

**Выступление на «Секции преподавателей высшего образования  
«Современные проблемы химического образования в высшей школе»  
на Татарстанском съезде учителей и преподавателей химии  
доцента кафедры инженерной педагогики и психологии  
ФГБОУ ВО КНИТУ  
Павловой Ирины Викторовны**

**Входной контроль знаний студентов как основа дифференциации  
содержания химического образования**

В настоящее время имеют место значительные изменения в системе образования. Объективно возникшая потребность в модернизации образования определяет поиск путей разрешения противоречия между потребностями общества и уровнем образованности индивидуумов. Практически выход из данной ситуации связывается с идеей непрерывного образования, имеющей глубокие исторические корни и приобретающей в настоящее время особую актуальность.

Попытки разрешить данное противоречия привело к возникновению новой образовательной структуры – университетскому комплексу, охватывающему все уровни профессионального образования и имеющего целью повысить качество подготовки выпускников вузов.

Объединение в данную структуру уровня довузовской подготовки не случайное явление. Со времени образования промышленных училищ – прообразов технологических университетов отмечалось низкое качество подготовки абитуриентов и особое внимание уделялось его повышению.

Настоящее время характеризуется и изменениями в содержании образования на уровне старшей школы, его профилизации и дифференциации обучения. Однако нерешенным остается вопрос об эффективной довузовской подготовке к обучению в химико-технологическом вузе. Фактически существующие в университетском комплексе образовательные структуры не представляют собой системы с точки зрения непрерывности и преемственности общехимического образования.

Подготовка специалиста в настоящее время в значительной степени определяется уровнем школьного образования. При этом совершенствование учебного процесса высшей школе лежит на стыке средней и высшей школ. А.Я.Блаус описывает основную причину низкой успеваемости студентов младших курсов как отсутствие в методах обучения преемственности между средней и высшей школами. По мнению А.Я. Блауса, при организации учебного процесса в первом семестре следует учитывать такой фактор, как недостаточный предварительный уровень теоретических знаний, полученных в средней школе. В связи с этим возникает вопрос о необходимости разработки методики установления уровня подготовленности обучаемых по дисциплинам, а также уточнения основных целей отдельных этапов обучения и выбора соответствующих методов учебной работы для достижения этих целей с учетом предварительной подготовленности студентов.

Для разрешения проблем, лежащих на стыке средней и высшей школы, остановимся на характеристике основных различий условий обучения в школе и в вузе, общих для всей естественнонаучной подготовки. Главной задачей общеобразовательной школы является осуществление общего образования, отвечающего современным требованиям научного знания, на базе фундаментальных положений наук, воспитание стремления к постоянному совершенствованию своих знаний, умений и навыков, умения самостоятельно пополнять знания и применять их на практике.

Главной задачей высших учебных заведений является подготовка высококвалифицированных специалистов, владеющих глубокими теоретическими знаниями и практическими навыками по специальности.

Школа и вуз отличаются структурой учебных планов: если в школе основы наук, политическое и трудовой обучение идут параллельно и для учебных предметов характерна концентрическая структура, то в вузе учебные планы имеют, как правило, линейную структуру: общетеоретические предметы – общеинженерная подготовка - специальные дисциплины.

Значительные различия существуют между школьными и вузовскими методиками: школьная методика рассчитана, в основном, на руководство учебной работой со стороны учителя, то вузовская ориентирована на самообразование.

Различие существует и в формах организации учебного процесса. Если основной формой организации обучения в школе является урок, то вузовское обучение традиционно предусматривает лекции, семинарские занятия, практические работы.

Большое различие наблюдается в плотности информации, которую необходимо усвоить. В вузе она значительно выше. В школе за 10 лет изучается около 20 предметов, в вузе за пять лет – 40-50 дисциплин.

Различие в уровне подготовки и квалификации школьных учителей и преподавателей вуза также определяют различие в воспитательном процессе (без учета различия в возрастном цензе обучаемых) в школе и вузе. В вузе дисциплины преподают высококвалифицированные научные работники, в большинстве своем, не имеющие соответствующей психолого-педагогической подготовки.

Отдельно необходимо остановиться на содержании обучения в школе и вузе. Вузовское обучение направлено на приобретение профессионально значимых знаний, умений и навыков. Дисциплины, преподаваемые в вузе, отличаются высоким научным уровнем и фундаментальностью.

Можно выделить несколько аспектов осуществления целенаправленной работы, направленных на изменение содержания обучения химии в данных структурах. Они относятся к:

1. объему знаний, умений и навыков, достаточных для поступления в вуз;
2. объему знаний, умений и навыков, необходимых для успешного освоения программы вуза;

навыкам, необходимым в процессе самообразования, самостоятельной работы по освоению школьных и вузовских программ.

Разнообразие задач обучения дисциплине «Общая и неорганическая химия» диктует и разнообразие организационных форм обучения. Практически, понятие «форма организации обучения» обозначает какой-либо вид занятия – урок, лекцию, семинар, лабораторное занятие, практикум, домашнюю работу, производственную практику, консультацию, зачет, экскурсию, экзамен и др.

В настоящее время на кафедре неорганической химии существуют следующие формы организации учебного процесса: лекционные, семинарские занятия, лабораторный практикум, самостоятельная работа, научно-исследовательская работа студентов, олимпиады, консультации.

При проектировании корректирующей подсистемы многопрофильной химической подготовки часто берутся личностно-деятельностный и интегративный подходы.

Основной задачей курса химии на начальном этапе обучения студентов первого курса является их подготовка к изучению химических дисциплин и предметов химического цикла.

Решение этой задачи предполагает систематизацию знаний, приобретенных в школе, восполнение пробелов, имеющих в их базовом образовании, углубление тех знаний по общей химии, которые в дальнейшем понадобятся им при изучении других разделов химии и дисциплин химического цикла (например, химической технологии).

Также необходимо учитывать психолого-педагогические особенности студентов первого курса.

Студенты первого курса – это ребята, еще недавно закончившие средние школы. Этот возрастной психофизический фактор следует иметь в виду при проведении занятий. Многие студенты болезненно реагируют на смену социальной позиции человека – на переход от школы к вузу.

Постановка и исследование проблем преемственности многопрофильной химической подготовки студентов в системе «школа – технологический университет» обусловлены необходимостью преодоления

общего противоречия между общеобразовательным характером базовой школьной подготовки и специальными задачами химического образования в технологическом университете, которое обостряется в условиях функционирования технологического университета в форме учебно-научно-инновационного комплекса и реформирования высшей школы.

Дидактическими условиями преодоления указанного противоречия являются проектирование корректирующей подсистемы многопрофильной химической подготовки как начального этапа химической подготовки студентов со своими особыми целями функциями, принципами, информационным обеспечением, технологией обучения и реализация в соответствии с ней дидактического процесса.

Корректирующая подсистема многопрофильной химической подготовки выполняет компенсирующую, адаптивную и развивающую функции. Компенсирующая функция направлена на восполнение пробелов в базовом школьном образовании. Адаптивная функция предполагает оперативное доведение полученных в объеме стандартов среднего образования знаний и умений до необходимого уровня системности, научности и абстрактности при условии профессиональной ориентации; адаптацию к новой технологии обучения и рейтинговой системе контроля. Развивающая функция направлена на развитие самостоятельности познания. Таким образом, уже на начальном этапе обучения предлагается ориентация на творческое саморазвитие, необходимое специалисту в постиндустриальном информационном обществе XXI века. При проектировании корректирующей подсистемы многопрофильной химической подготовки за основу взяты личностно-деятельностный и интегративный подходы.

Качество школьного химического образования не удовлетворяет вузовским требованиям, предъявляемым при обучении общей и неорганической химии. Ранее на кафедре неорганической химии КНИТУ в качестве входного контроля проводилась контрольная работа, которая во

основном была направлена на выявление и проверку знаний о классах неорганических соединений. Результаты многолетних наблюдений показывают, что удовлетворительно, то есть на тройку, с данной работой справляется 30 – 35 % студентов. Это говорит о необходимости введения корректирующей подсистемы.

На начальном корректирующем этапе необходимо дать материал, включающий основные понятия химии и выполняющий следующие задачи:

1. корректирующую;
2. систематизирующую;
3. обобщающую;
4. установления внутренних связей;
5. формирования более осознанного взгляда на базовую химию.

Корректирующий модуль имеет следующее содержание:

1. Основные понятия в химии.
  1. 1. Атом, молекула, изотоп.
  1. 2.. Протоны, нейтроны, электроны.
  1. 3. Периодический закон и периодическая система элементов
  1. 4. Электронные формулы и энергетические диаграммы.
2. Термодинамика и химическое равновесие.
  2. 1. Тепловой эффект реакции. Экзо- и эндотермические реакции.
  2. 2. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Закон Гильдберга и Ваге.
  2. 3. Факторы, влияющие на химическое равновесие. Принцип Ле Шателье.
3. Химическая кинетика.
  3. 1. Скорость химической реакции. Прямые, обратные реакции.
  3. 2. Константа скорости.
  3. 3. Влияние температуры на скорость химической реакции. Закон Вант-Гоффа.
  3. 4. Катализ и ингибирование.

#### 4. Учение об изменении химических свойств.

4. 1. Закономерности изменения свойств атомов элементов по периодам и по группам периодической системы Д.И. Менделеева.

4. 2. Основные классы неорганических веществ.

4. 2. 1. Оксиды.

4. 2. 2. Основания.

4. 2. 3. Кислоты.

4. 2. 4. Соли.

4. 3. Электролитическая диссоциация.

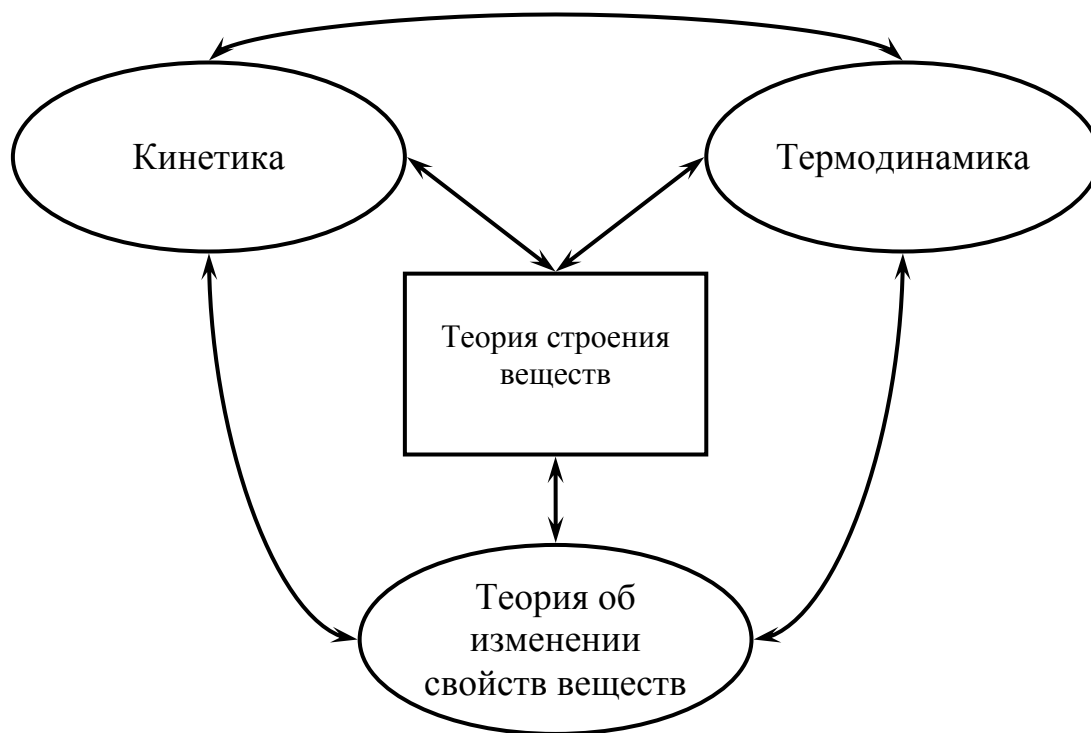
***Требования к минимуму знаний и умений для прохождения  
корректировочного модуля.***

Модуль	Знать	Уметь
Корректирующий	Основные понятия химии на уровне определений и свойств; структуру современной химии, ее роль в инженерно-технических, естественнонаучных исследованиях; обозначения химических элементов	Писать уравнения реакций, решать задачи по уравнениям реакций, составлять формулы соединений при известных степенях окисления атомов элементов, строить энергетические диаграммы и записывать электронные формулы атомов; определять возможные степени окисления, владеть минимальным набором химических понятий

Детализация знаний и умений по корректирующему модулю представляет собой диагностическую постановку целей и необходима для проектирования процессуальной части корректирующей подсистемы.

Следует отметить, что в период адаптации студентов к условиям обучения в технологическом университете, необходимо как ознакомить

студентов с методикой и техникой умственной работы, так и привести их знания по химии в целостную систему, дающую возможность для формирования профессиональных умений, что невозможно без умения студентов работать самостоятельно.



Формой организации корректировочных занятий должны стать на наш взгляд лекции и семинары. На лекциях в сжатой и максимально обобщенной форме должны даваться основные понятия. Этим достигается цель обобщения и систематизации знаний студентов. На семинарах должно осуществляться применение полученных и систематизированных знаний в практике решения задач.

Преемственность многопрофильной химической подготовки студентов в системе «школа – технологический университет» понимается как способ системной связи между базовым школьным и университетским химическим образованием. Дидактическими условиями обеспечения преемственности являются проектирование корректирующей подсистемы как начального этапа химической подготовки со своими особыми целями, принципами,



функциями, информационно-содержательной и процессуальной частями и реализация в соответствии с ней дидактического процесса.

Корректирующая подсистема многопрофильной химической подготовки нацелена на обеспечение сформированности базовых химических знаний и умений. Корректирующая подсистема выполняет компенсирующую, адаптивную и развивающую функции. В основе ее проектирования лежат личностно-деятельностный и интегративный подходы, опирающиеся на принципы преемственности, модульности, индивидуализации, оптимального сочетания фундаментальности и профессиональной направленности.

Проблемы самого начального этапа обучения химии решает корректирующая подсистема. Но проблема низкого интереса и низкой мотивации у студентов в том числе первого курса остается очень острой.

Здесь нам на выручку приходит использование активных методов обучения химии. Кроме лабораторных работ, на которые студенты ходят с удовольствием и интересом, нами предлагается активизировать лекционные и практические занятия. Весь широкий спектр активных методов обучения: мозговой штурм, кейс-метод, дискуссия, проблемное и проектное обучение, деловые и блиц-игры и т.п. необходимо использовать с целью повышения интереса и мотивации студентов на протяжении всего курса изучения химических дисциплин. Многочисленные исследования показывают, что использование активных методов обучения существенно повышает мотивацию, интерес и в конечном этапе успеваемость студентов по химическим дисциплинам.

Нельзя не отметить еще одну острую проблему начального вузовского обучения в том числе химическим дисциплинам. Ей является языковая адаптация иностранных студентов. Как можно увидеть на приведенном рисунке 78% опрошенных иностранных студентов из стран Ближнего зарубежья отмечают основной проблемой именно языковой барьер.

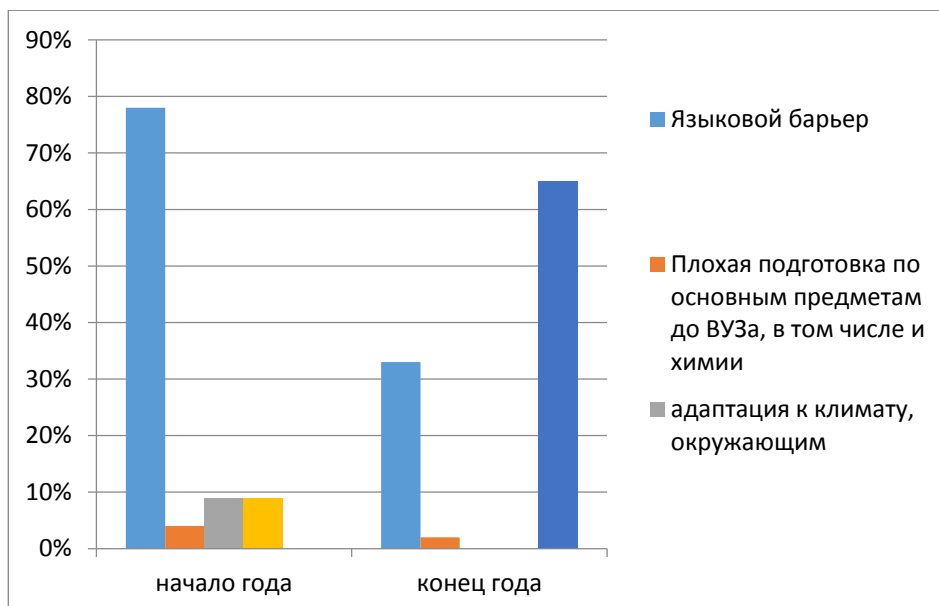


Рис. 1. Основные проблемы, с которыми сталкиваются иностранные студенты в начале и в конце первого курса.

С целью улучшения адаптации иностранных студентов из стран ближнего зарубежья на нашей кафедре был разработан словарь основных химических терминов.

Данный словарь был апробирован студентами-разработчиками для 100 иностранных студентов из стран ближнего зарубежья. Эксперимент оказался очень успешным. 86% иностранных студентов из стран ближнего зарубежья отметили упрощение восприятия информации по химии при использовании данного словаря. Кроме того, данный словарь может быть расширен и дополнен переводами на другие языки, что делает его незаменимым помощником для иностранных студентов на уровне усвоения основных разделов химии в университете.

#### Приложение 1. Словарь основных химических терминов для иностранных студентов из стран ближнего зарубежья

##### Аннотация к словарю

Юный гений, Ты начинаешь новую взрослую жизнь. Твой выбор профессии пал на точные науки, а, значит, ответственность за будущее очень велика! Для подробного и более полного освоения материала, который ты получишь во время учебы в нашем вузе (КНИТУ), мы составили специально для тебя словарь химических терминов. В него вошли все разделы химии как школьного, так и вузовского уровней. Термины школьного уровня необходимы для повторения основ химии (общей, неорганической). Вузовский уровень – это комбинация знаний, основанных на высшем уровне. Разделы органической, физической, аналитической, коллоидной химии радикально отличаются от предвузовской подготовки. Ты окунешься в углубленное познание этих наук и сможешь изучить каждое слово по крупицам. А самое главное поймешь абсолютно все, о чем идет речь, ведь мы учли особенности твоего языка.

До скорых встреч, дорогой студент КНИТУ, на лекциях и практиках!

Разделы «Общая и неорганическая химия»		
«Органическая химия»		
Русский язык	Таджикский язык	Узбекский язык
алкил	аллот	alkil
альдегид	Алдеҳда	aldehyde
Белки	сафедаҳо	proteinlar
гетерогенные системы	системаҳои генетикӣ	heterojen tizimlar
горение	сӯзишворӣ	yonish
двойная связь	пайвастагии дучониба	ikki tomonlama munosabatlar
дезактивация	бекоркунӣ	o'chirish
водородный показатель	нишондиҳандаи гидроген	vodorod ko'rsatkichi
калориметрия	калориметри	kalorimetrlari
волновые свойства	хосиятҳои мавҷонӣ	xususiyatlari
квантовое число	рақами миқдор	kvant raqami
электронный уровень,	сатҳҳои электронӣ,	elektron daraja,
переодический закон	қонуни даврий	davriy qonun
электроотрицательность	электрониегаторӣ	elektrodegativlik
ковалентная связь	бақияи коғаз	kovalent rishta
химическое равновесие	тақсимои кимиёвӣ	kimyoviy muvozanat
ионизация	ionization	ionlash
Соль	намак	Tuz
щелочь	Кастинг	kostik
кислоты	оксидҳо	kislotalar
окислитель	oxidizer	oksidlovchi
восстановитель	кам кардани агенти	kamaytirish agenti
пассивирование	гузаранд	passivating
растворитель	бекор карда шудааст	hal qiluvchi
основания	асосҳо	asoslari
расщипление	тақсим карда мешавад	parchalanish

Раздел «Физическая химия»		
Русский язык	Узбекский язык	Таджикский язык
атомная масса	atom massasi	Массаи атоми
квант света (фотон)	nur kvanti	нусаи нур (фотон)
плотность	zichlik	Зичи

поглощение света	yorug'lik emilimi	садаф кардани нур
Радиоактивность	Radioaktivlik	Радиоактивӣ
электронное облако	elektron bulut	Абри электрони
ядерная химия	yadroviy kimyo	химияи атомӣ
Агрегатное состояние	Umumiy ahvol	Холати агрегати
атмосферное давление	atmosfera bosimi	Фишори атмосфери
проводник	o'tkazuvchi	Ноқил
изолятор	Izolyator	эмкунӣ
полупроводник	yarimo'tkazuvchi	нимсола
<b>Аналитическая химия</b>		
<b>Русский язык</b>	<b>Узбекский язык</b>	<b>Таджикский язык</b>
Абсорбция	Emilim	Ақл
Автокатализ	Autokataliz	Autocatalysis
адденды (лиганды)	qo'shimchalar (ligandlar)	Иловагӣ
адсорбция	adsorbsiyasi	виروиш
акцептор	qabul qiluvchi	қабулқунанда
ангидриды	anhidratlar	Аноксидантҳо
антифризы	Antifrizlar	антифризҳо
дисперсионный анализ	varyans tahlil qilish	тахлили ихтисос
бюретка	burette	дандон
взвесь	atala	моддаи муаллақ
индикаторы	ko'rsatkichlar	нишондиҳандаҳо
кислотность	кислота миқдори	туршӣ
реакция нейтрализации	neytrallanish reaksiyasi	реаксияҳои нейтрализатсия
степень диссоциации	ajratish darajasi	дараҷаи ихтилолот
электролиз	elektroliz	электролиз
электрофорез	elektroforez	электрофорис
<b>Коллоидная химия</b>		
<b>Русский язык</b>	<b>Узбекский язык</b>	<b>Таджикский язык</b>

дисперсная система (дисперсия)	tarqalgan tizim (tarqalish)	Системаи дисперсионии
концентрация	konsentratsiyasi	Консентратсияи
диспергирование	tarqaladi	пароканда
золь	chapda	хокистардон
мицелла	Mishel	микель
коллоидная система	kolloid tizim	коллоидная системаи
гидрозоль	gidrosol	гидрохокистардон
эмульгатор	emulsifikator	эмульсияофар
стабилизатор	стабиллаштирувчи	тасбитгар
диффузия	singish	омезиш
осмотическое давление	ozmotik bosim	фишори оксиген

## **Приложение 2. Корректирующая система основной химической подготовки.**

Корректировочные занятия на наш взгляд должны включать повторение, обобщение, а где необходимо и конкретизацию знаний по основным отраслям общей химии. Основные теории общей химии – это учение о строении вещества, термодинамика, кинетика, учение об изменении химических свойств веществ.

### **Учение о строении вещества (1 корректировочное занятие)**

**Химия** - наука о веществах, закономерностях их превращений (физических и химических свойствах) и применении [22]. В настоящее время известно более 100 тыс. неорганических и более 4 млн. органических соединений.

Химические явления: одни вещества превращаются в другие, отличающиеся от исходных составом и свойствами, при этом состав ядер атомов не изменяется.

Физические явления: меняется физическое состояние веществ (парообразование, плавление, электропроводность, выделение тепла и света,

ковкость и др.) или образуются новые вещества с изменением состава ядер атомов.

#### Основные определения в общей химии

1. Все вещества состоят из молекул. Молекула – наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами.
2. Молекулы состоят из атомов. Атом – наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства. Различным элементам соответствуют различные атомы.
3. Молекулы и атомы находятся в непрерывном движении; между ними существуют силы притяжения и отталкивания.

Химический элемент – это вид атомов, характеризующийся определенными зарядами ядер и строением электронных оболочек. В настоящее время известно 110 элементов: 89 из них найдены в природе (на Земле), остальные получены искусственным путем. Атомы существуют в свободном состоянии, в соединениях с атомами того же или других элементов, образуя молекулы. Способность атомов вступать во взаимодействие с другими атомами и образовывать химические соединения определяется его строением. Атомы состоят из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов, движущихся вокруг него, образуя электронейтральную систему, которая подчиняется законам, характерным для микросистем.

Атомное ядро – центральная часть атома, состоящая из  $Z$  протонов и  $N$  нейтронов, в которой сосредоточена основная масса атомов.

Заряд ядра – положительный, по величине равен количеству протонов в ядре или электронов в нейтральном атоме и совпадает с порядковым номером элемента в периодической системе. Сумма протонов и нейтронов атомного ядра называется массовым числом  $A = Z + N$ .

Изотопы – химические элементы с одинаковыми зарядами ядер, но различными массовыми числами за счет разного числа нейтронов в ядре.

Массовое

число □	A	Э	63	Cu и	65	Cu;	35	Cl и	37	Cl
Заряд □	Z		29		29		17		17	
ядра										

Химическая формула – это условная запись состава вещества с помощью химических знаков (предложены в 1814 г. Й. Берцелиусом) и индексов (индекс - цифра, стоящая справа внизу от символа. Обозначает число атомов в молекуле). Химическая формула показывает, атомы каких элементов и в каком отношении соединены между собой в молекуле.

Международная единица атомных масс равна  $1/12$  массы изотопа  $^{12}\text{C}$  – основного изотопа природного углерода.

$$1 \text{ а.е.м} = 1/12 \cdot m(^{12}\text{C}) = 1,66057 \cdot 10^{-24} \text{ г}$$

Относительная атомная масса ( $A_r$ ) – безразмерная величина, равная отношению средней массы атома элемента (с учетом процентного содержания изотопов в природе) к  $1/12$  массы атома  $^{12}\text{C}$ .

Средняя абсолютная масса атома ( $m$ ) равна относительной атомной массе, умноженной на а.е.м.

$$A_{r(\text{Mg})} = 24,312$$

$$m_{(\text{Mg})} = 24,312 \cdot 1,66057 \cdot 10^{-24} = 4,037 \cdot 10^{-23} \text{ г}$$

Относительная молекулярная масса ( $M_r$ ) - безразмерная величина, показывающая, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше  $1/12$  массы атома углерода  $^{12}\text{C}$ .

$$M_r = m_r / (1/12 m_a(^{12}\text{C}))$$

$m_r$  - масса молекулы данного вещества;

$m_a(^{12}\text{C})$  - масса атома углерода  $^{12}\text{C}$ .

$M_r = \sum A_r(\text{э})$ . Относительная молекулярная масса вещества равна сумме относительных атомных масс всех элементов с учетом индексов.



### ***Примеры.***

$$M_r(B_2O_3) = 2 \cdot A_r(B) + 3 \cdot A_r(O) = 2 \cdot 11 + 3 \cdot 16 = 70$$

$$M_r(KAl(SO_4)_2) = 1 \cdot A_r(K) + 1 \cdot A_r(Al) + 1 \cdot 2 \cdot A_r(S) + 2 \cdot 4 \cdot A_r(O) = \\ = 1 \cdot 39 + 1 \cdot 27 + 1 \cdot 2 \cdot 32 + 2 \cdot 4 \cdot 16 = 258$$

Абсолютная масса молекулы равна относительной молекулярной массе, умноженной на а.е.м. Число атомов и молекул в обычных образцах веществ очень велико, поэтому при характеристике количества вещества используют специальную единицу измерения - моль.

Количество вещества, моль. Означает определенное число структурных элементов (молекул, атомов, ионов). Обозначается  $\nu$ , измеряется в моль. Моль - количество вещества, содержащее столько же частиц, сколько содержится атомов в 12 г углерода.

Число Авогадро ( $N_A$ ). Количество частиц в 1 моль любого вещества одно и то же и равно  $6,02 \cdot 10^{23}$ . (Постоянная Авогадро имеет размерность - моль<sup>-1</sup>).

### ***Пример.***

Сколько молекул содержится в 6,4 г серы?

Молекулярная масса серы равна 32 г /моль. Определяем количество г/моль вещества в 6,4 г серы:

$$\nu(s) = m(s) / M(s) = 6,4\text{г} / 32 \text{ г/моль} = 0,2 \text{ моль}$$

Определим число структурных единиц (молекул), используя постоянную Авогадро  $N_A$

$$N(s) = \nu(s) \cdot N_A = 0,2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,2 \cdot 10^{23}$$

Молярная масса показывает массу 1 моля вещества (обозначается  $M$ ).

$$M = m / \nu$$

Молярная масса вещества равна отношению массы вещества к соответствующему количеству вещества.

Массовая доля – это отношение массы вещества, к массе раствора (или отношению массы атома к массе всей молекулы).

## Тепловой эффект химической реакции. Основные законы термохимии.

*(2 корректировочное занятие)*

В каждом веществе имеется запас определенного количества энергии. С этим свойством веществ мы сталкиваемся уже за завтраком, обедом или ужином, так как продукты питания позволяют нашему организму использовать энергию самых разнообразных химических соединений, содержащихся в пище. В организме эта энергия преобразуется в движение, работу, идет на поддержание постоянной (и довольно высокой!) температуры тела.

Энергия химических соединений сосредоточена главным образом в химических связях. Чтобы разрушить связь между двумя атомами, требуется **ЗАТРАТИТЬ ЭНЕРГИЮ**. Когда химическая связь образуется, энергия **ВЫДЕЛЯЕТСЯ**.

Вспомним, что атомы не соединялись бы между собой, если бы это не вело к "выигрышу" (то есть высвобождению) энергии. Этот выигрыш может быть большим или малым, но он обязательно есть при образовании молекул из атомов.

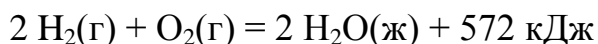
Любая химическая реакция заключается в разрыве одних химических связей и образовании других.

Когда в результате химической реакции при образовании новых связей выделяется энергии **БОЛЬШЕ**, чем потребовалось для разрушения "старых" связей в исходных веществах, то избыток энергии высвобождается в виде тепла. Примером могут служить реакции горения. Например, природный газ (метан  $\text{CH}_4$ ) сгорает в кислороде воздуха с выделением большого количества теплоты. Такие реакции называются **ЭКЗОТЕРМИЧЕСКИМИ** от латинского "экзо" – наружу (имея в виду выделяющуюся энергию).

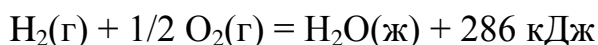
В других случаях на разрушение связей в исходных веществах требуется энергии больше, чем может выделиться при образовании новых связей. Такие реакции происходят только при подводе энергии извне и называются **ЭНДОТЕРМИЧЕСКИМИ** (от латинского "эндо" – внутрь).

Примером является образование оксида углерода (II) CO и водорода H<sub>2</sub> из угля и воды, которое происходит только при нагревании.

Таким образом, любая химическая реакция сопровождается выделением или поглощением энергии. Чаще всего энергия выделяется или поглощается в виде теплоты (реже - в виде световой или механической энергии). Эту теплоту можно измерить. Результат измерения выражают в килоджоулях (кДж) для одного МОЛЯ реагента или (реже) для моля продукта реакции. Такая величина называется ТЕПЛОВЫМ ЭФФЕКТОМ РЕАКЦИИ. Например, тепловой эффект реакции сгорания водорода в кислороде можно выразить любым из двух уравнений:



или



Оба уравнения одинаково правильны и оба выражают тепловой эффект экзотермической реакции образования воды из водорода и кислорода. Первое – на 1 моль использованного кислорода, а второе – на 1 моль сгоревшего водорода или на 1 моль образовавшейся воды.

Значки (г), (ж) обозначают газообразное и жидкое состояние веществ. Встречаются также обозначения (тв) или (к) – твердое, кристаллическое вещество, (водн) – растворенное в воде вещество и т.д.

Обозначение агрегатного состояния вещества имеет важное значение. Например, в реакции сгорания водорода первоначально образуется вода в виде пара (газообразное состояние), при конденсации которого может выделиться еще некоторое количество энергии. Следовательно, для образования воды в виде жидкости измеренный тепловой эффект реакции будет несколько больше, чем для образования только пара, поскольку при конденсации пара выделится еще порция теплоты.

Тепловые эффекты химических реакций нужны для многих технических расчетов. Представьте себя на минуту конструктором мощной

ракеты, способной выводить на орбиту космические корабли и другие полезные грузы.

Допустим, вам известна работа (в кДж), которую придется затратить для доставки ракеты с грузом с поверхности Земли до орбиты, известна также работа по преодолению сопротивления воздуха и другие затраты энергии во время полета. Как рассчитать необходимый запас водорода и кислорода, которые (в сжиженном состоянии) используются в этой ракете в качестве топлива и окислителя?

Без помощи теплового эффекта реакции образования воды из водорода и кислорода сделать это затруднительно. Ведь тепловой эффект – это и есть та самая энергия, которая должна вывести ракету на орбиту. В камерах сгорания ракеты эта теплота превращается в кинетическую энергию молекул раскаленного газа (пара), который вырывается из сопел и создает реактивную тягу.

В химической промышленности тепловые эффекты нужны для расчета количества теплоты для нагревания реакторов, в которых идут эндотермические реакции. В энергетике с помощью теплот сгорания топлива рассчитывают выработку тепловой энергии.

Врачи-диетологи используют тепловые эффекты окисления пищевых продуктов в организме для составления правильных рационов питания не только для больных, но и для здоровых людей – спортсменов, работников различных профессий. По традиции для расчетов здесь используют не джоули, а другие энергетические единицы – калории ( $1 \text{ кал} = 4,1868 \text{ Дж}$ ). Энергетическое содержание пищи относят к какой-нибудь массе пищевых продуктов: к 1 г, к 100 г или даже к стандартной упаковке продукта. Например, на этикетке баночки со сгущенным молоком можно прочесть такую надпись: "калорийность 320 ккал/100 г".

Уравнения химических реакций, в которых вместе с реагентами и продуктами записан и тепловой эффект реакции, называются ТЕРМОХИМИЧЕСКИМИ УРАВНЕНИЯМИ.

Особенность термохимических уравнений заключается в том, что при работе с ними можно переносить формулы веществ и величины тепловых эффектов из одной части уравнения в другую. С обычными уравнениями химических реакций так поступать, как правило, нельзя.

Допускается также почленное сложение и вычитание термохимических уравнений. Это бывает нужно для определения тепловых эффектов реакций, которые трудно или невозможно измерить в опыте.

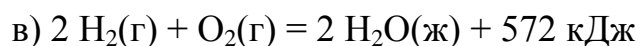
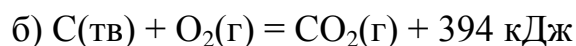
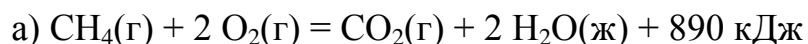
*Пример.*

В лаборатории чрезвычайно трудно осуществить "в чистом виде" реакцию получения метана  $\text{CH}_4$  путем прямого соединения углерода с водородом:

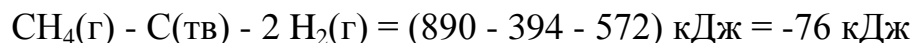


Но можно многое узнать об этой реакции с помощью вычислений. Например, выяснить, будет эта реакция экзо- или эндотермической, и даже количественно рассчитать величину теплового эффекта.

Известны тепловые эффекты реакций горения метана, углерода и водорода (эти реакции идут легко):



Вычтем два последних уравнения (б) и (в) из уравнения (а) Левые части уравнений будем вычитать из левой, правые - из правой. При этом сократятся все молекулы  $\text{O}_2$ ,  $\text{CO}_2$  и  $\text{H}_2\text{O}$ . Получим:



Это уравнение выглядит несколько непривычно. Умножим обе части уравнения на (-1) и перенесем  $\text{CH}_4$  в правую часть с обратным знаком. Получим нужное нам уравнение образования метана из угля и водорода:



Итак, наши расчеты показали, что тепловой эффект образования метана из углерода и водорода составляет 76 кДж (на моль метана), причем этот

процесс должен быть экзотермическим (энергия в этой реакции будет выделяться).

Обратите внимание, что почленно складывать, вычитать и сокращать в термохимических уравнениях можно только вещества, находящиеся в одинаковых агрегатных состояниях, иначе мы ошибемся в определении теплового эффекта на величину теплоты перехода из одного агрегатного состояния в другое.

Раздел химии, занимающийся изучением превращения энергии в химических реакциях, называется ТЕРМОХИМИЕЙ.

### **Кинетика**

Многое удастся узнать о химических реакциях, изучая скорость их протекания и факторы, от которых она зависит. Этим занимается раздел химии, называемый ХИМИЧЕСКОЙ КИНЕТИКОЙ.

***\* Скоростью химической реакции называется количество вещества, вступающего в реакцию или образующегося при реакции за единицу времени в единице объема системы.***

Количество вещества выражают в МОЛЯХ, а объем в ЛИТРАХ. В этом случае мы получаем удобную для работы величину - КОНЦЕНТРАЦИЮ вещества в моль/л, которая ИЗМЕНЯЕТСЯ в ходе реакции.

Таким образом, скоростью реакции называют изменение концентрации какого-нибудь вещества, участвующего в реакции, за единицу времени (например, за секунду или за минуту). Отсюда другое определение скорости реакции:

***\* Скоростью химической реакции называется ИЗМЕНЕНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ реагента или продукта в единицу времени.***

Разницу между тем, что было и тем, что стало, часто обозначают буквой греческого алфавита  $\Delta$  (дельта) Следовательно, только что приведенное определение математически можно выразить так:

$$v = \frac{\Delta C}{\Delta \tau}$$

где  $v$  - скорость реакции,  $\Delta C$  - изменение концентрации (в моль/л), а  $\Delta \tau$  - интервал времени, в течение которого это изменение произошло (сек). Следовательно, размерность у скорости реакции такая: "моль/л·сек".

За скоростью реакции  $A + B = V$  можно следить по расходованию одного из реагентов (А или Б), либо по накоплению продукта (В). Здесь мы сталкиваемся с серьезной проблемой: скорость реакции может постоянно МЕНЯТЬСЯ. Действительно, в начале реакции, когда молекул А и Б еще много, столкновения между ними происходят гораздо чаще, чем в конце реакции, когда молекул А и Б уже намного меньше. Как мы знаем, столкновения молекул являются поводом для реакции между ними.

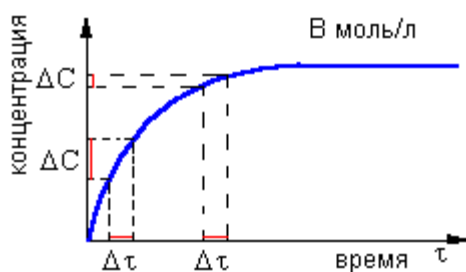


Рис. 1-9. Модель реакции  $A + B = V$ .

Образование продукта (В) происходит быстро в начале реакции и замедляется ближе к концу реакции. На графике накопления продукта (В) в смеси хорошо видно, что при одном и том же интервале времени  $\Delta \tau$  изменение концентрации  $\Delta C$  в начале реакции больше, чем в конце реакции. Таким образом, скорость химического превращения может постоянно меняться в ходе реакции.

Как же быть в таком случае? Что принимать за истинную скорость реакции? К счастью, существует подход, который позволяет устранить эту трудность в изучении скоростей химических реакций.

Чем больше концентрация молекул (А) или (Б) в смеси, тем больше вероятность столкновения между ними. Если обозначить буквами А и Б (в квадратных скобках) молярные концентрации этих веществ, то скорость

реакции будет пропорциональна произведению этих молярных концентраций:

$$v = [A \text{ моль/л}][B \text{ моль/л}] \quad (1)$$

В дальнейшем обозначения "моль/л" в квадратных скобках мы уже писать не будем. Заметим, что в полученном нами выражении (1) для скорости химической реакции размерности левой и правой части не совпадают. Действительно, размерность скорости реакции, как мы уже знаем, "моль/л·сек", а размерность произведения в правой части уравнения другая: "моль<sup>2</sup>/л<sup>2</sup>". Для того чтобы выровнять размерности в правой и левой частях уравнения, нужен коэффициент пропорциональности. Обозначим его буквой  $k$  и присвоим ему размерность "л/моль·сек". Тогда уравнение (1) примет такой вид:

$$v = k[A][B] \quad (2)$$

Оказалось, что коэффициент пропорциональности  $k$  способен выполнять гораздо более полезную функцию, чем простое выравнивание размерностей в левой и правой частях уравнения (2). Коэффициент  $k$  НЕ ЗАВИСИТ от концентраций  $[A]$  и  $[B]$ . Эти концентрации (как и скорость) могут изменяться в ходе реакции, но значение  $k$  сохраняется ПОСТОЯННЫМ для данной реакции в выбранных условиях. Поэтому коэффициент  $k$  называют КОНСТАНТОЙ СКОРОСТИ РЕАКЦИИ. Уравнение (2) называется КИНЕТИЧЕСКИМ УРАВНЕНИЕМ для реакций типа  $A + B = V$  (или  $A + B = V + \Gamma + \dots$ ).

Интересно, что в кинетическом уравнении скорость реакции не зависит от количества ПРОДУКТОВ реакции и их концентраций. Это и понятно: ведь скорость реакции в данном случае определяется только столкновениями молекул реагентов (A) и (B).

Константу скорости  $k$  можно определить экспериментально: она численно равна скорости реакции в тот момент, когда концентрации исходных веществ равны 1 моль/л:

$$v = k[A][B] = k[1][1], \text{ следовательно, в этот момент } v = k.$$



Константа скорости  $k$  дает химикам возможность КОЛИЧЕСТВЕННО обсуждать вопросы, связанные с изучением скоростей реакций. Приведем пример.

Реакция	Условия	Кинетическое уравнение	$k$
$\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$	20 °C	$v = k[\text{H}^+][\text{OH}^-]$	$1,4 \cdot 10^{11}$ л/моль·сек
$\text{NH}_4^+ = \text{NH}_3 + \text{H}^+$	20 °C	$v = k[\text{NH}_4^+]$	24 сек <sup>-1</sup>

Измеренные константы скоростей приведенных реакций позволяют уже не просто говорить о том, что реакция нейтрализации ( $\text{H}^+ + \text{OH}^-$ ) протекает намного быстрее реакции разложения иона аммония. Можно рассуждать количественно: при 20 °C реакция нейтрализации протекает в  $6 \cdot 10^9$  раз быстрее, чем реакция распада иона аммония на аммиак и ион водорода.

Кинетическое уравнение представляет собой произведение концентраций реагентов, каждая из которых взята в степени, равной числу молей соответствующего вещества в полном уравнении реакции. Это не что иное, как математическая запись ЗАКОНА ДЕЙСТВИЯ МАСС.

Часто встречается и термин ЗАКОН ДЕЙСТВУЮЩИХ МАСС, причем можно использовать любое из этих названий. Закон действующих масс и его математическое выражение – кинетическое уравнение – называют основным законом химической кинетики. Этот закон можно сформулировать так:

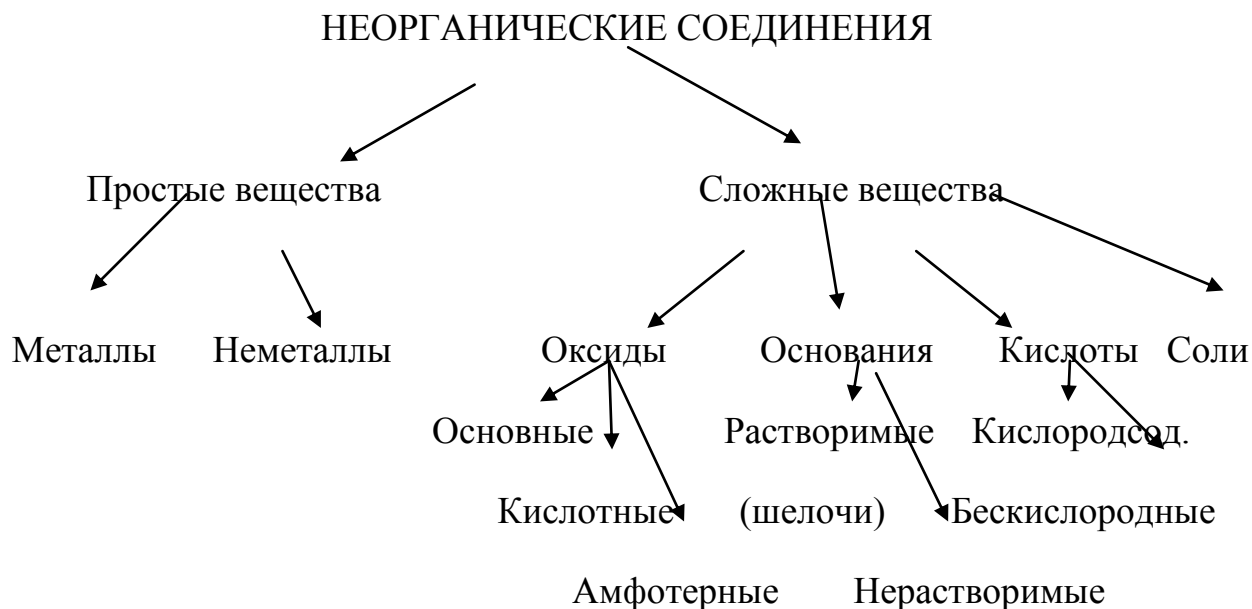
***\* При постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагентов.***

Название основного закона химической кинетики связано с работами норвежских ученых Гульдберга и Вааге, опубликованными в 1864 и 1867 гг. Этими исследователями было экспериментально показано, что скорость реакции пропорциональна произведению "масс реагентов в реакции", то есть "действующих масс", откуда и возникло название.

## Учение об изменении химических свойств

### Классификация неорганических веществ

Классификацию неорганических соединений можно представить схемой:



**Простые вещества.** Молекулы состоят из атомов одного вида (атомов одного элемента). В химических реакциях не могут разлагаться с образованием других веществ.

**Сложные вещества (или химические соединения).** Молекулы состоят из атомов разного вида (атомов различных химических элементов). В химических реакциях разлагаются с образованием нескольких других веществ.

#### Неорганические вещества

Простые	Металлы
	Неметаллы
Сложные	Оксиды
	Основания
	Кислоты
	Соли

Резкой границы между металлами и неметаллами нет, т.к. есть простые вещества, проявляющие двойственные свойства.

## ОКСИДЫ

### Классификация

**Оксиды** - это сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород.

#### ОКСИДЫ

**Несолеобразующие** CO, N<sub>2</sub>O, NO

#### Солеобразующие

##### Основные

-это оксиды металлов, в которых последние проявляют небольшую степень окисления +1, +2  
Na<sub>2</sub>O; MgO; CuO

##### Амфотерные

(обычно для металлов со степенью окисления +3, +4). В качестве гидратов им соответствуют амфотерные гидроксиды  
ZnO; Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; SnO<sub>2</sub>

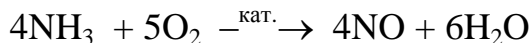
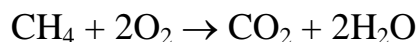
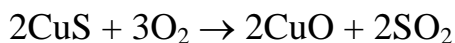
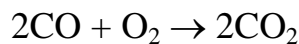
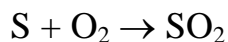
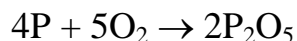
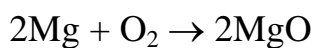
##### Кислотные

-это оксиды неметаллов и металлов со степенью окисления от +5 до +7  
SO<sub>2</sub>; SO<sub>3</sub>; P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>; Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>; CrO<sub>3</sub>

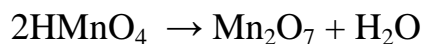
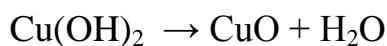
**Основным оксидам** соответствуют основания,  
**кислотным** — кислоты,  
**амфотерным** — и те и другие

## Получение

1. Взаимодействие простых и сложных веществ с кислородом:



2. Разложение некоторых кислородсодержащих веществ (оснований, кислот, солей) при нагревании:



### *Химические свойства*

Основные оксиды	Кислотные оксиды
1. Взаимодействие с водой	
Образуется основание: $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$	Образуется кислота: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$
2. Взаимодействие с кислотой или основанием:	
При реакции с кислотой образуется соль и вода $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuO} + 2\text{HCl} \xrightarrow{t^\circ} \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	При реакции с основанием образуется соль и вода $\text{CO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Амфотерные оксиды взаимодействуют	
с кислотами как основные: $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	с основаниями как кислотные: $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

	$\text{(ZnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4])$
3. Взаимодействие основных и кислотных оксидов между собой приводит к солям.	
$\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$	
4. Восстановление до простых веществ:	
$3\text{CuO} + 2\text{NH}_3 \rightarrow 3\text{Cu} + \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	
$\text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{C} \rightarrow 2\text{P} + 5\text{CO}$	

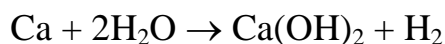
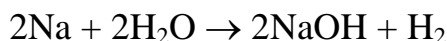
## ОСНОВАНИЯ

**Основания** – сложные вещества, в которых атомы металлов соединены с одной или несколькими гидроксильными группами (с точки зрения теории электролитической диссоциации, основания - сложные вещества, при диссоциации которых в водном растворе образуются катионы металла (или  $\text{NH}_4^+$ ) и гидроксид - анионы  $\text{OH}^-$ ).

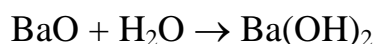
**Классификация.** Растворимые в воде (щёлочи) и нерастворимые. Амфотерные основания проявляют также свойства слабых кислот.

### *Получение:*

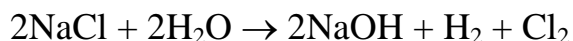
1. Реакции активных металлов (щелочных и щелочноземельных металлов) с водой:



2. Взаимодействие оксидов активных металлов с водой:



3. Электролиз водных растворов солей



### *Химические свойства*

<i>Щёлочи</i>	<i>Нерастворимые основания</i>
1. Действие на индикаторы.	
лакмус - синий метилоранж - жёлтый фенолфталеин - малиновый	—
2. Взаимодействие с кислотными оксидами.	
$2\text{KOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{KHCO}_3$	—
3. Взаимодействие с кислотами (реакция нейтрализации)	
$\text{NaOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
4. Обменная реакция с солями	
$\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{KOH} + \text{BaSO}_4\downarrow$ $3\text{KOH} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{KNO}_3$	—
5. Термический распад.	
—	$\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$

### *КИСЛОТЫ*

**Кислоты** – сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотного остатка. (С точки зрения теории электролитической диссоциации: кислоты - электролиты, которые при диссоциации в качестве катионов образуют только  $\text{H}^+$ ).

#### *Классификация*

1. По составу: бескислородные и кислородсодержащие.
2. По числу атомов водорода, способных замещаться на металл: одно-, двух-, трёхосновные...

**Кислородсодержащие кислоты** p-элементов в их высшей степени окисления.

Период	Группа						К.ч. ц.а.
	III	IV	V	VI	VII	VIII	
2	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub> борная	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> Угольная	HNO <sub>3</sub> Азотная				3
3		H <sub>2</sub> SiO <sub>4</sub> Кремниевая	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> Фосфорная	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> серная	HClO <sub>4</sub> Хлорная		4
4		H <sub>4</sub> GeO <sub>4</sub> Германиевая	H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub> Мышьяковая	H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub> Селеновая	HBrO <sub>4</sub> Бромная		4
5		H <sub>8</sub> SnO <sub>6</sub> Оловянная	H <sub>7</sub> SbO <sub>6</sub> Сурьмяная	H <sub>6</sub> TeO <sub>6</sub> Теллуровая	H <sub>5</sub> IO <sub>6</sub> Иодная	H <sub>4</sub> XeO <sub>6</sub> Ксеноновая	6

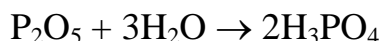
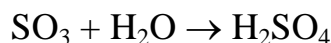
Бескислородные:		Название соли
HCl - хлористоводородная (соляная)	одноосновная	хлорид
HBr - бромистоводородная	одноосновная	бромид
HI - йодистоводородная	одноосновная	йодид
HF - фтористоводородная (плавиковая)	одноосновная	фторид
H <sub>2</sub> S - сероводородная	двухосновная	сульфид
Кислородсодержащие:		
HNO <sub>3</sub> – азотная	одноосновная	нитрат
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> - сернистая	двухосновная	сульфит
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> – серная	двухосновная	сульфат
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> - угольная	двухосновная	карбонат
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> - кремниевая	двухосновная	силикат
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> - ортофосфорная	трёхосновная	ортофосфат

Координационное число – число атомов кислорода, связанных с центральным атомом в кислотном остатке. Увеличение к.ч. сверху вниз по периоду связано с увеличением радиусов центральных атомов (возрастанием числа квантовых слоев).

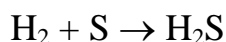
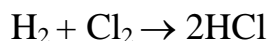
**Названия** кислородсодержащих кислотэлементов в высшей степени окисления составляют из русского названия неметаллического элемента с добавлением окончания **-ная** или **-вая**. Промежуточной степени окисления элемента образующего кислоту, название кислоты оканчивается на **-истая** (сернистая, азотистая).

#### **Получение**

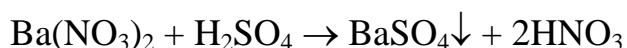
1. Взаимодействие кислотного оксида с водой (для кислородсодержащих кислот):



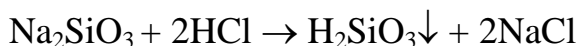
2. Взаимодействие водорода с неметаллом и последующим растворением полученного продукта в воде (для бескислородных кислот):



3. Реакциями обмена соли с кислотой



в том числе, вытеснение слабых, летучих или малорастворимых кислот из солей более сильными кислотами:



#### **Химические свойства**

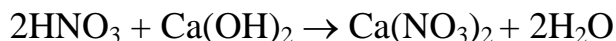
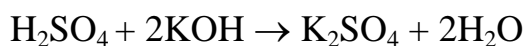
1. Действие на индикаторы.

лакмус - красный

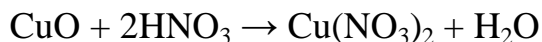
метилоранж - розовый

2. Взаимодействие с основаниями (реакция нейтрализации):

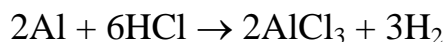
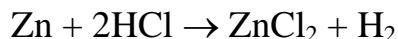




3. Взаимодействие с основными оксидами:

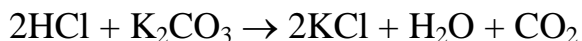
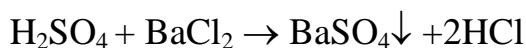


4. Взаимодействие с металлами:



(металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, кислоты-неокислители).

5. Взаимодействие с солями (реакции обмена), при которых выделяется газ или образуется осадок:



### ***СОЛИ***

**Соли** - сложные вещества, которые состоят из атомов металла и кислотных остатков. Это наиболее многочисленный класс неорганических соединений.

### ***Классификация***

#### **СОЛИ**

Средние

Кислые

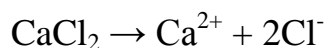
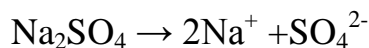
Основные

Двойные

Смешанные

Комплексные

**Средние.** При диссоциации дают только катионы металла (или  $\text{NH}_4^+$ )

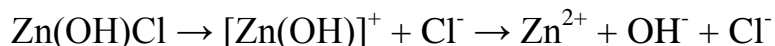


**Кислые.** При диссоциации дают катионы металла ( $\text{NH}_4^+$ ), ионы водорода и анионы кислотного остатка.



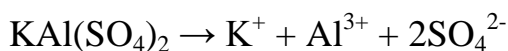
Продукты неполного замещения атомов водорода многоосновной кислоты на атомы металла.

**Основные.** При диссоциации дают катионы металла, анионы гидроксила и кислотного остатка.

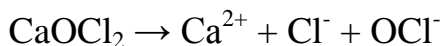


Продукты неполного замещения групп OH соответствующего основания на кислотные остатки.

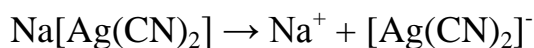
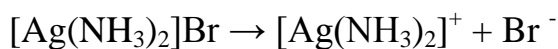
**Двойные.** При диссоциации дают два катиона и один анион.



**Смешанные.** Образованы одним катионом и двумя анионами:



**Комплексные.** Содержат сложные катионы или анионы.

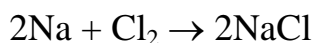


#### *Средние соли*

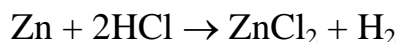
#### *Получение*

Большинство способов получения солей основано на взаимодействии веществ с противоположными свойствами:

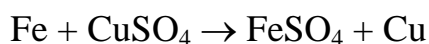
1) металла с неметаллом:



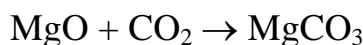
2) металла с кислотой:



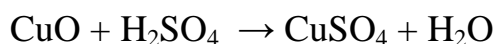
3) металла с раствором соли менее активного металла



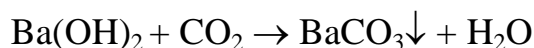
4) основного оксида с кислотным оксидом:



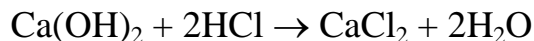
5) основного оксида с кислотой



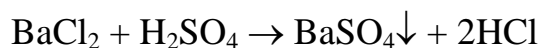
6) основания с кислотным оксидом



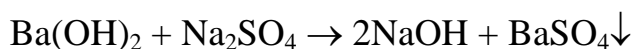
7) основания с кислотой:



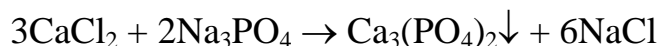
8) соли с кислотой:



9) раствора основания с раствором соли:



10) растворов двух солей

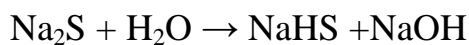
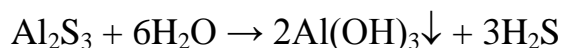


### *Химические свойства*

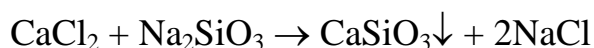
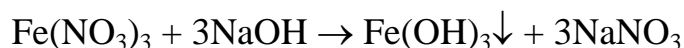
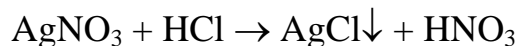
1. Термическое разложение.



2. Гидролиз.



3. Обменные реакции с кислотами, основаниями и другими солями.



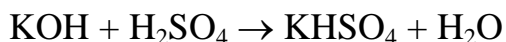
4. Окислительно-восстановительные реакции, обусловленные свойствами катиона или аниона.



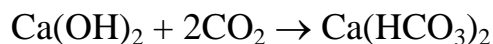
### *Кислые соли*

#### *Получение*

1. Взаимодействие кислоты с недостатком основания.



2. Взаимодействие основания с избытком кислотного оксида



3. Взаимодействие средней соли с кислотой

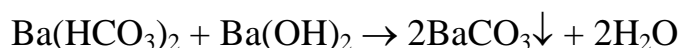


#### *Химические свойства*

1. Термическое разложение с образованием средней соли



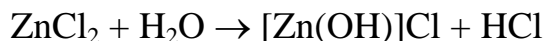
2. Взаимодействие со щёлочью. Получение средней соли.



### *Основные соли*

#### *Получение*

1. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой



2. Добавление (по каплям) небольших количеств щелочей к растворам средних солей металлов

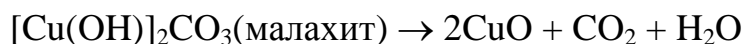


3. Взаимодействие солей слабых кислот со средними солями

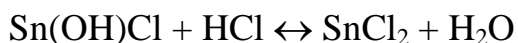


#### *Химические свойства.*

1. Термическое разложение.

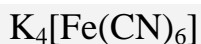


2. Взаимодействие с кислотой: образование средней соли.



## Комплексные соли

### Строение



$K_4[Fe(CN)_6]$  – Внешняя сфера

$K_4[Fe(CN)_6]$  – Внутренняя сфера

$K_4[Fe(CN)_6]$  – Комплексообразователь (центральный атом)

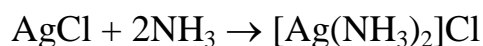
$K_4[Fe(CN)_6]$  – Координационное число

$K_4[Fe(CN)_6]$  – Лиганд

Центральными атомами обычно служат ионы металлов больших периодов (Co, Ni, Pt, Hg, Ag, Cu); типичными лигандами являются  $OH^-$ ,  $CN^-$ ,  $NH_3$ , CO,  $H_2O$ ; они связаны с центральным атомом донорно-акцепторной связью.

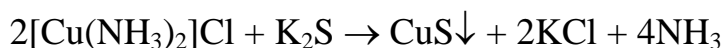
### Получение

1. Реакции солей с лигандами:

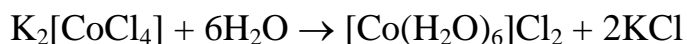


### Химические свойства.

1. Разрушение комплексов за счёт образования малорастворимых соединений:

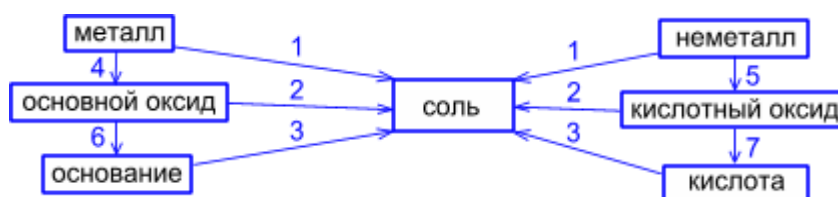


2. Обмен лигандами между внешней и внутренней сферами.



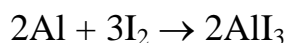
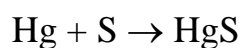
## ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

### МЕЖДУ РАЗЛИЧНЫМИ КЛАССАМИ СОЕДИНЕНИЙ

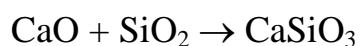
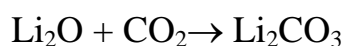


### Примеры

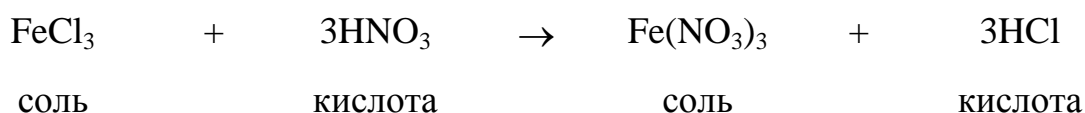
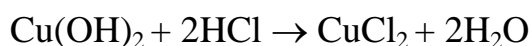
1. металл + неметалл → соль [26]



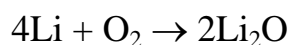
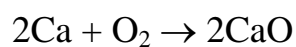
2. основной оксид + кислотный оксид → соль



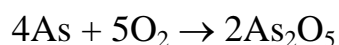
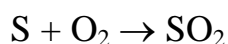
3. основание + кислота → соль



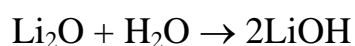
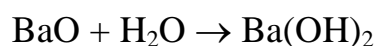
4. металл → основной оксид



5. неметалл → кислотный оксид



6. основной оксид → основание



7. кислотный оксид  $\rightarrow$  кислота



**Задания входного (выходного) контроля.**

### **Билет №1**

1. Атомы, имеющие одинаковое число протонов и электронов, но разную атомную массу называются ...

2. Соотнести атомы элементов с проявляемыми степенями окисления:

1) Na                      а)  $-1$

2) Zn                      б)  $+3$

3) F                        в)  $+1$

4) Al                       г)  $+2$

3. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить данные превращения: сульфат меди(II)  $\rightarrow$  гидроксид меди(II)  $\rightarrow$  хлорид меди(II)  $\rightarrow$  нитрат меди(II).

4. Назовите один из факторов, влияющий на смещение химического равновесия.

5. Скорость химической реакции возрастает в 2–4 раза с повышением температуры на каждые:

а)  $10\text{ }^\circ\text{C}$               б)  $20\text{ }^\circ\text{C}$               в)  $5\text{ }^\circ\text{C}$               г)  $50\text{ }^\circ\text{C}$

6. Катализатор – это соединение:

а) замедляющее химическую реакцию

б) не влияющее на химическую реакцию

в) ускоряющее химическую реакцию

г) не участвующее в химической реакции

7. Как меняется радиус атомов химических элементов второго периода с возрастанием заряда ядра?

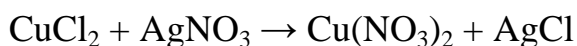
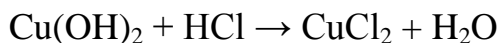
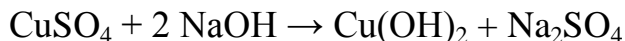
8. Приведите формулы трех основных оксидов и назовите их.

**Ответы:**

1. Изотопы

2. 1в, 2г, 3а, 4б.

3. Реакции:



4. Изменение концентрации

5. а

6. в

7. уменьшается

8.  $\text{Na}_2\text{O}$  – оксид натрия,  $\text{CaO}$  – оксид кальция,  $\text{BaO}$  – оксид бария.

Разработанные задания могут служить для входного контроля знаний студентов, а также для выходного контроля их же знаний после проведения корректировочных занятий.

Наше обучение направлено на подготовку студентов к решению практических задач. С этой целью мы предлагаем алгоритмические задачи школьного курса в рамках основных учений химии.

**Термодинамика химических процессов.**

1. Качественные задачи.

1. 1. Задачи на написание выражения константы равновесия.

1. 2. Задачи на написание уравнений реакций ионного обмена.

1. 3. Задачи на составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

1. 4. Задачи на составление схем гальванических элементов и уравнений химических превращений, в них протекающих.

1.5. Задачи на составление электролиза, протекающие в водных растворах солей.

2. Расчетные задачи.

2. 1. Задачи на выполнение расчетов по термохимическим уравнениям.



- 2. 2. Задачи на составление термохимических уравнений.
- 2.3. Задачи на вычисление энергетических эффектов при образовании растворов.
- 2. 4. Задачи на определение константы равновесия и концентрации веществ, участвующих в равновесном процессе.
- 2. 5. Задачи на определение степени диссоциации и концентрации ионов в растворах электролитов.
- 2. 6. Задачи на определение массовой доли вещества в растворе.
- 2. 7. Задачи на использование закона Фарадея.

### **Химическая кинетика.**

- 1. Расчетные задачи.
- 1. 1. Задачи на использование правила Вант-Гоффа.
- 1. 2. Задачи на сравнение скоростей химических реакций.
- 1. 3. Задачи на изменение скорости реакции при изменении концентрации веществ.

### **Учение о строении вещества.**

- 1. Качественные задачи.
- 1. 1. Задачи на определение полярной химической связи в соединениях.
- 2. Расчетные задачи.
- 2. 1. Задачи на вычисление относительной молекулярной массы веществ по их формулам.
- 2. 2. Задачи на вычисление массовой доли элемента по химическим формулам.
- 2. 3. Задачи на вычисление массы определенного количества вещества.
- 2. 4. Задачи на расчеты с использованием закона Авогадро.
- 2. 5. Задачи на определение состава сплавов.

### **Учение о периодическом изменении свойств элементов и их соединений.**

- 1. Качественные задачи.
- 1. 1. Задачи на классификацию неорганических соединений.

- 1. 2. Задачи на кислотно-основные свойства оксидов.
- 1. 3. Задачи на характеристику подгруппы элементов.
- 1. 4. Задачи на закономерности изменения металлических и неметаллических свойств элементов.