоты и карбоната натрия. В промышленности его получают электролизом раствора хлорида натрия, а в лабораторных условиях – взаимодействием натрия с водой. Эта реакция протекает бурно с

разбрызгиванием получаемой щелочи, поэтому при проведении опыта необходимо соблюдать осторожность.

1. Получение гидроксида натрия. В фарфоровую чашку или кристаллизатор налить до половины дистиллированной воды. Из банки, в которой находится натрий под слоем керосина, пинцетом извлечь натрий, осушить фильтровальной бумагой от керосина, отрезать ножом кусочек (не более половины горошины) и опустить в воду. После окончания реакции определить с помощью индикатора среду полученного раствора. В отчете описать опыт и объяснить наблюдаемые эффекты (шипение, «бегание» кусочка по поверхности, разбрызгивание и т.д.). Написать уравнение реакции получения NaOH. Объяснить, почему щелочные металлы хранят под слоем керосина. Составить список всех щелочей (их должно быть десять).

2. Взаимодействие щелочи с кислотой. В результате реакций щелочей с кислотами среда раствора становится нейтральной, поэтому эти реакции называются реакциями нейтрализации. Независимо от состава взаимодействующих щелочей и кислот, все реакции нейтрализации выражаются одним и тем же ионным уравнением: $H^+ + OH^- = H_2O$. Реакции нейтрализации фиксируются по изменению окраски индикаторов. Заполнить пробирку десятью каплями раствора гидроксида натрия и добавить одну каплю индикатора фенолфталеина. Затем прибавлять по каплям соляную кислоту до изменения окраски раствора. Опыт повторить несколько раз, заменив фенолфталеин сначала на метилоранж, а затем на другие имеющиеся индикаторы. В отчете написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде, начертить и заполнить таблицу окраски индикаторов в различных средах. Название Цвет индикатора в различных средах индикатора в кислой в нейтральной в щелочной

Опыт 3. Получение и исследование свойств малорастворимых оснований

Большинство металлов, кроме щелочных и щелочно-земельных, образуют малорастворимые в воде основания. Они применяются как сорбенты, катализаторы, красители и как исходные вещества при получении солей, оксидов и других соединений.

1. Из имеющихся реактивов получить малорастворимые основания: гидроксид меди (II), гидроксид никеля (II) и гидроксид железа (III). Написать уравнения реакций, указать цвет осадков. Пробирку с гидроксидом меди (II) подогреть на спиртовке до изменения цвета осадка (потемнения). Написать уравнение реакции разложения $Cu(OH)_2$ при нагревании. Из остальных трех пробирок осторожно слить жидкость и к оставшимся осадкам добавлять по каплям соляную кислоту, наблюдать исчезновение осадков. Написать уравнения протекающих реакций.

Опыт 4. Получение и исследование свойств амфотерных оснований

Амфотерность – интересное явление, характерное для многих гидроксидов. Оно означает их способность проявлять свойства как оснований, так и кислот, и проявляется тем сильнее, чем меньше радиус металла и выше его степень окисления (валентность). Поэтому среди гидроксидов одновалентных металлов амфотерные отсутствуют, среди двухвалентных их только пять ($Be(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Ge(OH)_2$, $Sn(OH)_2$ и $Pb(OH)_2$), среди трехвалентных – большинство ($Al(OH)_3$, $Fe(OH)_3$, $Cr(OH)_3$, $Sc(OH)_3$ и др.), а гидроксиды четырехвалентных металлов все являются сильно амфотерными. Гидроксиды металлов в более высоких степенях окисления уже являются кислотами (H_2CrO_4 , $HMnO_4$, HVO_3).

1. Получить в пробирке гидроксид цинка, добавляя к раствору его соли раствор разбавленного гидроксида натрия (осторожно, по каплям). Половину полученного осадка перенести в другую пробирку. На оставшийся в первой пробирке осадок подействовать соляной кислотой, на содержимое второй пробирки – тем же раствором NaOH. В отчете описать опыт и наблюдения. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций: а) получения гидроксида цинка; б) его взаимодействия с HCl; в) его взаимодействия с раствором NaOH. Написать схемы электролитической диссоциации $Zn(OH)_2$ по типу основания и кислоты. Провести и описать такой же опыт по получению и исследованию свойств гидроксида алюминия, ответить на те же вопросы.

Опыт 5. Получение и исследование свойств кислот

1. Получение соляной кислоты из её соли. Промышленный способ получения соляной кислоты – синтез из хлора и водорода. Эта реакция является классическим примером цепной реакции, на свету она может принимать взрывной характер, поэтому в учебных лабораториях её не проводят. В отдельных случаях применяется старый способ получения соляной кислоты – взаимодействием хлорида натрия с серной кислотой. В сухую пробирку поместить один микрошпатель хлорида натрия и несколько (8–10) капель концентрированной серной кислоты (опыт проводить в вытяжном шкафу!). Наблюдать выделение бесцветного газа. Поднести к пробирке смоченную дистиллированной водой синюю лакмусовую бумагу и наблюдать изменение её окраски. В отчете описать опыт и наблюдения, записать уравнение реакции, объяснить изменение окраски индикатора.

2. Взаимодействие соляной кислоты с металлами. В четыре пробирки налить по 10 капель разбавленной соляной кислоты. В первую опустить кусочек магния, во вторую – железа, в третью – цинка, в четвертую – меди. В отчете записать уравнения протекающих реакций. Объяснить, почему в четвертой пробирке реакция не идет. 3. Взаимодействие азотной кислоты с оксидами. В три пробирки поместить по одному микрошпатель оксидов цинка, меди и хрома. В каждую пробирку внести по 10 капель азотной кислоты, наблюдать протекание реакций. В отчете записать уравнения реакций.

4. Взаимодействие серной кислоты с солями. В три пробирки поместить по 10 капель растворов хлорида бария, нитрата свинца (II) и карбоната натрия. В каждую пробирку добавить по 5–6 капель серной кислоты. Наблюдать образование осадков в первых двух пробирках и выделение газа в третьей. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. В общем выводе к опыту 10 сформулировать отношение кислот к металлам, оксидам, основаниям и солям.

2.1 Лабораторная работа №2 (2 часа).

Тема: «Соли»

2.1.1 Цель работы: изучить основные способы получения солей и химические свойства солей.

2.1.2 Задачи работы:

1. Рассмотреть классификацию солей и их номенклатуру
2. Изучить способы получения средних солей
3. Ознакомиться с химическими свойствами средних солей
4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

2н растворы соды, серной и соляной кислот, гидроксидов натрия и калия, сульфата меди, хлорида аммония, хлорида бария, хлорида висмута (III), пробирки, спиртовка, индикаторная бумага, раствор $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, раствор KCl , растворы солей никеля (NiSO_4), железа (FeCl_3) и меди (CuSO_4). раствор силиката натрия

2.1.4 Описание (ход) работы:

Опыт Получение солей и их свойства

1. Получение солей свинца и серебра. К пяти каплям раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ прибавить 5 капель раствора любого хлорида, например KCl . Наблюдать выпадение осадка PbCl_2 . Самостоятельно подобрать реактивы и получить сульфат свинца PbSO_4 и йодид свинца PbI_2 . Описать опыты, записать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. Подобрать необходимые реактивы и получить галогениды серебра: хлорид, бромид и йодид. Обратит внимание на различную окраску полученных солей (что используется в качественном анализе). Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

2. Взаимодействие солей со щелочами. В трех пробирках провести реакции растворов солей никеля (NiSO_4), железа (FeCl_3) и меди (CuSO_4) с гидроксидом натрия (NaOH). Описать опыт, записать уравнения реакций. 3. Взаимодействие солей с солями. В

трех пробирках смешать растворы солей: в первой BaCl_2 и Na_2CO_3 , во второй $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и CuSO_4 , в третьей KNO_3 и NaCl . Написать уравнения реакций в первой и второй пробирках. Объяснить, почему в третьей пробирке реакция не идет.

3. Взаимодействие солей с кислотами. Соли взаимодействуют с кислотами в том случае, если образующаяся новая соль или кислота выпадает в осадок. В этом опыте следует получить одну из немногих малорастворимых кислот. Для этого налить в пробирку 4–6 капель раствора силиката натрия и добавить по каплям разбавленную соляную кислоту. Наблюдать образование гелеобразного осадка метакремниевой кислоты. В отчете описать внешние признаки геля кремниевой кислоты, написать уравнение реакции.

5. Окислительные свойства солей (опыт «огонь – художник»). Нитраты щелочных металлов при нагревании выделяют кислород, поэтому используются как окислители в составе спичек, зажигательных смесей, пороха, ракетного горючего. Концентрированным раствором KNO_3 сделать рисунок на фильтровальной бумаге в виде спирали (линия должна быть непрерывной, без пересечений). Конец линии отметить карандашом. Подождать высыхания и исчезновения рисунка, после чего прикоснуться тлеющей спичкой к метке. Огонь продвигается по рисунку, «проявляя» его

6. Получение летучей кислоты из соли.

К 1 мл раствора карбоната натрия прибавить по каплям раствор соляной или серной кислоты. Что наблюдается? Какая кислота образуется? Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

7. Получение основания из соли.

К 1 мл раствора сульфата меди прилить по каплям раствор гидроксида натрия или калия. Что наблюдается? Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

8. Получение летучего основания из соли.

К 1 мл раствора хлорида аммония прилить 0,5 мл раствора гидроксида натрия и содержимое пробирки нагреть. Над пробиркой держать полоску индикаторной бумаги, смоченной дистиллированной водой. Что наблюдается? Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

9. Взаимодействие солей.

К 1 мл раствора хлорида бария прилить 1 мл раствора сульфата натрия. Что наблюдается? Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

2.1 Лабораторная работа №3 (2 часа).

Тема: «Соли. »

2.1.1 Цель работы: изучить номенклатуру, способы получения и химические свойства кислых и основных солей.

2.1.2 Задачи работы:

1. Рассмотреть номенклатуру и способы получения кислых солей.
2. Изучить химические свойства кислых солей.
3. Рассмотреть номенклатуру и способы получения основных солей.
4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Спиртовка, спички, держатель для пробирок, штатив с пробирками, диоксид углерода из аппарата Кипа, раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$, раствор гидроксида натрия, раствору сульфата меди, раствор соляной кислоты, дистиллированная вода, раствора хлорида висмута.

2.1.4 Описание (ход) работы:

Опыт Получение основных и кислых солей

1. Получение основной соли висмута (III).

К 1 мл раствора хлорида висмута добавить 3 – 4 мл воды. Образуется белый осадок основной соли висмута (гидроксохлорида висмута). К образовавшемуся осадку прилить несколько капель соляной кислоты. Что наблюдается? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

2. Получение основной соли меди

К раствору сульфата меди по каплям прибавьте 2Н раствор гидроксида натрия до образования осадка. Содержимое пробирки нагрейте. Обратите внимание на изменение цвета осадка. Составьте уравнение реакции.

3. Получение кислой соли.

Наполните пробирку на $\frac{1}{2}$ объема известковой водой (раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$) и пропустите через нее диоксид углерода из аппарата Киппа (под тягой) до тех пор, пока первоначально образующийся осадок карбоната кальция опять не растворится вследствие образования кислой соли. Что наблюдается? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

2.1 Лабораторная работа №4(2 часа).

Тема: «Основные понятия и законы химии »

2.1.1 Цель работы: изучить основные понятия и законы химии.

2.1.2 Задачи работы:

1. Рассмотреть такие понятия химии как «Относительные атомная и молекулярная массы» и «Молярная масса вещества».
2. Закрепить понятие о моле вещества и рассмотреть соотношение между массой, количеством вещества и молярной массой.
3. Изучить закон Авогадро и определение молярной массы по мольному объему.
4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Периодическая таблица Д.И.Менделеева.

2.1.4 Описание (ход) работы:

Атомные и молекулярные массы. Их выражают в атомных единицах массы (а.е.м.).

В настоящее время за атомную единицу массы принимается $\frac{1}{12}$ часть массы атома углерода – 12 (изотоп ^{12}C), что составляет $1,66 \cdot 10^{-27}$ кг. Чтобы рассчитать относительную массу атома, надо найти отношение массы атома к $\frac{1}{12}$ части массы атома углерода-12. Например, масса атома изотопа фтора ^{19}F равна $3,1553 \cdot 10^{-26}$ кг. Тогда

относительная атомная масса этого атома $A_r(^{19}\text{F})$ составит: $A_r(^{19}\text{F}) = \frac{3,1553 \cdot 10^{-26}}{1,66 \cdot 10^{-27}} = 18,998$.

Относительную молекулярную массу M_r можно рассчитать, сложив относительные атомные массы A_r элементов, из которых состоит молекула, с учетом числа атомов, входящих в молекулу. $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98$. Для веществ с кристаллической (немолекулярной) структурой относительную молекулярную массу рассчитывают для условной молекулы, состав которой соответствует простейшей формуле.

Моль. Одной из основных физических величин является количество вещества. В соответствии с международной системой единиц (СИ) единицей количества вещества, измерения, служит моль. Моль-количество вещества, которое содержит столько структурных единиц (т.е. атомов, молекул, ионов, электронов), сколько содержится атомов в 12 г изотопа углерода – 12.

Постоянная Авогадро. – это постоянная величина $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$. Число атомов в 12г ^{12}C равно $6,02 \cdot 10^{23}$. Постоянная Авогадро показывает число структурных единиц в одном моле любого вещества.

Молярная масса- это отношение массы вещества к его количеству.

$M(\text{в-ва}) = \frac{m(\text{в-ва})}{n(\text{в-ва})}$. Единица СИ молярной массы- кг/моль или г/моль.

Молярная масса вещества (в г/моль) численно равна относительной атомной или молекулярной массе этого вещества. $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$.

$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$.

- *Закон сохранения массы веществ*

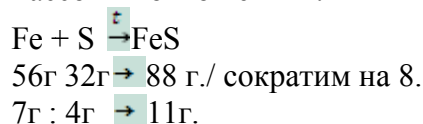
Этот закон открыт в 1756 г. русским ученым М.В. Ломоносовым.

«Масса веществ вступивших в химическую реакцию равна массе веществ получившихся в результате химической реакции».

М.В. Ломоносов прокаливал металлы в реторте (запаянный сосуд) и обнаружил, что вес веществ до и после реакции остался неизменным. Открытие этого закона способствовало развитию химии, как науки; утверждению атомно-молекулярного учения; на основании этого закона составляются уравнения химических реакций и по ним проводятся важные расчеты.

- *Закон постоянства состава веществ*. Открыт в 1779 г. Французским химиком Ж. Л. Прустом. «Состав любого химически чистого вещества постоянен независимо от способа получения и места нахождения».

Согласно этому закону вещества вступают в химические реакции в определенных массовых отношениях.



Берем $8\text{г} + 4\text{г} \rightarrow 11\text{г FeS}$ и 1г Fe в остатке.

Берем $7\text{г} + 5\text{г} \rightarrow 11\text{г FeS}$ и 1г S в остатке.

Этот закон дал химикам возможность выражать состав веществ при помощи химических формул: H_2O вода, CO_2 углекислый газ и т.д. состав веществ определяется экспериментально.

- *Закон Авогадро*. Открыт итальянским ученым Авогадро.

«в равных объемах любых газов при одинаковых внешних условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул.»

Следствие из закона Авогадро:

«1 моль любого газа при постоянных условиях всегда занимает один и тот же объем».

«1 моль любого газа при нормальных условиях (0°C или 273°K и $P = 101,325 \text{ кПа}$) занимает объем $22,4 \text{ л}$ »

Постоянная $V_m^0 = 22,4 \text{ л/моль}$ называется молярным объемом газа при н.у.

Из закона Авогадро следует, что если объемы двух газов при постоянных условиях равны, то и равно число молекул двух газов.

$V(1 \text{ газа}) = V(2 \text{ газа})$ при постоянных условиях.
 $n(1 \text{ газа}) = n(2 \text{ газа})$ при постоянных условиях. отсюда,

$$D_{\text{газ1}} / D_{\text{газ2}} = \frac{Mr(1 \text{ газа})}{Mr(2 \text{ газа})}$$

D – относительная плотность одного газа по второму. При расчетах чаще всего пользуются относительными плотностями газов по водороду D_{H_2} и по воздуху $D_{\text{воздуха}}$, их определяют экспериментально и по ним вычисляют относительную молекулярную массу газа.

2.1 Лабораторная работа №5 (2 часа).

Тема: «Основные понятия и законы химии»

2.1.1 Цель работы: изучить основные понятия и законы химии....

2.1.2 Задачи работы:

1. Изучить определение химического эквивалента. Закон эквивалента.
2. Изучить определение химического эквивалента по процентному содержанию элементов.
3. Рассмотреть определение химического эквивалента электрохимическим путем и определение химического эквивалента по вытеснению водорода.
4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Периодическая таблица Д.И. Менделеева

2.1.4 Описание (ход) работы:

- Закон эквивалентов.

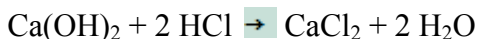
«Массы элементов и веществ, участвующих в химических реакциях, относятся друг к другу, как их эквиваленты».

Математическое выражение закона эквивалентов: $m_1 : m_2 = \varepsilon_1 : \varepsilon_2$ или $m_1 : \varepsilon_1 = m_2 : \varepsilon_2$.

Отсюда: 1) элементы и вещества участвуют в химических реакциях в одинаковых количествах их эквивалентов; 2) масса элемента или вещества в граммах, численно равная эквиваленту, называется грамм-эквивалентом.

Величина эквивалента зависит от типа и характера химической реакции, в которой участвует данный элемент или вещество.

Эквивалентом вещества называется некоторая условная частица этого вещества, которая в данной реакции соединяется с одним атомом или ионом водорода либо замещает его.



В этой реакции одному иону водорода эквивалентна условная частица, равная $\frac{1}{2}$ $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Это и будет эквивалентом гидроксида кальция. Число $\frac{1}{2}$ носит название фактора эквивалентности: f эквивалента. $[\text{Ca}(\text{OH})_2] = \frac{1}{2}$

Молярная масса эквивалента вещества вычисляют по формуле:

M эквивалента. $[\text{Ca}(\text{OH})_2] = f \text{ экв.} \cdot M = \frac{1}{2} \cdot 74 \text{ г/моль} = 37 \text{ г/моль}$.

Количество вещества эквивалента – это отношение массы вещества к молярной массе эквивалента вещества.

$$n \text{ экв. (в-ва)} = \frac{m(\text{в-ва})}{M \text{ экв. (в-ва)}}, \text{ если } m[\text{Ca}(\text{OH})_2] = 100 \text{ г},$$

$$\text{то } n \text{ экв. } [\text{Ca}(\text{OH})_2] = \frac{100 \text{ г}}{37 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 2,7 \text{ моль}.$$

Задача 1.

Определите эквивалентное число следующих солей: а) CuCl_2 ; б) $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$; в) NaHCO_3 .

Решение.

Эквивалентное число солей находится по формуле: $Z(\text{соли}) = n(\text{Me}) \cdot B(\text{Me}) = n(\text{A}) \cdot B(\text{A})$, где $n(\text{Me})$ и $B(\text{Me})$ – число атомов металла и его валентность,

$n(\text{A})$ и $B(\text{A})$ – число анионов и их валентность соответственно.

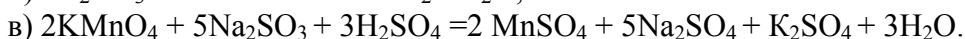
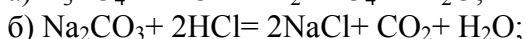
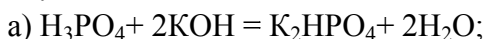
а) CuCl_2 : $Z(\text{CuCl}_2) = n(\text{Cu}^{2+}) \cdot B(\text{Cu}^{2+}) = n(\text{Cl}^-) \cdot B(\text{Cl}^-) = 1 \cdot 2 = 2 \cdot 1 = 2$;

б) $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$: $Z((\text{CuOH})_2\text{SO}_4) = n(\text{CuOH}^+) \cdot B(\text{CuOH}^+) = n(\text{SO}_4^{2-}) \cdot B(\text{SO}_4^{2-}) = 2 \cdot 1 = 2 \cdot 1 = 2$;

в) NaHCO_3 : $Z(\text{NaHCO}_3) = n(\text{Na}^+) \cdot B(\text{Na}^+) = n(\text{HCO}_3^-) \cdot B(\text{HCO}_3^-) = 1 \cdot 1 = 1 \cdot 1 = 1$.

Задача 2.

Определите эквивалент веществ а) H_3PO_4 ; б) Na_2CO_3 ; в) KMnO_4 , участвующих в реакциях:



Решение.

Эквивалент вещества определяется природой реагирующего вещества и характером реакции, в которой оно участвует.

а) $\text{Э}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{Z(\text{H}_3\text{PO}_4)} \cdot \text{H}_3\text{PO}_4$, где $Z(\text{H}_3\text{PO}_4)$ равен числу замещенных ионов H^+ в кислоте, т.е. $Z(\text{H}_3\text{PO}_4) = n(\text{H}^+) = 2$, $\text{Э}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{2} \text{H}_3\text{PO}_4$.

б) $\text{Э}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{1}{Z(\text{Na}_2\text{CO}_3)} \cdot \text{Na}_2\text{CO}_3$, где $Z(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n(\text{Na}^+) \cdot B(\text{Na}^+) = n(\text{CO}_3^{2-}) \cdot B(\text{CO}_3^{2-}) = 2 \cdot 1 = 1 \cdot 2 = 2$, так как 1 формульная единица Na_2CO_3 обменивается с двумя ионами H^+ или с двумя ионами Cl^- , следовательно $\text{Э}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{1}{2} \text{Na}_2\text{CO}_3$.

в) $\text{Э}(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{Z(\text{KMnO}_4)} \cdot \text{KMnO}_4$, где $Z(\text{KMnO}_4)$ равно числу электронов, участвующих в полуреакции: $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$, в расчете на одну формульную единицу иона MnO_4^- . Следовательно, $Z(\text{MnO}_4^-) = Z(\text{KMnO}_4) = 5$, а $\text{Э}(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{5} \text{KMnO}_4$.

Для вариантов а) и б) возможен второй способ решения. Поскольку обе реакции относятся к типу реакций обмена, то найдем наименьшее общее кратное (н.о.к.) всех стехиометрических коэффициентов в каждой реакции и разделим на него каждый коэффициент. Получим следующий вид реакций:

а) $\frac{1}{2} \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{KOH} = \frac{1}{2} \text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;

б) $\frac{1}{2} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} = \text{NaCl} + \frac{1}{2} \text{CO}_2 + \frac{1}{2} \text{H}_2\text{O}$;

откуда следует, что $Z(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2$ и $Z(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2$.

Задача 3.

Вычислите массу вещества, содержащегося в заданном количестве эквивалентов: а) 0,2 моль H_2SO_4 ; б) 2,0 моль Na_2CO_3 ; в) 0,05 моль AgNO_3 .

Решение.

$$m(\text{B}) = M_3(\text{B}) \cdot n_3(\text{B}) = \frac{M(\text{B})}{Z(\text{B})} \cdot n_3(\text{B})$$

$$\text{а) } m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{98}{2} \cdot 0,2 = 9,8 \text{ г } (Z_{\text{B}} = n_{\text{H}^+} = 2);$$

$$\text{б) } m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{106}{2} \cdot 2 = 106 \text{ г } (Z_{\text{B}} = n_{\text{Na}^+} \cdot B_{\text{Na}^+} = 2 \cdot 1 = 2);$$

$$\text{в) } m(\text{AgNO}_3) = \frac{170}{1} \cdot 0,05 = 8,5 \text{ г } (Z_{\text{B}} = n_{\text{Ag}^+} \cdot B_{\text{Ag}^+} = 1 \cdot 1 = 1);$$

Задача 4.

Рассчитайте объем кислорода (н.у.), образующийся при разложении 1,28 г оксида металла. Молярная масса эквивалента металла равна 56 г/моль.

Решение.

Реакция разложения оксида: $2\text{Me}_2\text{O}_x \rightarrow 4\text{Me} + x\text{O}_2$.

$$\text{По закону эквивалентов: } n_3(\text{Me}_2\text{O}_x) = n_3(\text{O}_2) \text{ или } \frac{m(\text{Me}_2\text{O}_x)}{M_3(\text{Me}_2\text{O}_x)} = \frac{V(\text{O}_2)}{V_3(\text{O}_2)}$$

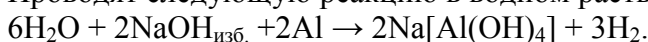
$$V(\text{O}_2) = \frac{m(\text{Me}_2\text{O}_x) \cdot V_3(\text{O}_2)}{M_3(\text{Me}_2\text{O}_x)} \quad \text{Известно, что } M_3(\text{Me}_2\text{O}_x) = M_3(\text{Me}) + M_3(\text{O});$$

$$M_3(\text{O}) = \frac{M(\text{O})}{Z} = \frac{M(\text{O})}{B(\text{O})} = \frac{16}{2} = 8 \text{ г/моль}; M_3(\text{Me}_2\text{O}_x) = 56 + 8 = 64 \text{ г/моль}.$$

$$V_3(\text{O}_2) = \frac{V_{\text{м}}(\text{газа})}{Z} = \frac{22,4}{2 \cdot 2} = 5,6 \text{ л/моль. Следовательно, } V(\text{O}_2) = \frac{1,28 \cdot 5,6}{64} = 0,112 \text{ л}.$$

Задача 5.

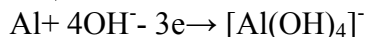
Проводят следующую реакцию в водном растворе:



Рассчитайте эквивалентное количество вещества (моль) и объем (н.у.) образовавшегося газа, если в реакцию вступило 0,42 моль алюминия.

Решение.

$n_3(\text{Al}) = Z(\text{Al}) \cdot n(\text{Al})$. Данная реакция относится к типу окислительно-восстановительных. Для определения эквивалентного числа алюминия запишем полуреакцию:



Откуда $Z(\text{Al}) = n_{\text{e}} = 3$, $n_3(\text{Al}) = 3 \cdot 0,42 = 1,26$ моль. По закону эквивалентов $n_3(\text{Al}) = n_3(\text{H}_2) = 1,26$ моль. Объем выделившегося водорода равен:

$$V(\text{H}_2) = n_3(\text{H}_2) \cdot V_3(\text{H}_2), \text{ где } V_3(\text{H}_2) = \frac{22,4}{2 \cdot 1} = 11,2 \text{ л/моль, следовательно, } V(\text{H}_2) = 1,26 \text{ моль} \cdot 11,2 \text{ л/моль} = 14,1 \text{ л.}$$

Задача 6.

Хлорид двухвалентного металла содержит 52,21% хлора. Вычислите молярную массу эквивалента металла и определите, какой это металл.

Решение.

$\omega(\text{Me}) = \omega(\text{хлорида Me}) - \omega(\text{Cl}) = 100 - 52,21 = 47,79 \%$. Пусть масса хлорида металла равна 100 г, тогда

$$m(\text{Me}) = \frac{\omega(\text{Me}) \cdot m(\text{хлорида})}{100\%} = \frac{47,79 \cdot 100}{100} = 47,79 \text{ г, } m(\text{Cl}) = 52,21 \text{ г.}$$

По закону эквивалентов: $\frac{m(\text{Me})}{M_{\text{э}}(\text{Me})} = \frac{m(\text{Cl})}{M_{\text{э}}(\text{Cl})}$, откуда $M_{\text{э}}(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot M_{\text{э}}(\text{Cl})}{m(\text{Cl})}$, где

$$M_{\text{э}}(\text{Cl}) = \frac{M(\text{Cl})}{Z(\text{Cl})} = \frac{35,5}{1} = 35,5 \text{ г/моль, а } M_{\text{э}}(\text{Me}) = \frac{47,79 \cdot 35,5}{52,21} = 32,5 \text{ г/моль.}$$

Так как металл по условию задачи двухвалентный, то $M(\text{Me}) = Z \cdot M_{\text{э}} = 32,5 \cdot 2 = 65$ г/моль, такой массе по таблице Д.И. Менделеева соответствует цин

2.1 Лабораторная работа №6 (2 часа).

Тема: «Скорость химических реакций. Химическое равновесие.»

2.1.1 Цель работы: изучить основы химической кинетики.....

2.1.2 Задачи работы:

1. Рассмотреть понятие «химической кинетики» и «скорость химической реакций»
2. Изучить факторы, влияющие на скорость реакции.
3. Рассмотреть закон действия масс: формулировка, математическое выражение.
4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

штативы с пробирками, секундомер, спиртовка, 2 н. раствор H_2SO_4 , 2 н. раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 2 н. раствор NaOH , 2 н. раствор NH_4Cl , 0,1 н. раствор KMnO_4 , кристаллический KNO_3 , гранулы цинка, порошок MnO_2 , 3% раствор H_2O_2 , лучинки.

2.1.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Влияние концентрации на скорость химической реакции.

Заполнить 3 пробирки согласно табличным данным:

Раствор	1	2	3
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	2 мл	4 мл	6 мл
H_2O	4 мл	2 мл	-
H_2SO_4	2 мл	2 мл	2 мл
Время помутнения раствора			

Вначале во все пробирки наливают тиосульфат натрия, затем воду и в последнюю очередь серную кислоту. В момент добавления серной кислоты пускают секундомер и засекают время до появления первых признаков помутнения. Данные заносят в таблицу.

Сравнив время помутнения раствора в каждой пробирке, сделать вывод о влиянии концентрации на скорость реакции.



Опыт 2. Влияние температуры на скорость химической реакции.

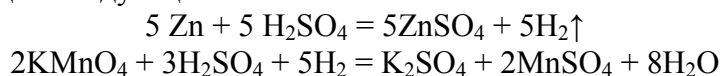
К 1 мл раствора хлорида аммония прибавить 0,5 мл раствора гидроксида натрия. Запах аммиака чувствуется слегка. Нагреть содержимое пробирки на спиртовке - чувствуется сильный запах аммиака.

Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме. Сделать вывод о влиянии температуры на скорость химической реакции.

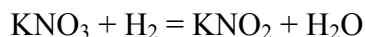
Опыт 3. Гомогенный катализ.

В три пробирки налить по 2 мл раствора серной кислоты и по 2 мл раствора перманганата калия. В первую пробирку насыпать несколько крупинок нитрата калия, затем в первую и во вторую пробирки прибавить по три кусочка гранулированного цинка. Третья пробирка служит эталоном исходной окраски раствора. Нитрат калия служит катализатором.

Механизм реакции следующий:



Водород, выделяющийся из кислоты, восстанавливает перманганат калия. Нитрат калия играет роль катализатора. Здесь имеет место образование промежуточного продукта по схеме:



KNO_2 восстанавливает перманганат калия, а сам окисляется до KNO_3 . (Катализатор остается без существенных изменений). Чтобы убедиться, что нитрит калия восстанавливает перманганат, добавьте в третью пробирку несколько крупинок KNO_2 . Окраска раствора почти моментально исчезает.

Опыт 4. Гетерогенный катализ.

В пробирку налить 1 мл раствора пероксида водорода и внести тлеющую лучинку. Что наблюдается? Затем прибавить несколько крупинок порошка оксида марганца (IV) и вновь внести лучинку. С помощью тлеющей лучинки убедиться, что выделяется кислород.

Написать уравнение реакции разложения пероксида водорода. Объяснить роль оксида марганца (IV).

2.1 Лабораторная работа №7 (2 часа).

Тема: «Энергетика химических процессов »

2.1.1 Цель работы: изучить основы химической термодинамики.....

2.1.2 Задачи работы:

1. Рассмотреть понятие «тепловые эффекты химических реакций».
2. Изучить закон Гесса и следствия из него.
3. Определить теплоту нейтрализации гидроксида натрия
4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Химический стакан с теплоизоляцией (термостат), сухой стакан на 100 мл, термометр, 2 цилиндра на 50 мл, 1 н растворы едкого натра и соляной кислоты.

2.1.4 Описание (ход) работы:

Опыт. Определение теплоты нейтрализации

Налить в сухой стакан 25 мл 1н раствора щелочи, опустить в него термометр и поставить в стакан с теплоизоляцией. Через 10 – 15 минут замерить температуру раствора NaOH.

Отмерить цилиндром 25 мл 1н раствора соляной кислоты и быстро вылить его в раствор щелочи. Осторожно помешивая термометром, замерить максимальную температуру раствора.

Принимая удельную теплоемкость раствора равной 1, плотность раствора равной $1/\text{см}^3$, рассчитывают количество теплоты, выделенное при реакции.

Чтобы рассчитать теплоту нейтрализации, нужно рассчитать количество теплоты, которое выделится при нейтрализации 1 л раствора щелочи. Раствор NaOH однонормальный. Это значит, что 1 эквивалентная масса щелочи содержится в 1 л этого раствора.

Составляем пропорцию:

25 мл раствора NaOH – Q ДЖ

1000 мл раствора NaOH – x ДЖ, где x – и есть теплота нейтрализации.

2.1 Лабораторная работа №8 (2 часа).

Тема: «Энергетика химических процессов »

2.1.1 Цель работы: изучить энергетику химических процессов

2.1.2 Задачи работы:

1. Определить теплоту реакции нейтрализации
2. Определить теплоту реакции гашения извести
3. Определить тепловой эффект взаимодействия алюминия с соляной кислотой.
4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Колориметр, мерный цилиндр, дистиллированная вода, термостат, термометр, электронные весы, порошок или стружка алюминия, однонормальные растворы кислоты и щелочи, оксид кальция.

2.1.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Определение теплоемкости калориметра с помощью горячей воды

1. Записать температуру калориметра (T1). 2. С помощью мерного цилиндра набрать в стакан 100 мл воды, нагретой до 50–60 °С, температуру измерить с точностью до десятых долей градуса и записать (T2). Быстро вылить нагретую воду во внутренний стакан калориметра. Постоянно перемешивая, через каждую минуту замерять температуру воды в калориметре и показания термометра заносить в таблицу. В ходе измерений наблюдается три периода: 1) температура в калориметре быстро уменьшается (нагревается внутренний стакан калориметра); 2) температура стабилизируется (наступает тепловое равновесие); 3) температура медленно уменьшается (за счет рассеивания тепла). Для расчетов теплоемкости брать температуру второго периода, остающуюся постоянной в течение 2–3 мин. Эту температуру назовём равновесной и обозначим символом θ (греч. «тэта»). Количество тепла, сообщенное калориметру нагретой водой, определяется по уравнению $Q = C m (T - \theta)$

Опыт 2. Определение теплоты реакции гашения извести

Реакцией гашения извести называется взаимодействие оксида кальция с водой, которое сопровождается выделением тепла и описывается уравнением $\text{CaO(к)} + \text{H}_2\text{O(ж)} = \text{Ca(OH)}_2\text{(к)}$

1. Во внутренний стакан калориметра налить 100 мл воды, выдержанной в комнате, температуру воды записать (T). 2. На теххимических или электронных весах взять навеску оксида кальция от 5 до 10 г. 3. Всыпать оксид кальция в калориметр. Постоянно перемешивая, через каждую минуту замерять температуру и записывать её в таблицу, такую же, как в опыте 1. В ходе опыта наблюдается три периода: 1) температура повышается, так как идет экзотермическая реакция; 2) температура на некоторое время стабилизируется; 3) температура понижается из-за рассеивания тепла. Для вычисления

брать температуру второго периода. Ход вычислений. 1. Вычислить количество тепла, выделившегося в калориметре по формуле $Q = K \cdot \Delta T = K \cdot (\theta - T)$, где K – теплоемкость калориметра, определенная в опыте 1 (или вычисленная); θ – температура второго периода. 2. Исходя из молярной массы и навески оксида кальция, пересчитать полученный результат на тепловой эффект реакции, обозначив его ΔH_0 оп («дельта аш нулевое опытное») и выразив его в кДж/моль. 3. Исходя из энтальпии образования оксида кальция (–635,5 кДж/моль), воды (–285,3 кДж/моль) и гидроксида кальция (–986,6 кДж/моль), вычислить теоретическое значение теплового эффекта реакции ΔH_0 теор. 4. Вычислить погрешность опыта (в %) В выводе указать на возможные причины погрешности.

Опыт 3. Определение теплоты реакции нейтрализации

Реакцией нейтрализации называется взаимодействие сильных кислот со щелочами, которое описывается одним и тем же ионным уравнением образования воды. Например: $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$. По этой причине теплота нейтрализации не зависит от состава кислот и щелочей и всегда равна одной и той же величине –57,2 кДж/моль.

1. Получить у лаборанта однонормальные растворы кислоты и щелочи, выдержанные при комнатной температуре; температуру (T) записать. 2. Отмерить мерным цилиндром 50 мл кислоты и налить ее в калориметр. 3. Отмерить с помощью другого мерного цилиндра 50 мл раствора щелочи, влить его через воронку в кислоту и перемешать. Наблюдать изменение температуры и записывать её значения в таблицу, такую же, как в опытах 1 и 2. В ходе опыта наблюдается три периода: 1) температура повышается, так как идет экзотермическая реакция нейтрализации; 2) температура стабилизируется и некоторое время остается постоянной; 3) температура понижается из-за рассеивания тепла. Для вычисления брать температуру второго периода, обозначив её θ . Ход вычислений. 1. Вычислить количество тепла, выделившегося в калориметре, по формуле $Q = K \cdot \Delta T = K \cdot (\theta - T)$, где K – теплоемкость калориметра, определенная в опыте 1 (или вычисленная). 2. Вычислить количество (моль) кислоты и щелочи, взятых для опыта, и количество образующейся воды. 3. Вычислить энтальпию нейтрализации в кДж/моль. 4. Определить погрешность опыта. В выводе указать на возможные причины погрешности.

Опыт 4. Определение теплоты реакции алюминия с соляной кислотой

1. Взять навеску порошка или стружек алюминия массой около 0,5 г. 2. Во внутренний стакан калориметра осторожно налить 100 мл одномолярного раствора соляной кислоты и всыпать в него навеску алюминия при постоянном перемешивании раствора. 3. Наблюдать протекание реакции, записывая в таблицу, такую же, как в опытах 1–3, значение температуры раствора. 4. По значению максимальной (равновесной) температуры вычислить количество выделившегося тепла и рассчитать опытное значение теплового эффекта реакции ΔH_0 оп. 5. По уравнению реакции $2\text{Al}(к) + 6\text{HCl}(р) = 2\text{AlCl}_3(р) + 3\text{H}_2(г)$ вычислить теоретическое значение теплового эффекта этой реакции по энтальпиям образования $\text{HCl}(р)$ (–167,5 кДж/моль) и $\text{AlCl}_3(р)$ (–672,3 кДж/моль). 6. Определить погрешность опыта и в отчете указать на возможные причины погрешности.

2.1 Лабораторная работа №8 (2 часа).

Тема: «ТЭД. Ионное равновесие. Обменные реакции в растворах»

2.1.1 Цель работы: изучить теорию электролитической диссоциации

2.1.2 Задачи работы:

1. Рассмотреть основные положения ТЭД.
2. Изучить механизм диссоциации.
3. Рассмотреть такие понятия как «сила электролитов» и «степень диссоциации, константа диссоциации».
4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

2 н. растворы ацетата свинца, сульфата натрия, соляная кислота, серная кислота, уксусная кислота, ацетат натрия, гидроксид аммония, хлорид аммония, фенолфталеин, метиловый оранжевый, кусочки мрамора, стеклянные палочки, пробирки.

2.1.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Получение малорастворимых солей.

В две пробирки внести по 2-3 капли раствора ацетата свинца. В первую – добавить несколько капель серной кислоты, во вторую – сульфат натрия.

Какой осадок выпадает в том и другом случае? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Опыт 2. Взаимодействие соляной и уксусной кислот с мрамором.

В одну пробирку 1 мл раствора соляной кислоты, в другую – столько же раствора уксусной кислоты. В каждую бросить по кусочку мрамора. Какой газ выделяется? В какой пробирке процесс идет более энергично? Почему? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, сделать вывод о силе исследуемых кислот.

Опыт 3. Влияние соли слабой кислоты на диссоциацию этой кислоты.

В две пробирки налить по 2 мл уксусной кислоты и добавить по одной капле метилоранжа. Отметить окраску индикатора. В одну пробирку внести несколько кристалликов ацетата натрия и перемешать стеклянной палочкой. Сравнить окраску полученного раствора с окраской раствора в другой пробирке. Объяснить смещение равновесия диссоциации кислоты при добавлении к ней ацетата натрия.

Опыт 4. Влияние соли слабого основания на диссоциацию этого основания.

В две пробирки налить по 2 мл раствора аммиака и добавить по одной капле фенолфталеина. Отметить окраску индикатора. В одну пробирку добавить несколько кристалликов хлорида аммония и перемешать раствор стеклянной палочкой. Сравнить окраску полученного раствора с окраской раствора в другой пробирке. Объяснить смещение равновесия диссоциации основания при добавлении к ней хлорида аммония.

2.1 Лабораторная работа № 10 (2 часа).

Тема: «Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидролиз солей.»

2.1.1 Цель работы: изучить ионное произведение воды, водородный показатель и гидролиз солей

2.1.2 Задачи работы:

1. Определить характер среды раствора с помощью универсального индикатора
2. Рассмотреть характеристику реакции среды с помощью водородного показателя
3. Изучить основы колориметрического определения pH
4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Растворы гидроксида натрия, кислоты серной и хлорида натрия, универсальный индикатор, пробирки, спиртовки; индикаторы: фенолфталеин, метилоранж, лакмус; 1 н. растворы солей: сульфата натрия, карбоната натрия, ацетата натрия, сульфата алюминия, гидрокарбоната натрия, хлорида аммония, хлорида цинка, хлорида железа (III), хлорида олова (II), хлорида висмута (III), концентрированный раствор соляной кислоты

2.1.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Изменение реакции среды при гидролизе солей

Налить в 5 пробирок по 2 мл растворов солей сульфата натрия, карбоната натрия, сульфата алюминия, ацетата натрия, дистиллированной воды. Добавить по 1 мл раствора лакмуса в дистиллированной воде. Отметить для каждого случая цвет индикатора. Какие соли подвергаются гидролизу.

Составить уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной формах. Объяснить, чем обусловлена реакция среды в каждом случае

Опыт 2. Влияние температуры на гидролиз.

В пробирку налить 3 мл раствора ацетата натрия, прибавить 3 капли раствора фенолфталеина. Нагреть почти до кипения, отметить изменение окраски раствора. Как влияет температура на гидролиз? Написать уравнение реакции гидролиза в молекулярной и ионной формах

Опыт 3. Смещение равновесия гидролиза. Налить в пробирку 3 мл хлорида висмута и прибавлять по каплям воду. Выпадает осадок гидроксохлорида висмута. При подкислении раствора концентрированной соляной кислотой осадок растворяется и вновь выпадает при повторном разбавлении водой. Написать уравнения происходящих реакций

Опыт 4. С помощью универсального индикатора определите в трех пронумерованных пробирках водные растворы гидроксида натрия, кислоты серной и хлорида натрия.

2.1 Лабораторная работа №11(2 часа).

Тема: «Способы выражения концентрации растворов»

2.1.1 Цель работы: изучить способы выражения концентрации растворов

2.1.2 Задачи работы:

1. Рассмотреть типы дисперсных систем
2. Ознакомиться с энергетикой процесса растворения.
3. Освоить методику приготовления раствора заданной концентрации
4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Раствор гидроксида натрия, мерные колбы

2.1.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1 Приготовление раствора заданной концентрации

1. Получить от преподавателя задание на приготовление раствора методом разбавления того раствора, массовая доля которого была определена при помощи ареометра. Обычно дается задание приготовить раствор гидроксида натрия объемом 250 мл с эквивалентной концентрацией 0,08 н., 0,09 н., 0,1 н., 0,11 н. и т. д. Раствор готовят в мерных колбах, разбавляя раствор водой. 2. Вычислить объем раствора щелочи, массовая доля которого была определена при помощи ареометра, необходимый для приготовления заданного раствора объемом 250 мл. 3. Мерным цилиндром или бюреткой отмерить необходимый объем раствора щелочи. Вылить раствор в мерную колбу. Дважды ополоснуть цилиндр дистиллированной водой, слить воду в ту же колбу. 4. Содержимое колбы разбавить до метки водой. Разбавление вначале можно вести быстро, но в конце добавлять воду следует по каплям из капельницы. Разбавление можно считать законченным, когда нижний уровень мениска жидкости коснется метки на колбе. 5. Закрыть колбу пробкой и перемешать раствор, многократно переворачивая колбу.

2.1 Лабораторная работа №12(2 часа).

Тема: «Расчеты в титриметрии»

2.1.1 Цель работы: ознакомиться с методикой расчетов и выполнения титриметрии

2.1.2 Задачи работы:

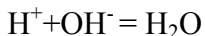
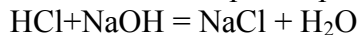
1. Изучить методы, применяемые в аналитической химии, их классификация
2. Ознакомиться с методами в титриметрии
3. **Определить содержания соляной кислоты в растворе**
4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Индикатор фенолфталеин, стандартный раствор щавелевой кислоты, пипетки, колбы, для титрования емкостью 50-100 см³, рабочий раствор бюретки для титрования щелочи (NaOH).

2.1.4 Описание (ход) работы:

Определение содержания соляной кислоты в растворе



1. Стандартизация рабочего раствора щелочи (NaOH) по щавелевой кислоте
 $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

1.1. Бюретку для титрования заполнить рабочим раствором щелочи (NaOH), предварительно ополоснув ее этим раствором.

1.2. В колбу для титрования емкостью 50-100 см³ пипеткой отмерить 10 см³ стандартного раствора щавелевой кислоты и 1-2 капли индикатора фенолфталеина.

1.3. Оттитровать раствор щавелевой кислоты рабочим раствором щелочи до бледно-розовой окраски, не исчезающей в течение 30 секунд. Титровать 3 раза. Рассчитать среднее значение объема щелочи, а затем молярную концентрацию эквивалента (нормальность) щелочи, титр и коэффициент поправки. Если два результата совпали, можно ограничиться двумя титрованиями. Расхождение между параллельными определениями должно быть не более 0,2 см³.

2. Определение концентрации соляной кислоты в растворе.

2.1. Бюретку для титрования заполнить рабочим раствором щелочи (NaOH), предварительно ополоснув ее этим раствором.

2.2. В колбу для титрования емкостью 50-100 см³ пипеткой отмерить 10 см³ исследуемого раствора соляной кислоты и добавить 1 -2 капли индикатора фенолфталеина.

2.3. Оттитровать исследуемый раствор кислоты рабочим раствором щелочи до бледно-розовой окраски, не исчезающей в течение 30 секунд. Титровать 3 раза. Рассчитать среднее значение объема щелочи, а затем молярную концентрацию эквивалента соляной кислоты и ее массу в 1 дм³ исследуемого раствора.

2.1 Лабораторная работа №13 (2 часа).

Тема: «Метод нейтрализации »

2.1.1 Цель работы: изучить метод нейтрализации

2.1.2 Задачи работы:

1. Рассмотреть сущность метода нейтрализации
2. Изучить кривые титрования
3. Освоить методику проведения титрования
4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Индикаторы метилоранж или фенолфталеин, раствор NaOH, мерные пипетки, конические колбы, раствор кислоты с эквивалентной концентрацией 0,1 моль/л (0,1 н.), мерные бюретки, закрепленную в штативе.

2.1.4 Описание (ход) работы:

Титрование раствора

1. В мерную бюретку, закрепленную в штативе, налить раствор кислоты с эквивалентной концентрацией 0,1 моль/л (0,1 н.). Этот раствор называется рабочим раствором. 2. В три конические колбы внести с помощью мерной пипетки по 10 мл раствора NaOH, добавить в каждую колбу по одной капле индикатора метилоранжа или фенолфталеина. 3. Из бюретки медленно, по каплям, прибавлять раствор кислоты к

раствору щелочи до изменения окраски индикатора. По окончании титрования записать объем кислоты, использованной на титрование. 4. Опыт повторить еще два раза, каждый раз предварительно доливая раствор кислоты в бюретку до нулевого деления. 5. Рассчитать средний объем кислоты, использованной на титрование, и эквивалентную концентрацию щелочи. Вычислить титр раствора. 6. Сопоставить концентрацию приготовленного раствора, найденную методом титрования, с заданным значением. Рассчитать погрешность, допущенную при приготовлении раствора, в выводе указать возможные причины погрешности опыта.

2.1 Лабораторная работа №14 (2 часа).

Тема: «Метод нейтрализации »

2.1.1 Цель работы: закрепить знания и навыки о методе нейтрализации

2.1.2 Задачи работы:

1. Приготовление приблизительно 0,1 н раствора азотной кислоты из исходного раствора.
2. Приготовление стандартного децинормального раствора буры.
3. Определение нормальности приготовленного раствора азотной кислоты.
4. Овладеть методикой приготовления первичного стандарта методом разбавления и ознакомиться с методикой приготовления первичных стандартов по точной навеске и методом разности.

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Мерная колба Мора на 200 мл., бюретка на 50 или 100 мл., насыщенный раствор буры

2.1.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Приготовление приблизительно 0,1 н раствора азотной кислоты из исходного раствора.

Перед началом титрования бюретку сполосните раствором щелочи, выданным для работы. Нормальность раствора щелочи указана на этикетке склянки.

Заполните бюретку щелочью несколько выше нулевого деления. Установите уровень щелочи (по нижнему мениску) на нулевом делении бюретки. Если нулевая отметка находится значительно выше уровня глаз, титрование можно вести от другого деления, например от 10 мл.

Проведите ориентировочное титрование. Для этого в пипетку с помощью груши наберите 10 мл (аликвотную часть) приготовленного раствора кислоты. Из пипетки кислоту вылейте в коническую колбу для титрования, внесите туда 2-3 капли индикатора фенолфталеина. Из бюретки по каплям прилейте щелочь, постоянно перемешивая содержимое колбы кругообразными движениями. Титрование проведите на белом фоне, подложив под колбу лист белой бумаги. Как только раствор станет от прибавления одной капли щелочи бледно-розовым, добавление щелочи прекратите и запишите объем щелочи, пошедший на титрование.

Титрование надо будет повторить еще два раза. Каждый раз перед титрованием новой пробы кислоты подливайте щелочь в бюретку до нулевой отметки или до того уровня, с которого начали титровать в первом опыте. После каждого титрования объем щелочи с точностью до десятых долей миллилитра записывайте в таблицу. Эти объемы не должны отличаться более чем на 0,1 мл. Если результаты титрования отличаются на большую величину, титрование следует повторить.

Рассчитайте нормальную концентрацию приготовленного раствора кислоты, используя закон эквивалентов: вещества взаимодействуют друг с другом в эквивалентных количествах, т. е. число эквивалентов щелочи, пошедшее на титрование ($N_{щ}$), равно числу эквивалентов кислоты, взятой для анализа (N_K):

$$N_{щ}=N_K.$$

Число эквивалентов растворенного вещества в данном объеме раствора (V) равно произведению объема раствора на его нормальность, т. е.

$$N = V \cdot C_N$$

где V- объем раствора, л;

C_N - нормальность раствора, моль/л. Тогда:

$$V_{\text{щ}} \cdot C_N(\text{щ}) = V_{\text{к}} \cdot C_N(\text{к}),$$

отсюда:

$$C_N(\text{к}) = \frac{V_{\text{щ}} \cdot C_N(\text{щ})}{V_{\text{к}}},$$

где $C_N(\text{к})$ и $C_N(\text{щ})$ - нормальные концентрации кислоты и щелочи, моль/л;

$V_{\text{щ}}$ - средний объем щелочи, пошедший на титрование, л;

$V_{\text{к}}$ - объем кислоты, взятый для титрования (объем пипетки), л.

Расчет концентрации кислоты произведите с точностью до четвертого знака после запятой.

При оформлении результатов опыта:

1. Запишите плотность (рисх) и процентную концентрацию (оих, %) исходного раствора.

2. Приведите расчет объема исходной кислоты ($V_{\text{исх}}$), необходимого для приготовления заданного раствора,

Опыт2. Приготовление стандартного децинормального раствора буры

Приготовить 200мл 0,1моль-экв/л стандартного раствора буры методом разбавления.

1. Приготовить мерную колбу Мора на 200 мл, в которую будет отбираться аликвота насыщенного раствора буры. По заданному объему и концентрации раствора буры ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) рассчитать массу соли в приготавливаемом растворе с точностью до 4-го знака (формула 1).

$$C_N = \frac{m_u \cdot 1000}{M_{\text{экр}} \cdot V} \quad (1)$$

2. Вычислить теоретический объем концентрированного раствора буры ($V_{\text{к}}$) по его титру, используя формулу (2).

$$V_{\text{к}} = m / T, \quad (2)$$

где T – титр раствора, m – масса вещества в г, $V_{\text{к}}$ – объем раствора в мл.

Формулы и расчеты занести в отчет по работе и в таблицу 1.

3. С помощью пипетки Мора или бюретки отмерить 50мл концентрированного раствора буры и перенести его в мерную колбу на 200мл (следить, чтобы раствор при сливании из бюретки остановился точно на риске 50 мл). Объем раствора довести до метки дистиллированной водой, добавляя последние капли из капельницы, затем тщательно его перемешать.

4. Рассчитать фактическую концентрацию полученного стандартного раствора буры по формуле 1. Расчеты и полученные значения занести в отчет и таблицу 1. Все расчеты выполнять в форме задачи!

Таблица. Приготовление стандартного раствора буры методом разбавления

концентрация заданного раствора буры, $C_{\text{экв}}$, моль-экв/л	масса буры, m, г	титр конц. раствора буры T, г/мл	расчетный объем конц. раствора буры, V, мл	фактический объем конц. раствора буры, V, мл	концентрация полученного раствора буры, $C_{\text{экв}}$, моль-экв/л
---	------------------	----------------------------------	--	--	---

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

6 Содержание отчета и его форма

Каждый студент должен иметь лабораторный журнал, который является документом, отражающим всю его работу. Все наблюдения и выводы по экспериментальной работе, проделанной в лаборатории, студент заносит в лабораторный журнал непосредственно после ее выполнения.

2.1 Лабораторная работа №15 (2 часа).

Тема: «Окислительно-восстановительные реакции »

2.1.1 Цель работы: изучить окислительно-восстановительные реакции

2.1.2 Задачи работы:

1. Изучить окислительные свойства иона Fe^{3+} .
2. Рассмотреть окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода.
3. Рассмотреть влияние среды на окисление-восстановление
4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Пробирки, растворы KI (0,1 н.), FeCl_3 (0,5 н.), H_2O_2 (3%), H_2SO_4 разбавленная, KMnO_4 (0,5 н.), NaOH (2 н.), Na_2SO_3 (2 н.), крахмал.

2.1.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Окислительные свойства иона Fe^{3+} .

К 0,5 мл раствора иодида калия прибавить такой же объем раствора хлорида железа (III), разбавить водой до 3 – 4 мл и добавить несколько капель крахмального клейстера.

Появление синей окраски свидетельствует о наличии в растворе свободного йода.

Написать уравнение реакции методом полуреакций.

Опыт 2. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода.

В пробирку с 0,5 мл раствора иодида калия прибавить такое же количество раствора серной кислоты и несколько капель раствора пероксида водорода. Выделяется свободный йод.

В пробирку с 0,5 мл раствора KMnO_4 прибавить такое же количество раствора серной кислоты и несколько капель раствора пероксида водорода до обесцвечивания. Выделяется газ.

Как доказать наличие свободного йода в первой пробирке? Какой газ выделяется во второй пробирке? Написать уравнения реакций методом полуреакций.

Опыт 3. Влияние среды на окисление-восстановление.

В три пробирки налить по 1 мл раствора перманганата калия. В первую добавить 1 мл серной кислоты, во вторую – 1 мл раствора щелочи, в третью – 1 мл воды. В каждую из этих пробирок добавить по 1 мл сульфита натрия. Какие изменения произошли в пробирках? Записать уравнения реакций.

2.1 Лабораторная работа №16 (2 часа).

Тема: «Метод перманганатометрии»

2.1.1 Цель работы: изучить метод перманганатометрии

2.1.2 Задачи работы:

1. Рассмотреть сущность метода перманганатометрии
2. Изучить индикатор и расчет эквивалента окислителя и восстановителя
3. Определить содержание железа в растворе соли Мора или железного купороса.
4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

2н раствор серной кислоты, раствор соли железа (II), плитка, термометр, стандартный раствор щавелевой кислоты, пипетки, колбы для титрования емкостью 50 – 100 см³, бюретки, дистиллированная вода, колбы, 0,1н раствор KMnO₄.

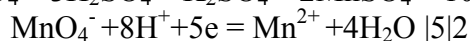
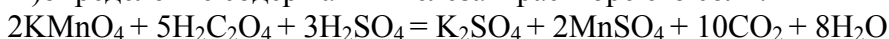
2.1.4 Описание (ход) работы:

Определение содержания железа в растворе соли Мора или железного купороса.

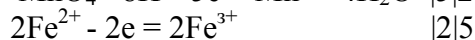
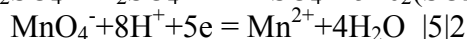
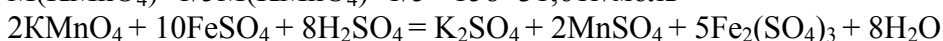
Солью Мора называют двойную соль сульфатов железа (II) и аммония: (NH₄)₂SO₄ · Fe SO₄ · 6H₂O. Железный купорос имеет состав: FeSO₄·7H₂ O.

Работа состоит их двух этапов: 1) стандартизация рабочего раствора перманганата калия по первичному стандарту – раствору щавелевой кислоты;

2)определение содержания железа в растворе его соли.



$$M(\text{KMnO}_4) = 1/5 M(\text{KMnO}_4) = 1/5 \cdot 158 = 31,61 \text{ г/моль}$$



1. Стандартизация рабочего раствора перманганата калия.

1.1. Приготовить 100см³ 0,1н раствора KMnO₄, разбавив налитый в колбу рабочий раствор до метки дистиллированной водой. После приготовления раствор перемешать.

1.2. Заполнить бюретку приготовленным раствором KMnO₄, предварительно ополоснув ее этим раствором. Установить нулевой уровень раствора на бюретке по верхнему мениску раствора.

1.3. В колбу для титрования емкостью 50 – 100 см³ пипеткой отмерить 10см³ стандартного раствора щавелевой кислоты, предварительно ополоснув пипетку этим раствором. Добавить 10см³ 2н раствора серной кислоты и нагреть до 70 – 80 °С (не допуская кипячение). Оттитровать раствор щавелевой кислоты рабочим раствором KMnO₄ до бледно-розовой окраски, не исчезающей в течение 30 секунд. Титровать 3 раза. Рассчитать среднее значение объема KMnO₄, а затем молярную концентрацию эквивалента (нормальность) KMnO₄, титр и коэффициент поправки. Если два результата совпали, можно ограничиться двумя титрованиями. Расхождение между параллельными определениями должно быть не более 0,2 см³

2. Определение содержания железа (II) в растворе его соли.

2.1. Заполнить бюретку рабочим раствором KMnO₄, предварительно ополоснув ее этим раствором. Установить нулевой уровень раствора на бюретке по верхнему мениску раствора.

2.2 В колбу для титрования емкостью 50-100см³ пипеткой отмерить 10см³ исследуемого раствора соли железа (II), предварительно ополоснув пипетку этим раствором. Добавить 10см³ 2н раствора серной кислоты. Оттитровать исследуемый раствор соли железа (II) рабочим раствором KMnO₄ до бледно-розовой окраски, не исчезающей в течение 30 секунд. Титровать 3 раза. Рассчитать среднее значение объема KMnO₄, а затем молярную концентрацию эквивалента (нормальность) раствора соли железа и его массу в 1дм³ раствора.

$$C(\text{Fe}^{2+}) = \frac{C(\text{KMnO}_4) * V(\text{KMnO}_4)}{V(\text{FeSO}_4)}$$

2.1 Лабораторная работа № 17 (2 часа).

Тема: «Метод йодометрии»

2.1.1 Цель работы: изучить метод ийодометрии

2.1.2 Задачи работы:

1. Рассмотреть сущность йодометрического титрования
2. Ознакомиться с индикаторами индикатор йодометрического титрования
3. Определение остаточного " активного хлора " в хлорированной воде (его свободной части
4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

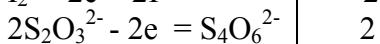
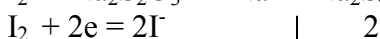
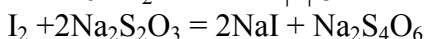
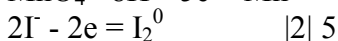
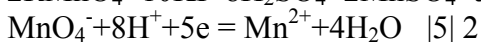
2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Крахмал, дистиллированная вода, часовое стекло, 20%-ного раствор серной кислоты, 5%-ный раствор KI, стандартный раствор перманганата калия, пипетки, колбы для титрования, рабочий раствор тиосульфата натрия, бюретки для титрования.

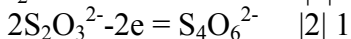
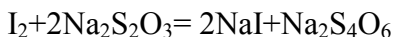
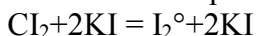
2.1.4 Описание (ход) работы:

Лабораторная работа выполняется в два этапа:

Первый этап - стандартизация рабочего раствора тиосульфата натрия по перманганату калия. При этом используется метод замещения или метод косвенного титрования, основанный на следующих химических процессах:



Второй этап – определение свободного хлора. В этом этапе так же используется метод косвенного титрования, основанный на следующих химических реакциях.



Ход анализа

1. Стандартизация рабочего раствора тиосульфата натрия по перманганату калия.

1.1. Бюретку для титрования заполнить рабочим раствором тиосульфата натрия, предварительно ополоснув её этим раствором.

1.2. В колбу для титрования пипеткой отмерить 10 см³ стандартного раствора перманганата калия, предварительно ополоснув её этим раствором, затем добавить 5 см³ 5%-ного раствора KI и 5 см³ 20%-ного раствора серной кислоты.

1.3. Закрыть колбу часовым стеклом и поставить в темное место на 5 минут для завершения реакции выделения свободного йода.

1.4. Разбавить раствор 100см³ воды.

1.5. Оттитровать выделившийся йод раствором тиосульфата натрия до перехода окраски из темно-бурой в соломенно-желтую.

1.6. Прибавить к титруемому раствору несколько капель крахмала и раствор оттитровать до обесцвечивания.

1.7. Титровать 3 раза, вычислить средний объем стандартного раствора и рассчитать молярную концентрацию эквивалента раствора тиосульфата натрия, его титр и коэффициент поправки.

2. Определение содержания свободного хлора.

2.1 Бюретку для титрования заполнить рабочим раствором тиосульфата натрия, предварительно ополоснув ее этим раствором.

2.2. В колбу для титрования пипеткой отмерить 20см³ исследуемой воды, затем добавить 10см³ 5%-ного раствора KI.

2.3. Закрывать колбу часовым стеклом и поставить в темное место на 5 минут для завершения реакции выделения свободного йода.

2.4. Оттитровать выделившийся йод раствором тиосульфата натрия до перехода окраски из темно-бурой в соломенно-желтую.

2.5. Прибавить к титруемому раствору несколько капель крахмала и раствор оттитровать до обесцвечивания.

2.6. Рассчитать содержание свободного хлора в мг/дм³

2.1 Лабораторная работа №18 (2 часа).

Тема: «Строение атома »

2.1.1 Цель работы: изучить строение атома

2.1.2 Задачи работы:

1. Рассмотреть элементарные частицы, их заряды, массовые числа

2. Закрепить знания о таких понятиях как «Атомное ядро», «Изотопы, изобары, изотоны»

3. Познакомится с теорией волнового дуализма электрона

4. Научиться составлять электронные формулы элементов

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Периодическая таблица Д.И.Менделеева

2.1.4 Описание (ход) работы:

В Периодической системе Д. И. Менделеева (табл. П.4) представлены все известные элементы. Она состоит из семи периодов (1–3 – малые, 4–7 – большие), 8 групп. Каждая группа разделена на главную и побочную подгруппы. Главная подгруппа содержит элементы малых и больших периодов, а побочная – только больших.

Пример 1. Укажите в Периодической системе Д.И. Менделеева положение (номер периода, номер группы, главная или побочная подгруппа) атома элемента с зарядом ядра 85.

Решение. Элемент ($_{85}\text{At}$) находится в 6-м периоде, 7-й группе, главной подгруппе.

Атомы элементов состоят из положительно заряженного ядра (протонов и нейтронов) и электронов. Количество электронов равно порядковому номеру элемента. Состояние электрона в атоме характеризуется квантовыми числами n , l , m_l и m_s , которые называются соответственно *главное*, *орбитальное*, *магнитное* и *спиновое*.

Порядок заполнения орбиталей электронами определяется следующими правилами В. Клечковского:

- заполнение происходит в порядке увеличения суммы ($n + l$);
- при одинаковых значениях этой суммы в первую очередь заполняется подуровень с меньшим значением главного квантового числа n .

Последовательность заполнения электронами энергетических уровней и подуровней в многоэлектронных атомах имеет вид

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d \approx 4f < 6p < 7s < 6d \approx 5f < 7p.$$

Пример 2. Используя правила Клечковского, рассчитайте, какой подуровень раньше заполняется электронами 4p или 5s.

Решение. Для 4p-подуровня $\Sigma n + l = 4 + 1 = 5$; для 5s-подуровня $\Sigma n + l = 5 + 0 = 5$. Так как сумма одинакова, то в первую очередь заполняется подуровень с меньшим значением n , т. е. 4p.

Пример 3. По распределению валентных электронов – $3d^5 4s^2$ определите, какой это элемент, укажите его символ и напишите полную электронную формулу.

Решение. Значению главного квантового числа последнего энергетического уровня соответствует номер периода, следовательно, элемент находится в 4-м периоде. Сумма валентных электронов показывает номер группы, в которой находится элемент, в данном случае номер группы 7. Так как валентные электроны находятся на d-подуровне, то это элемент побочной подгруппы: $_{25}\text{Mn } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$.

Пример 4. Напишите полную электронную формулу атома элемента с зарядом ядра 22.

Решение. ${}_{22}\text{Ti } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$.

Пример 5. Напишите полные электронные формулы ионов F^- , Sn^{2+} .

Решение. При образовании отрицательно заряженного иона нейтральный атом элемента принимает электроны: $\text{F}^0 + 1\bar{e} = \text{F}^-$; электронная формула иона ${}_{9}\text{F}^- 1s^2 2s^2 2p^6$. Положительно заряженный ион получается, когда нейтральный атом элемента отдает электроны: $\text{Sn}^0 - 2\bar{e} = \text{Sn}^{2+}$; электронная формула иона ${}_{50}\text{Sn}^{2+} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^0$.

Упражнения

1. Не пользуясь периодической системой, определите, в какой группе и в каком периоде находится элемент с порядковым номером 49.

2. Покажите распределение электронов по энергетическим уровням в атомах азота, титана, галлия, цезия, вольфрама.

3. Напишите электронные формулы элементов с порядковыми номерами 13, 27 и 56. К каким типам элементов с точки зрения строения атома они относятся?

4. Напишите электронные формулы ионов: Na^+ , Cl^- , Fe^{2+} , S^{2-} , Bi^{3+} .

5. Элементы какой группы периодической системы имеют электронное строение внешнего энергетического уровня $s^2 p^5$?

2.1 Лабораторная работа № 19 (2 часа).

Тема: «Химическая связь»

2.1.1 Цель работы: изучить теории описывающие химическую связь

2.1.2 Задачи работы:

1. Изучить распределение электронной плотности и изменение энергии при сближении атомов водорода с антипараллельными и параллельными спинами.

2. Закрепить механизм образования донорно-акцепторной ковалентной связи

3. Ознакомить с теорией образования химической связи как формой выигрыша энергии

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Периодическая система Д.И.Менделеева

2.1.4 Описание (ход) работы:

1. В каких из приведенных веществ химическая связь полярна, а в каких – нет: а) H_2 ; б) H_2O ; в) Cl_2 ; г) HCl ?

2. Какие типы химической связи существуют в следующих веществах: а) LiI ; б) N_2 ; в) BaCl_2 ; г) CH_4 ?

3. Как изменяется прочность химической связи в молекулах следующих веществ: HF , HCl , HBr , HI ?

4. Приведите примеры веществ, которые обладают ионной, атомной и молекулярной кристаллическими решетками. Какое из этих веществ будет иметь самую низкую температуру плавления, какое – самую высокую.

5. Укажите, какие гибридные орбитали используются атомом углерода для связывания с другими атомами в следующих соединениях а) CH_4 , б) C_2H_4 , в) C_2H_2 . Укажите число π связей в каждой молекуле.

2.1 Лабораторная работа № 20 (2 часа).

Тема: «Химическая связь »

2.1.1 Цель работы: изучить химическую связь

2.1.2 Задачи работы:

1. Изучить свойства ковалентной связи

2. Закрепить знания о гибридизации атомных орбиталей

3. Развить навыки пространственного изображения молекул кислорода, воды, углекислого газа, метана.

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Периодическая таблица Д.И.Менделеева, шаростержневые модели, транспортёр.

2.1.4 Описание (ход) работы:

1. Изготовление шаростержневых моделей молекул.

Шаростержневые модели изготавливаются из пластилина и металлических стержней. При изготовлении молекул необходимо знать угол связи и ее кратность.

Атом химического элемента представляется в виде шара. Атом углерода в виде шара изготавливается большего размера, чем атомы водорода и из другого цвета пластилина. Химическая связь изображается металлическими стержнями. Угол химической связи измеряется транспортиром.

1. Изготовление полусферических моделей

Полусферические модели изготавливаются из пластилина. Сначала заготавливаются шары для атомов углерода и водорода, затем под определенным углом атомы в виде шаров соединяются друг с другом методом вдавливания. Получаются полусферы атомов.

1. Заполните таблицу. Зарисуйте молекулы органических веществ.

Название молекулы, структурная формула, тип связи, угол связи, тип гибридизации, пространственная форма молекулы.	Шаростержневая модель молекулы	Полусферическая модель молекулы
1.		

2.1 Лабораторная работа №21 (2 часа).

Тема: «Двойные и комплексные соединения»

2.1.1 Цель работы: изучить двойные и комплексные соединения

2.1.2 Задачи работы:

1. Изучить номенклатуру и классификацию комплексных солей
2. Рассмотреть основные положения координационной теории Вернера
3. Получить комплексные катионы и анионы
4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Раствор йодида калия, раствор нитрата ртути (II), раствор аммиака, раствор гидроксида натрия, раствора сульфата меди, пробирки, пипетки

2.1.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Получение комплексного катиона.

К 1 мл раствора сульфата меди прибавить такой же объем раствора гидроксида натрия. Наблюдать образование осадка голубого цвета.

К образовавшемуся осадку по каплям добавлять раствор аммиака до полного его растворения. Образуется аммиакат меди, содержащий комплексный катион $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ синего цвета. Записать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 2. Получение комплексного аниона.

К 0,5 мл раствора нитрата ртути (II) прибавить 2 – 3 капли раствора йодида калия. Наблюдать образование ярко-оранжевого осадка йодида ртути. Продолжать добавление раствора йодида калия до полного растворения осадка и обесцвечивания раствора. Получающийся бесцветный раствор свидетельствует об образовании комплексного аниона $[\text{HgI}_4]^{2-}$.

Записать в молекулярной и ионной формах уравнения происходящих реакций.

2.1 Лабораторная работа № 22 (2 часа).

Тема: «Комплексонометрия. Аргентометрия »

2.1.1 Цель работы: изучить методы количественного анализа – комплексонометрию и аргентометрию

2.1.2 Задачи работы:

1. Изучить сущность хелатометрического титрования.
2. Закрепить знания о количественных методах анализа
3. Ознакомить с сущностью осадительного титрования
4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Сухая смесь индикатора хромоген черного с хлоридом натрия, шпатель, аммиачный буферный раствор с рН 8-10, пипетки, колбы для титрования на 250 –500 см³, рабочий раствор ЭДТА (трилон Б), бюретки для титрования,

2.1.4 Описание (ход) работы:

Определение общей жесткости воды

Общая жесткость воды обусловлена присутствием в воде катионов кальция и магния. Количественно этот показатель выражают суммой моль кальция и магния, содержащихся в 1дм³ воды. (1 ммоль Mg²⁺ соответствует 12,16мг; 1 ммоль Ca²⁺ соответствует 20,04 мг). В зависимости от значения общей жесткости различают следующие типы вод: очень мягкие 1,5 ммоль/дм³, мягкие 1,5-3,0 ммоль/дм³, среднежесткие 3,0-7,0 ммоль/дм³, жесткие 7,0 - 10,0 ммоль/дм³ очень жесткие – свыше 10,0 ммоль/дм³.

1. Заполнить бюретку для титрования рабочим раствором ЭДТА (трилон Б), предварительно ополоснув ее этим раствором.
2. В колбу для титрования на 250 –500 см³ пипеткой отмерить 100 см³ водопроводной воды, прибавить 5см³ аммиачного буферного раствора с рН 8-10 и на конце шпателя 20-30 мг сухой смеси индикатора хромоген черного с хлоридом натрия.
3. Оттитровать воду стандартным раствором ЭДТА до перехода окраски из винно-красной в синюю.
4. Титровать 3 раза, рассчитать средний объем раствора ЭДТА, пошедший на титрование и вычислить общую жесткость воды.
5. Определить тип воды.

2.1 Лабораторная работа № 23 (2 часа).

Тема: «Хроматографический анализ. Фотоэлектроколориметрия. »

2.1.1 Цель работы: изучить методы хроматографического анализа

2.1.2 Задачи работы:

1. Изучить сущность хроматографического анализа
2. Закрепить основные понятия аналитической химии
3. Ознакомить с основными методами хроматографического анализа
4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Раствор гексацианоферрата калия, дистиллированная вода, чашки Петри, микропипетки, круглый диск фильтровальной бумаги

2.1.4 Описание (ход) работы:

Взять круглый диск фильтровальной бумаги, на нем вырезать бумажный фитилек (от края до центра диска) длиной 2см и шириной 1-2мм, отогнуть его и на место сгиба микропипеткой нанести несколько капель исследуемых растворов. Взять две одинаковые

половинки чашек Петри (диаметром на 1-1,5 см меньше диаметра диска), налить в одну половину воды и поместить диск фильтровальной бумаги между двумя половинками чашек Петри так, чтобы фитилек был погружен в воду. Через 15-20 мин, вода поднимется по фитильку и смочит весь бумажный кружок, вынуть его из чашки и обработать слабым раствором гексацианоферрата калия. На фильтре появятся два окрашенных кольца. Сделать вывод.