

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

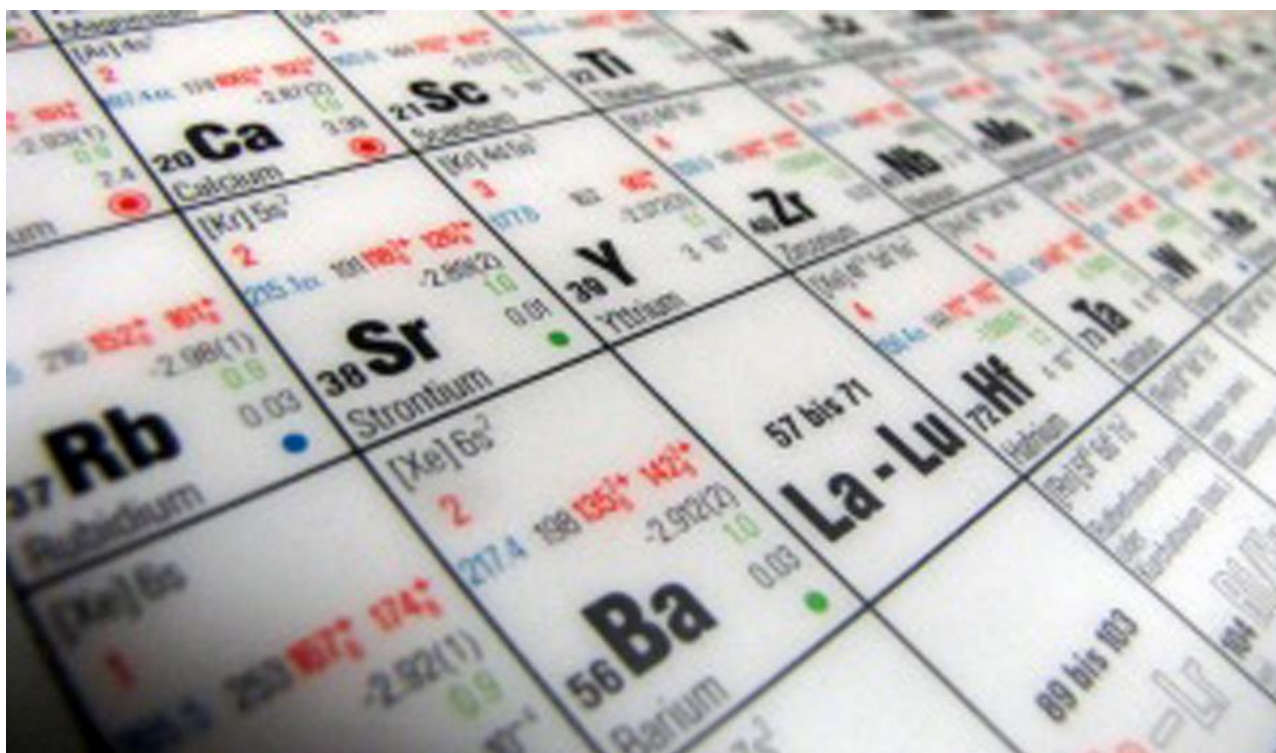
Г.Г. Охотникова

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Практические занятия. Часть 1

Для студентов направления подготовки 18.03.01

«Химическая технология»



Благовещенск

2022

Охотникова Г.Г. Общая и неорганическая химия. Практические занятия. Часть 1. Учеб. пособие для студентов направления подготовки 18.03.01 «Химическая технология» / Г.Г. Охотникова. – Благовещенск: Изд-во АмГУ, 2022. – 75 с.

Пособие предназначено для студентов 1 курса направления подготовки 18.03.01 «Химическая технология» и является частью методического обеспечения дисциплины «Общая и неорганическая химия», включающего рабочую программу, учебные пособия, лабораторный практикум, методические указания к самостоятельной работе, методические указания к практическим занятиям и методические указания к лабораторному практикуму; контрольно-измерительные материалы по дисциплине, презентационные материалы.

Пособие включает материал по ряду разделов общей и неорганической химии, необходимый для подготовки к практическим занятиям по дисциплине «Общая и неорганическая химия» для студентов очной формы обучения. В соответствии с рабочей программой в первой части пособия приведен теоретический материал к 6 практическим занятиям по общей химии по разделам «Теоретические основы химии», «Основы строения вещества», «Введение в химическую кинетику и термодинамику» с примерами решения задач, вопросами для самоконтроля и заданиями для закрепления полученных знаний и навыков расчета.

Пособие составлено в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки 18.03.01 «Химическая технология» и рабочей программой дисциплины «Общая и неорганическая химия». Пособие может быть использовано студентами для самостоятельного изучения ряда вопросов по дисциплине, а также в качестве дополнительного материала при подготовке к практическим занятиям и выполнению контрольных и домашних работ.

В авторской редакции.

Рецензенты: А.П. Пакурина, д.х.н., профессор, профессор кафедры химии Даль-ГАУ;

Т.П. Платонова, к.х.н., доцент, доцент кафедры химии и химической технологии АмГУ.

© Амурский государственный университет, 2022

© Охотникова Г. Г.

ОГЛАВЛЕНИЕ

	Стр.
Введение	7
Практическое занятие 1: Основные понятия и законы химии	9
Практическое занятие 2: Эквивалент вещества. Закон эквивалентов	16
Практическое занятие 3: Строение атома и Периодический закон.....	23
Практическое занятие 4: Химическая связь и строение вещества.....	29
Практическое занятие 5: Кинетика и химическое равновесие.....	41
Практическое занятие 6: Термохимия и термохимические расчеты	57
Библиографический список	66
Приложения	68

ПРЕДИСЛОВИЕ

Дисциплина «Общая и неорганическая химия» относится к обязательной части учебного плана направления подготовки 18.03.01 «Химическая технология». Дисциплина изучается студентами первого курса в первом и втором семестрах и является первой в цикле химических дисциплин, направленных на формирование объективного и целостного естественнонаучного мировоззрения. Основные требования для успешного освоения дисциплины – определенный уровень базовых знаний по химии (школьный курс), математике, физике и биологии. Знания, умения и навыки, полученные при изучении дисциплины «Общая и неорганическая химия», являются основой для успешного освоения таких дисциплин, как «Органическая химия», «Физическая химия», «Коллоидная химия», «Общая химическая технология», «Теоретические основы химико-технологических процессов».

В соответствии с рабочей программой дисциплины «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 18.03.01 «Химическая технология» по профилю «Химическая технология природных энергоносителей и углеродных материалов» (квалификация бакалавр) предполагается проведение 17 практических занятий по Общей химии в первом семестре общим объемом 34 часа по следующей тематике:

- Основные понятия и законы химии (*решение задач*)
- Эквивалент вещества, закон эквивалентов (*решение задач*)
- Строение атома (*семинар*)
- Периодический закон и периодическая система химических элементов (*семинар*)
- Химическая связь (*семинар*)
- Кинетика и кинетические расчеты (*решение задач*)
- Расчеты равновесных процессов (*решение задач*)
- Термохимия и термохимические расчеты (*решение задач*)
- Способы выражения концентрации растворов (*решение задач*)
- Растворы неэлектролитов и электролитов (*решение задач*)

➤ Электрохимические процессы (*решение задач*)

На проведение каждого занятия отводится от 2 до 4 часов.

В ходе практических занятий формируются следующие общепрофессиональные компетенции:

Категория (группа) общепрофессиональных компетенций	Код и наименование общепрофессиональной компетенции	Код и наименование индикатора достижения общепрофессиональной компетенции
Естественнонаучная подготовка	ОПК-1 Способен изучать, анализировать, использовать механизмы химических реакций, происходящих в технологических процессах и окружающем мире, основываясь на знаниях о строении вещества, природе химической связи и свойствах различных классов химических элементов, соединений, веществ и материалов	<p>ИД-1_{ОПК-1} Знает теоретические основы общей и неорганической химии и понимает принципы строения вещества и протекания химических процессов;</p> <p>ИД-5_{ОПК-1} Умеет выполнять основные химические операции, определять термодинамические характеристики химических реакций и равновесные концентрации веществ</p> <p>ИД-9_{ОПК-1} Владеет теоретическими методами описания свойств простых и сложных веществ на основе электронного строения их атомов и положения в Периодической системе химических элементов, экспериментальными методами определения физико-химических свойств неорганических соединений.</p>
Профессиональная методология	ОПК-2 Способен использовать математические, физические, физико-химические, химические методы для решения задач профессиональной деятельности	<p>ИД-6_{ОПК-2} Умеет использовать химические законы, термодинамические справочные данные и количественные соотношения неорганической, органической, физической и коллоидной химии для решения профессиональных задач</p> <p>ИД-8_{ОПК-2} Владеет методами проведения физических измерений, методами корректной оценки погрешностей при проведении физического эксперимента</p>

Результатом освоения студентами блока практических занятий является формирование теоретических представлений и практических навыков расчета по следующим разделам химии:

- строение вещества и механизмы протекания химических процессов;
- свойства соединений, поведение различных химических систем в зависимости от внешних условий;
- генетическая связь между различными классами химических соединений.

В ходе проведения практических занятий закрепляются навыки записи формул химических соединений, уравнений химических реакций, использования номенклатуры химических соединений, а также владение основами проведения химических расчетов в различных областях химии; умение работать с химической литературой и справочными изданиями.

ВВЕДЕНИЕ

Целью изучения дисциплины «Общая и неорганическая химия» является формирование объективного и целостного естественнонаучного мировоззрения; углубление, развитие и систематизация химических знаний, необходимых при решении практических вопросов разного уровня сложности в ходе выполнения профессиональных задач в области технологической, организационно-управленческой и проектной деятельности; формирование навыков исследовательской работы.

Задачи дисциплины заключаются в изучении основных химических явлений; овладении фундаментальными понятиями, законами и теориями химии, углублении и систематизации химических знаний; овладении методами и приемами решения конкретных задач из различных областей химии; формировании навыков проведения химического эксперимента, в том числе – формировании навыков работы по заданным методикам, составлении описания проводимых исследований, анализа полученных результатов и составлении отчетов по выполненному заданию; формировании навыков использования химических знаний для решения прикладных задач учебной и профессиональной деятельности.

Химия – это наука, изучающая строение и свойства веществ и изменения, происходящие с веществами в процессе взаимодействия.

Современные исследователи указывают, что при определении химии на первое место следует выносить тезис: *«химия – наука о превращениях веществ, а также о фундаментальных законах, которым подчиняются эти превращения»*.

В основе химии лежит двуединая проблема: получение веществ с заданными свойствами и выявление способов управления этими свойствами. Так как свойства веществ зависят от их элементного и молекулярного состава, структуры молекул, условий, в которых находится вещество в ходе химической реакции и уровня организации химического вещества, в истории развития химии можно выделить четыре этапа развития или четыре концептуальных уровня:

- учение о составе (от XVII в.)
- структурная химия (от середины XIX в.)
- учение о химических процессах (от середины XX в.)
- эволюционная химия (после 1960 г.)

Именно в такой последовательности изложен материал пособия. Не рассматриваются только проблемы эволюционной химии, так как содержание дисциплины не предполагает изучения материала в указанной области.

Пособие предназначено для подготовки к практическим занятиям по дисциплине «Общая и неорганическая химия», а также для самостоятельной работы студентов, включая подготовку к экзамену по дисциплине в первом семестре. В первой части пособия приведены материалы по разделам «Теоретические основы химии», «Основы строения вещества», «Введение в химическую кинетику и термодинамику».

Практическое занятие 1:

Основные понятия и законы химии (4 часа)

Цель занятия: Повторение стехиометрических законов и основных характеристик химических соединений. Формирование и закрепление навыков решения задач с использованием основных химических законов.

Требования к знаниям, которые студент должен приобрести в результате освоения темы:

знать понятия: «химический элемент», «атом», «изотоп», «молекула», «вещество (простое и сложное)»; основные законы химии;

иметь представление о качественном и количественном составе вещества;

уметь применять знания закономерностей на конкретных примерах;

владеть теоретическими методами описания качественных и количественных характеристик простых и сложных веществ и навыками проведения расчетов по тематике занятия

Теоретическая часть:

Химия – это наука, изучающая строение и свойства веществ и изменения, происходящие с веществами в процессе взаимодействия. Свойства веществ зависят от их элементного и молекулярного состава, структуры молекул, условий, в которых находится вещество в ходе химической реакции и уровня организации химического вещества.

Под **химическим веществом** принято понимать совокупность ионов, атомов, молекул или радикалов определенного состава и строения, образующую однородную фазу. **Атом** – мельчайшая частица химического элемента, сохраняющие его химические свойства. **Молекула** – мельчайшая частица вещества, сохраняющая его химические свойства. Для химических веществ характерны три агрегатных состояниях: газообразное, жидкое и твердое.

Все многообразие простых и сложных веществ создают **химические элементы** – совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.

Простым называется вещество, состоящее из атомов одного химического элемента. К простым веществам относятся такие газы как водород (H_2), кислород (O_2), азот (N_2), чистые металлы и неметаллы. Некоторые химические элементы существуют в нескольких аллотропных модификациях (например, углерод в виде графита и алмаза), которые различаются по физическим и химическим свойствам. Под **аллотропией** понимают существование химических элементов в двух или более молекулярных либо кристаллических формах. **Сложное вещество** – вещество, состоящее из химически связанных атомов различных элементов (например, H_2O , $NaCl$, KOH , HNO_3). Особой разновидностью химических элементов являются **изотопы**, ядра атомов которых содержат одинаковое число протонов, но отличаются числом нейтронов (следовательно, имеют разную атомную массу). В большинстве случаев изотопы одного и того же химического элемента обладают одинаковыми химическими и почти одинаковыми физическими свойствами.

Количественными характеристиками вещества являются:

- **относительная атомная масса** (A_r , а.е.м.) – масса атома, выраженная в атомных единицах массы. Атомная единица массы составляет 1/12 часть массы нуклида ^{12}C (1 а.е.м. = $1,6605 \cdot 10^{-27}$ кг);
- **относительная молекулярная масса** (M_r , а.е.м.) – масса молекулы, выраженная в атомных единицах массы;
- **молярная масса** (M , г/моль) – масса одного моля вещества, то есть величина, равная отношению массы к количеству вещества. **Моль** (ν или n) – количество вещества, содержащее определенное число Авогадро (N_A) количество структурных единиц. $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$;
- **молярный объем** (V_M) – объем, занимаемый 1 моль газообразного вещества при нормальных условиях (н.у.): давлении 101,325 кПа (или 760 мм. рт. ст.) и температуре 0 °C (273 К). Так как в 1 моль вещества содержится постоянное число частиц, то любое газообразное вещество при н.у. будет занимать одинаковый объем, равный 22,4 л (следствие из закона Авогадро). Таким образом $V_M = 22,4$ л/моль.

Количество вещества, моль, часто используется при химических расчетах. Математически количество вещества можно выразить следующим образом:

$$\nu = m / M, \text{ моль};$$

$$\nu = V / V_M, \text{ моль};$$

$$\nu = N / N_A, \text{ моль};$$

где m , V , N – соответственно масса (г), объем (л) и количество структурных единиц вещества.

К основным химическим законам относятся:

- **закон сохранения массы:** масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции (М.В. Ломоносов, 1748 г.);
- **закон постоянства состава:** любое химическое соединение имеет один и тот же количественный состав независимо от способа его получения (Ж. Пруст, 1801 г.);
- **закон кратных отношений:** если два элемента образуют друг с другом несколько химических соединений, то массы одного из элементов, входящих в эти соединения на одну и ту же массу другого, относятся между собой как небольшие целые числа (Д. Дальтон, 1803 г.);
- **закон объемных отношений:** объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу и к объемам образующихся газообразных продуктов реакции как небольшие целые числа (Ж. Л. Гей-Люссак, 1808 г.)
- **закон Авогадро:** в равных объемах газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число частиц (атомов и молекул) (А. Авогадро, 1811 г.).

Практическая часть (примеры решения задач):

Задача 1: Какое количество структурных единиц (молекул и атомов) содержится в 5,6 л кислорода (н.у.)? Какова будет масса для указанного объема?

Решение: Молярный объем любого газа при н.у. составляет 22,4 л/моль. Следовательно, количество вещества, заключенное в объеме 5,6 л составит:

$$\nu = V / V_M = 5,6 : 22,4 = 0,25 \text{ моль};$$

Молярная масса кислорода (O_2) $M = 32$ г/моль. На основании рассчитанного количества вещества и приведенных ранее формул находим его массу и количество молекул:

$$m = \nu \cdot M = 0,25 \cdot 32 = 8 \text{ г};$$

$$N_{\text{мол}} = \nu \cdot N_A = 0,25 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 1,506 \cdot 10^{23} \text{ молекул};$$

Поскольку одна молекула кислорода содержит 2 атома, то количество атомов, содержащихся в заданном объеме кислорода, будет вдвое больше, чем количество молекул:

$$N_{\text{ат}} = 2 \cdot N_{\text{мол}} = 2 \cdot 1,506 \cdot 10^{23} = 3,012 \cdot 10^{23} \text{ атомов}.$$

Задача 2: Определите массу одной молекулы азотной кислоты

Решение: Формула азотной кислоты HNO_3 . Молярная масса азотной кислоты 63 г/моль. Так как моль любого вещества содержит число Авогадро структурных единиц, масса одной молекулы азотной кислоты составит:

$$m_{\text{мол}} = M / N_A = 63 : 6,022 \cdot 10^{23} = 1,046 \cdot 10^{-22} \text{ г};$$

Задача 3: Относительная плотность некоторого газа по водороду равна 14. Определите относительную плотность этого газа по кислороду и установите возможную формулу газа.

Решение: Относительной плотностью (D) одного газа по другому называют отношение массы определенного объема одного газа к массе такого же объема другого газа (условия должны быть одинаковы).

Поскольку в равных объемах газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул (закон Авогадро), отношение масс равных объемов газов будет равно отношению их молярных масс:

$$m_1 / m_2 = M_1 / M_2$$

Таким образом:

$$D = M_1 / M_2$$

Отсюда

$$M_1 = D \cdot M_2$$

Молярная масса водорода (H_2) $M_2 = 2 \text{ г/моль}$. Поэтому молярная масса определяемого газа будет

$$M_1 = D \cdot M_2 = 14 \cdot 2 = 28 \text{ г/моль}$$

Рассчитаем плотность данного газа по кислороду (O_2) с $M_2 = 32 \text{ г/моль}$

$$D = M_1/M_2 = 28 : 32 = 0,875$$

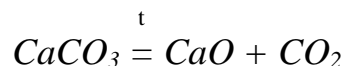
Теперь определим формулу газа. Рассчитанной молярной массе 28 г/моль соответствуют два газа (*возможны другие варианты*):

азот (N_2): $M = 14 \cdot 2 = 28 \text{ г/моль}$;

оксид углерода (II) или угарный газ (CO): $M = 12 + 16 = 28 \text{ г/моль}$;

Задача 4: Какой объем газа выделится при термическом разложении 400 г карбоната кальция?

Решение: Процесс термического разложения карбоната кальция выражается уравнением:



Молярная масса карбоната кальция $M = 100 \text{ г/моль}$. Рассчитаем количество вещества карбоната кальция, участвующего в реакции:

$$\nu = m/M = 400 : 100 = 4 \text{ моль}$$

Так как по уравнению реакции при разложении 1 моль карбоната кальция выделяется 1 моль углекислого газа, при разложении 4 моль $CaCO_3$ выделится также 4 моль CO_2 , объем которого (н.у.) составит:

$$V = \nu \cdot V_M = 4 \cdot 22,4 = 89,6 \text{ л}$$

Задача 5: Каким будет объем газа, выделившегося при термическом разложении 400 г карбоната кальция, если процесс происходит при температуре 200 °С и давлении 780 мм рт ст?

Решение: Объем газа, выделившегося при термическом разложении 400 г карбоната кальция при н.у., составляет 89,6 л (см. задачу 4).

Расчет молярного объема воздуха при заданных температуре и давлении проводят, используя объединенный газовый закон Бойля – Мариотта и Гей-Люссака:

$$\frac{V_1 P_1}{T_1} = \frac{V_0 P_0}{T_0}$$

где V_0 , л – объем газа при нормальных условиях (н.у.): температуре 273 К (0 °С) и давлении 101,3 кПа (или 760 мм рт. ст.);

$P_0 = 101,3$ кПа (или 760 мм рт ст.) – давление при н.у.;

$T_0 = 273$ К – температура при н.у.;

T_1 – температура, К, при которой происходит процесс;

P_1 – давление, при котором происходит процесс (кПа или мм рт ст.);

V_1 , л – объем газа при заданных условиях.

Поскольку заданы условия, отличные от нормальных, выполним пересчет объема газа:

$$V_1 = \frac{P_0 \cdot V_0 \cdot T_1}{P_1 \cdot T_0} = \frac{760 \cdot 89,6 \cdot 473}{780 \cdot 273} = 151,3 \text{ л}$$

Примечания:

- 1. Обязательным является перевод температуры в градусы Кельвина*
- 2. При выполнении расчетов значение P_0 принимается с учетом тех единиц измерения, которые заданы в условии*

Контрольные вопросы:

1. Определите следующие понятия: «химический элемент», «атом», «изотоп», «молекула», «простое вещество», «сложное вещество», «аллотропия».
2. Определите количественные характеристики вещества: моль, молярная масса и молярный объем, относительная атомная и относительная молекулярная масса. Объясните применение перечисленных величин на примерах.
3. Сформулируйте закон сохранения массы, закон постоянства состава, законы кратных и объемных отношений. Каким образом применяются эти законы при химических расчетах?

4. Сформулируйте закон Авогадро и следствия из него. Чему равна постоянная Авогадро?
5. Какие условия называются нормальными?

Контрольные задания:

1. Какое количество атомов кислорода содержится в 4,9 г серной кислоты?
2. Определите массу одного атома меди в граммах.
3. Какой объем займут 14,2 г хлора при н.у.?
4. Определите молярную массу газа, плотность которого по воздуху равна 1,5. Предложите формулу данного газа.
5. Рассчитайте объем (н.у.) и массу кислорода, необходимого для окисления 96 г оксида серы до оксида серы (VI).
6. Используя условия задачи 5, определите объем продукта реакции при температуре 400 °С и давлении 2МПа.
7. Какой объем займет газ, взятый в количестве 5 моль при температуре 27 °С и давлении 110 кПа?
8. Определите массу, объем и количество вещества газа, выделившегося при термическом разложении 4,5 моль дихромата аммония.
9. Определите массу осадка, образовавшегося при взаимодействии раствора хлорида бария и сульфата натрия, содержание реагентов в каждом из них составляет 200 г.
10. Железо массой 2,8 г сплавляли с 20 г серы. Полученное вещество после охлаждения обработали соляной кислотой. Рассчитайте объем газообразного продукта последней реакции.

Практическое занятие 2:

Эквивалент вещества. Закон эквивалентов (2 часа)

Цель занятия: формирование навыков определения эквивалента вещества и использования полученных знаний в химических расчетах

Требования к знаниям, которые студент должен приобрести в результате освоения темы:

знать: закон эквивалентов;

иметь представление об эквиваленте вещества, факторе эквивалентности, молярной массе эквивалента;

уметь характеризовать свойства и находить количественные характеристики веществ (эквивалент, фактор эквивалентности);

владеть навыками выполнения расчетов с использованием закона эквивалентов

Теоретическая часть:

Под **эквивалентом** (химическим) элемента принято понимать его массу, выраженную в углеродных единицах, которая присоединяет или замещает в химических реакциях одну атомную массу водорода или половину атомной массы кислорода.

Важной количественной характеристикой является **молярная масса эквивалента** вещества ($M_{\text{Э}}$, г/моль), представляющая собой массу одного эквивалента данного вещества:

$$M_{\text{Э}} = M \cdot f_{\text{Э}}$$

где M – молярная масса вещества, г/моль;

$f_{\text{Э}}$ – фактор эквивалентности.

Фактор эквивалентности – это безразмерная величина, показывающая, какая часть моля элемента / вещества эквивалентна 1 моль атомов водорода или 1 моль ионов водорода.

Для простых веществ **фактор эквивалентности** обратно пропорционален **валентности** ($f_{\text{Э}} = 1/\text{валентность}$). Поскольку валентность многих элементов

не является постоянной величиной, фактор их эквивалентности тоже не будет константой. Для более сложных соединений фактор эквивалентности может быть определен из следующих соотношений:

$$f_{\text{Э}} (\text{кислоты}) = 1 / \text{основность кислоты};$$

$$f_{\text{Э}} (\text{основания}) = 1 / \text{кислотность основания};$$

Для сложных веществ молярная масса эквивалента представляет собой сумму молярных масс эквивалентов образующих вещество компонентов, например:

$$M_{\text{Э}} (\text{соли}) = M_{\text{Э}} (\text{металла}) + M_{\text{Э}} (\text{кислотного остатка})$$

$$M_{\text{Э}} (\text{основания}) = M_{\text{Э}} (\text{металла}) + M_{\text{Э}} (\text{гидроксогруппы})$$

$$M_{\text{Э}} (\text{оксида металла}) = M_{\text{Э}} (\text{металла}) + M_{\text{Э}} (\text{кислорода})$$

Характеристикой газообразных веществ помимо молярной массы эквивалента может служить **молярный объем эквивалента** ($V_{\text{Э}}$, л/моль), то есть объем 1 моль эквивалента (объем, занимаемый молярной массой эквивалента). По аналогии с молярной массой эквивалента молярный объем эквивалента определяется как

$$V_{\text{Э}} = V_{\text{М}} \cdot f_{\text{Э}}$$

а при нормальных условиях (н.у.):

$$V_{\text{Э}} = 22,4 \cdot f_{\text{Э}}$$

Согласно **закону эквивалентов** отношения масс вступающих в химическое взаимодействие веществ равны или кратны их химическим эквивалентам (И. Рихтер, 1792 г.; У. Волластон, 1807 г.).

Следствием закона эквивалентов является пропорциональность масс / объемов реагирующих веществ и продуктов реакции молярным массам / молярным объемам их эквивалентов. Математически такая пропорциональность выглядит следующим образом. Для любых двух веществ A и B , являющихся реагентами либо продуктами химической реакции справедливо:

$$\frac{m_A}{M_{\text{Э}_A}} = \frac{m_B}{M_{\text{Э}_B}}$$

$$\frac{V_A}{V_{\text{Э}_A}} = \frac{V_B}{V_{\text{Э}_B}}$$

$$\frac{m_A}{M_{\text{Э}_A}} = \frac{V_B}{V_{\text{Э}_B}}$$

где m_A и m_B – массы веществ А и В, являющихся реагентами / продуктами химической реакции, г;

$M_{\text{Э}_A}$ и $M_{\text{Э}_B}$ – молярные массы эквивалентов веществ А и В, г/моль;

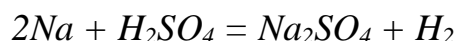
V_A и V_B – объемы веществ А и В, г/моль;

$V_{\text{Э}_A}$ и $V_{\text{Э}_B}$ – молярные объемы эквивалентов веществ А и В, л/моль.

Практическая часть (примеры решения задач):

Задача 1: Определите молярные массы эквивалентов серной кислоты в реакциях образования сульфата натрия и гидросульфата натрия

Решение: Уравнение образования сульфата натрия имеет вид:



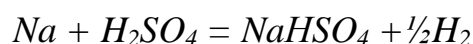
В ходе данной реакции оба атома водорода в серной кислоте замещаются на атомы натрия, то есть в реакцию вступают два иона H^+ (кислота проявляет основность, равную 2). В этом случае эквивалентом H_2SO_4 будет являться условная частица $\frac{1}{2} \text{H}_2\text{SO}_4$, т.к. если одна молекула H_2SO_4 предоставляет два иона H^+ , то один ион H^+ дает половина молекулы H_2SO_4 . Таким образом, фактор эквивалентности серной кислоты в реакции образования сульфата натрия $f_{\text{Э}} = \frac{1}{2}$. Так как молярная масса эквивалента определяется по формуле

$$M_{\text{Э}} = M \cdot f_{\text{Э}}$$

а молярная масса серной кислоты $M = 98$ г/моль

$$M_{\text{Э}} = 98 \cdot \frac{1}{2} = 49 \text{ г/моль}$$

Запишем уравнение образования гидросульфата натрия:



В ходе данной реакции только один атом водорода в серной кислоте замещается на атом натрия, то есть в реакцию вступает один ион H^+ (кислота про-

являет основность, равную 1). Поэтому фактор эквивалентности серной кислоты в реакции образования гидросульфата натрия $f_{\text{Э}} = 1$, а молярная масса эквивалента серной кислоты:

$$M_{\text{Э}} = 98 \cdot 1 = 98 \text{ г/моль}$$

Задача 2: Азот образует несколько оксидов. В одном из них массовая доля азота составляет 25,926 %. Определите молярную массу эквивалента азота в данном оксиде и укажите его формулу.

Решение: Поскольку оксид азота состоит только из двух элементов – азота и кислорода, определим массовую долю кислорода в оксиде:

$$\omega(O) = 100 - \omega(N) = 100 - 25,926 = 74,074 \%$$

Так как условиями задачи не оговорена масса оксида азота, примем ее равной 100 г. Тогда масса азота в оксиде будет $m(N) = 25,926 \text{ г}$, а масса кислорода – $m(O) = 74,074 \text{ г}$.

Найдем молярную массу эквивалента азота из формулы:

$$\frac{m_N}{M_{\text{Э}_N}} = \frac{m_O}{M_{\text{Э}_O}}$$
$$M_{\text{Э}_N} = \frac{m_N \cdot M_{\text{Э}_O}}{m_O}$$

Для выполнения расчетов необходимо определить молярную массу эквивалента кислорода. Так как 1 моль атомов кислорода вступает в реакцию с 2 моль атомов водорода (валентность кислорода равна 2), фактор эквивалентности для кислорода будет $f_{\text{Э}} = 1/2$ и молярная масса эквивалента составит

$$M_{\text{Э}_O} = M \cdot f_{\text{Э}} = 16 \cdot 1/2 = 8 \text{ г/моль}$$

$$M_{\text{Э}_N} = \frac{25,926 \cdot 8}{74,074} = 2,8 \text{ г/моль}$$

Зная молярную массу атомарного азота $M_N = 14 \text{ г/моль}$ и молярную массу эквивалента азота $M_{\text{Э}_N} = 2,8 \text{ г/моль}$, найдем фактор эквивалентности азота в оксиде:

$$f_{\text{Э}} = M_{\text{N}} : M_{\text{Э}_{\text{N}}} = 2,8 : 14 = 1/5$$

Следовательно, валентность азота в оксиде равна 5, формула оксида N_2O_5 .

Задача 3: Определите молярную массу эквивалента металла, если при восстановлении 21,66 г его оксида образовалось 20,06 г металла.

Решение: Запишем закон эквивалентов для данного процесса:

$$\frac{m_{\text{Me}}}{M_{\text{Э}_{\text{Me}}}} = \frac{m_{\text{оксида}}}{M_{\text{Э}_{\text{оксида}}}}$$

Так как нам неизвестна молярная масса эквивалента оксида, воспользуемся для расчетов составом оксида. Оксид металла состоит только из двух элементов – металла и кислорода, поэтому закон эквивалентов будет иметь вид:

$$\frac{m_{\text{Me}}}{M_{\text{Э}_{\text{Me}}}} = \frac{m_{\text{оксида}}}{M_{\text{Э}_{\text{Me}}} + M_{\text{Э}_{\text{O}}}}$$

$$M_{\text{Э}_{\text{Me}}} = \frac{m_{\text{Me}} \cdot \langle M_{\text{Э}_{\text{O}}} + M_{\text{Э}_{\text{Me}}} \rangle}{m_{\text{оксида}}}$$

Отсюда с учетом $M_{\text{Э}_{\text{O}}} = 8 \text{ г/моль}$ (см. задачу 2) и данных задачи получим

$$M_{\text{Э}_{\text{Me}}} = 100,3 \text{ г/моль}$$

Задача 4. Фосфат натрия Na_3PO_4 массой 77,5 г в водном растворе прореагировал без остатка с хлороводородной кислотой HCl массой 34,5 г. Вычислите молярную массу эквивалента фосфата натрия. Напишите уравнение реакции.

Решение: Согласно закону эквивалентов

$$\frac{m_{\langle \text{Na}_3\text{PO}_4 \rangle}}{M_{\text{Э}_{\langle \text{Na}_3\text{PO}_4 \rangle}}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{M_{\text{Э}_{\text{HCl}}}}$$

отсюда

$$M_{\text{Э}_{\langle \text{Na}_3\text{PO}_4 \rangle}} = \frac{m_{\langle \text{Na}_3\text{PO}_4 \rangle} \cdot M_{\text{Э}_{\langle \text{HCl} \rangle}}}{m_{\text{HCl}}}$$

Так как соляная кислота содержит только 1 атом водорода (основность равна 1), ее $f_{\text{Э}} = 1$, следовательно

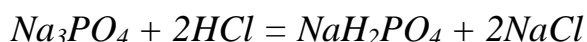
$$M_{\text{э}}(\text{HCl}) = M_{\text{НС}} = 36,5 \text{ г/моль}$$

$$M_{\text{э}}(\text{Na}_3\text{PO}_4) = \frac{77,5 \cdot 36,5}{34,5} = 82 \text{ г/моль}$$

Молярная масса фосфата натрия $M(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 164 \text{ г/моль}$. Зная молярную массу фосфата натрия и молярную массу эквивалента этого соединения в рассматриваемом процессе взаимодействия с соляной кислотой, найдем число ионов водорода H^+ , замещающих в молекуле Na_3PO_4 ионы натрия Na^+ :

$$M(\text{Na}_3\text{PO}_4) : M_{\text{э}}(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 164 : 82 = 2$$

Следовательно, уравнение реакции будет иметь вид:



Контрольные вопросы:

1. Что называется эквивалентом вещества?
2. От чего зависит эквивалент химического элемента?
3. Как определить эквивалент химического соединения?
4. Какая величина называется молярной массой эквивалента?
5. Приведите примеры расчета молярной массы эквивалента для химических соединений, относящихся к различным классам.
6. Сформулируйте закон эквивалентов и приведите его математическое выражение.
7. Запишите закон эквивалентов в виде, необходимом для расчета молярной массы эквивалента металла при образовании его сульфата, нитрата, гидроксида, если известны масса металла и масса образовавшегося соединения.

Контрольные задания:

1. Определите фактор эквивалентности и молярные массы эквивалентов элементов в HCl , H_2O , NH_3 .
2. Определите молярную массу эквивалента гидрокарбоната натрия.
3. Металл образует два хлорида, содержащих соответственно 73,86 и 84,96 % (масс.) металла. Вычислите молярные массы эквивалента металла в каждом соединении.

4. Рассчитайте молярную массу эквивалента железа, если при взаимодействии 5,6 г этого металла с серой образуется 8,8 г сульфида железа. Эквивалентная масса серы 16 г/моль.
5. Какая масса металла вступила в реакцию, если при его сгорании образовалось 9,43 г оксида металла? Молярная масса эквивалента оксида металла 17 г/моль.
6. При реакции металла массой 0,43 г с кислотой выделилось 123,3 мл водорода. В ходе другой реакции этот же металл массой 1,555 г взаимодействует с 1,415 г неметалла. Определите молярные массы эквивалента металла и неметалла.

Практическое занятие 3:

Строение атома и периодический закон (4 часа)

Цель занятия: Формирование навыков составления электронных формул невозбужденных и возбужденных атомов и одноатомных ионов; умения характеризовать электроны атомов значениями квантовых чисел и определять свойства элементов и их соединений в зависимости от положения в периодической системе; формирование и закрепление представлений о периодичности свойств.

Требования к знаниям, которые студент должен приобрести в результате освоения темы:

знать основные положения теории строения атома (ядра и состояния электронов); формулировку периодического закона; свойства атомов и их соединений;

иметь представление о закономерностях изменения свойств атомов;

уметь описывать строение атомов элементов и объяснять периодичность изменения их свойств на основе строения их атомов;

владеть навыками составления электронных и графических формул химических элементов и одноатомных ионов.

Теоретическая часть:

Атомом называется минимальная часть вещества, сохраняющая его свойства. Центр атома – ядро, состоящее из протонов и нейтронов. В ядре сосредоточена большая часть массы атома. Ядро имеет положительный заряд, причем число протонов равно числу электронов, и число протонов определяется порядковым номером элемента в Периодической системе элементов Д.И. Менделеева (число протонов равно порядковому номеру элемента в таблице).

Современная физика представляет атом как тяжелое ядро с окружающим его электронным облаком сложной структуры. Определить точное местоположение электронов в любой момент времени невозможно из-за двойственности его свойств (корпускулярно-волновой дуализм). Согласно квантово-

механическим представлениям состояние каждого электрона в атоме определяется значениями четырех квантовых чисел n, l, m_l, m_s .

Главное квантовое число n характеризует уровень энергии электрона в атоме и принимает целочисленные значения: 1, 2, 3, ..., (n).

Орбитальное квантовое число l характеризует энергию электрона на подуровне и определяет форму электронного облака (рис.1). Принимает значения: 0, 1, 2, 3, ..., ($n - 1$).

Магнитное квантовое число m_l характеризует ориентацию электронного облака в пространстве и принимает значение в зависимости от значения l :

$$-l, \dots, 0, \dots, +l,$$

всего $(2l+1)$ значений при данном значении орбитального квантового числа l .

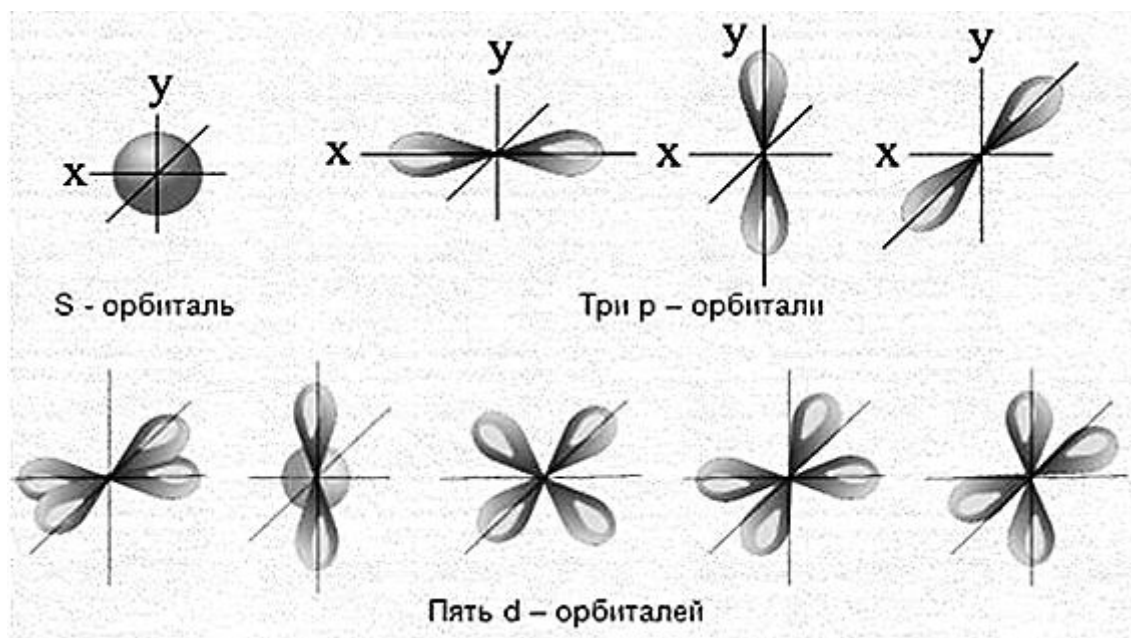


Рисунок 1. Формы атомных орбиталей

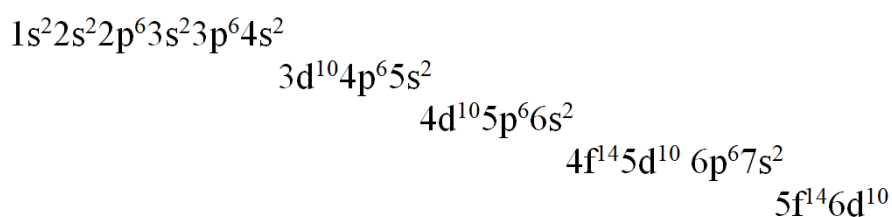
Спиновое квантовое число m_s характеризует собственный момент вращения электрона и принимает значения: $+\frac{1}{2}$ и $-\frac{1}{2}$.

Максимальное число электронов на энергетическом уровне $2n^2$ (n – главное квантовое число), на подуровне – $2 \cdot (2l+1)$, где l – орбитальное квантовое число.

Положение электрона в атоме подчиняется ряду принципов. Согласно **принципу Паули**, в атоме не может быть двух электронов, имеющих одинаковое значение всех четырех квантовых чисел.

Одиночные электроны данного подуровня имеют одинаковые знаки спиновых квантовых чисел, т.е. такие электроны занимают наибольшее количество свободных атомных орбиталей (**правило Хунда**).

Заполнение электронами атомных орбиталей происходит в соответствии с постепенным увеличением значения суммы главного и орбитального квантовых чисел n и l (**правила Клечковского**):



Атомы элементов характеризуются атомным радиусом (R , нм), энергией ионизации (I , эВ), сродством к электрону (E , кДж/моль), относительной электроотрицательностью ($OЭО$). Эти свойства периодически изменяются, что обусловлено закономерным повторением электронной конфигурации атомов с последовательным увеличением заряда ядра.

Одной из важнейших задач химии является изучение свойств элементов и выявление общих химических закономерностей их химического взаимодействия между собой. Самое крупное научное обобщение в этой области – **периодический закон Д.И. Менделеева**, который в современной формулировке представлен следующим образом: *свойства элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от величины положительного заряда ядер их атомов.*

Периодический закон является основой систематики химических элементов. Исследования показывают, что периодичность изменения свойств элементов зависит от периодически повторяющейся сходной структуры электронной оболочки их атомов. Химические и некоторые физические свойства зависят от структуры электронной оболочки, особенно от ее наружных слоев. Это объяс-

няется тем, что периодичность присуща не только внешним слоям, но и всей электронной оболочке атомов.

Под *орбитальным радиусом* понимают теоретически рассчитанное положение главного максимума плотности электронных облаков. С ростом заряда ядра орбитальные радиусы в целом уменьшаются, поэтому изменение атомных и ионных радиусов носит периодический характер. В периодах, по мере увеличения заряда ядра атомные и ионные радиусы уменьшаются. Наибольшее уменьшение наблюдается у элементов малых периодов. Это объясняется тем, что у данных элементов происходит заполнение внешнего электронного слоя. В больших периодах в пределах семейств *d*- и *f*-элементов наблюдается более плавное уменьшение радиусов. В подгруппах элементов радиусы атомов и однотипных ионов увеличиваются.

Количественной характеристикой восстановительной способности атомов является *энергия ионизации* – энергия, необходимая для отрыва электрона от нейтрального атома. Если эта величина отнесена к заряду электрона, она называется потенциалом ионизации (напряжение электрического поля, достаточное для отрыва электрона, В). *Энергия сродства к электрону* является количественной характеристикой окислительной способности атомов. Это энергия, которая выделяется при присоединении электрона к атому. Величина энергии сродства значительно меньше, чем величина энергии ионизации тех же атомов.

И энергия ионизации, и энергия сродства к электрону изменяются в зависимости от изменения величины заряда ядра атома: с увеличением заряда в каждом периоде происходит увеличение энергии ионизации от щелочных металлов к инертным газам. В группах изменение энергии сложнее: в главных подгруппах увеличение радиуса сверху вниз более существенно, чем увеличение заряда ядер, поэтому энергия ионизации сверху вниз уменьшается. В побочных подгруппах такого преобладания не наблюдается, поэтому энергия ионизации изменяется не столь явно. Исследования показывают, что восстановительная способность атомов изменяется в широких пределах и в той или иной степени присуща всем атомам, тогда как окислительной способностью

обладают только некоторые элементы (окислительная способность отсутствует у элементов I, II, III и VIII групп главных подгрупп и у всех побочных).

Электроотрицательность позволяет оценить способность атомов данного элемента оттягивать на себя электронную плотность по сравнению с другими элементами в данном соединении. Общая тенденция роста электроотрицательности наблюдается в периодах слева направо. В подгруппах сверху вниз значение электроотрицательности уменьшается.

Контрольные вопросы:

1. В чем заключается идея корпускулярно-волнового дуализма, дискретности энергии, принципа неопределенности?
2. Что характеризуют и какие значения принимают главное, орбитальное, магнитное и спиновое квантовые числа?
3. Укажите значения главного, орбитального и магнитного квантовых чисел для четвертого электрона, заполнившего 4p-, 4d-, 4f- подуровни.
4. Как распределяются в атоме электроны одного подуровня, заполненного наполовину? Чему равно их суммарное спиновое число?
5. Какова максимальная электронная емкость энергетических уровней и подуровней?
6. Как определяют последовательность заполнения электронами атомных орбиталей? Сформулируйте принципы Паули, Хунда, Клечковского.
7. Как отражает Периодическая система строение атомов химических элементов?
8. Как по электронной формуле, например, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$ определить период, группу, подгруппу элемента в периодической системе?
9. Как изменяются энергия ионизации, сродство к электрону и относительная электроотрицательность атомов элементов в периодах, группах и подгруппах периодической системы? Каковы причины этих изменений?

Контрольные задания:

1. Напишите электронные формулы атомов рубидия (№37), йода (№53), циркония (№40), серебра (№47), хрома (№24), лантана (№57), самария (№62). Объясните последовательность заполнения энергетических уровней и подуровней в атомах, используя основные принципы и правила.
2. Составьте графические формулы в основном и возбужденном состоянии для тех атомов из задания 1, для которых возможно возбужденное состояние.
3. На основании графических формул, составленных в предыдущем задании, и положении атомов в Периодической системе химических элементов, определите высшую и низшую степень окисления. Приведите примеры соединений.
4. Составьте формулы высших оксидов и гидроксидов для атомов натрия, стронция, бора, углерода, фосфора, селена. Охарактеризуйте свойства этих оксидов и гидроксидов.
5. Определите значения четырех квантовых чисел для электрона на 3d-подуровне:



6. Напишите электронные формулы следующих ионов: Al^{+3} ; P^{-3} ; Mn^{+2} ; S^{+4} ; Cl^{+5} ; O^{-2} .
7. Укажите число вакантных атомных орбиталей в атомах: Mn, Mg, Cl, S, Al.
8. Укажите число неспаренных электронов в атомах: N, F, Cu, Cr, O.

Практическое занятие 4:

Химическая связь и строение вещества (4 часа)

Цель занятия: Формирование теоретических знаний и практических навыков о процессах и механизмах образования химической связи в простых и сложных веществах; формирование и закрепление представлений о пространственном строении веществ.

Требования к знаниям, которые студент должен приобрести в результате освоения темы:

знать положения теории химической связи, виды и механизмы ее образования;

иметь представление о ТВС, ТМО, теории гибридизации, кристаллических решетках;

уметь определять виды связей и объяснять пространственное строение веществ; определять свойства веществ по типу химической связи; применять знания закономерностей на конкретных примерах;

владеть навыками определения механизмов образования химических связей.

Теоретическая часть:

Под **химической связью** понимают различные виды взаимодействий, с помощью которых реализуется устойчивое существование двух- и многоатомных соединений: молекул, ионов, кристаллических веществ, и т.п.

Основными чертами химической связи являются:

- Снижение общей энергии двух- или многоатомной системы по сравнению с суммарной энергией изолированных частиц, образующих данную систему.
- Перераспределение электронной плотности в области химической связи по сравнению с простым наложением электронных плотностей несвязанных атомов, сближенных на расстояние связи.

Природа химической связи обусловлена взаимодействием положительно заряженного ядра с отрицательно заряженными электронами, а также электронов друг с другом.

Химическая связь может быть ионной, ковалентной (полярной и неполярной), металлической. Помимо этого, между молекулами в химическом соединении могут возникать более слабые взаимодействия: водородная связь и вандерваальсовы силы (межмолекулярные взаимодействия). Самой распространенной в природе является ковалентная связь. Большинство органических и неорганических соединений образуются благодаря образованию между атомами **ковалентной связи**. Ковалентная связь возникает между атомами неметаллов.

В результате образования ковалентной химической связи атомы могут приобретать электронную конфигурацию, соответствующую благородным газам, которые (за исключением гелия) имеют на внешней оболочке восемь электронов – октет. Стремление к созданию такой устойчивой электронной конфигурации называется **правилом октета**. Это правило справедливо и для ионной, и для ковалентной связи. Поскольку при образовании связи происходит понижение общей энергии системы, можно сделать вывод о том, что часть энергии выделяется. Такая энергия, выделившаяся при образовании одной связи, называется **энергией связи** ($E_{св}$, кДж). Для многоатомных соединений с одинаковыми связями энергия одной связи равна отношению энергии образования молекулы к количеству связей в этой молекуле. Чем выше энергия связи, тем устойчивее образованная молекула. Другой важной характеристикой является **длина связи** ($l_{св}$) – расстояние между ядрами атомов, образующих молекулу. По длине химической связи можно косвенно судить о такой важной ее характеристике как прочность. Чем ближе располагаются взаимодействующие атомы, тем полнее перекрываются их атомные орбитали. Следовательно, химическая связь тем прочнее, чем меньше ее длина. Энергия связи также зависит от степени перекрывания электронных оболочек и их размеров. Чем меньше длина связи, тем устойчивее молекула (тем больше $E_{св}$).

Химическая связь осуществляется в основном так называемыми валентными электронами. Для *s*- и *p*-элементов это электроны внешнего уровня, для *d*-элементов – *s*-электроны внешнего уровня и *d*-электроны предвнешнего уровня.

Химическая связь образуется только в том случае, если при сближении двух атомов полная энергия системы понижается.

Для описания химической связи широко используются 2 подхода: теория валентных связей (ТВС) и теория молекулярных орбиталей (ТМО). Основателями ТВС являются В. Гейтлер и Ф. Лондон (1927 г.). Распространение метода Гейтлера – Лондона на многоатомные молекулы привело к созданию метода валентных связей (МВС), который разработали в 1928–1931 гг. Л. Полинг и Д. Слейтер.

Теория молекулярных орбиталей, разработанная в 30-е гг. XX в., базируется на работах Ф. Хунда, Р. Малликена, Д. Слейтера и Д. Леннарда-Джонсона. Сущность теории молекулярных орбиталей заключается в описании поведения одного электрона в поле двух или нескольких ядер с помощью одноэлектронной волновой функции.

Метод валентных связей основан на двух идеях:

1. химическая ковалентная связь возникает в результате спаривания электронов с противоположными спинами, принадлежащих разным атомам. Образующаяся связь является двухцентровой;

2. при образовании молекулы электронная структура составляющих ее атомов, в основном, сохраняется, а все химические связи в молекуле могут быть представлены набором фиксированных (локализованных) двухцентровых двухэлектронных связей. Такая связь в схемах изображается короткой линией. В целом же электронная структура молекулы выглядит как набор различных валентных схем (второе название метода – метод локализованных пар).

Если ковалентная связь образована одной общей электронной парой, то такая связь называется **одинарной**. Если между атомами возникает две или три

общих электронных пары, то такие ковалентные связи называются *двойными* или *тройными*. Общее их название – *кратные связи*.

<i>Молекула</i>	HJ	C ₂ H ₄	N ₂
<i>Связь</i>	H – J	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{C} = \text{C} - \text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	N ≡ N
<i>Формула</i>			
<i>Льюиса</i>	H : J	$\begin{array}{c} \text{H} : \text{C} :: \text{C} : \text{H} \\ \cdot\cdot \quad \cdot\cdot \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$: N :: : N :
<i>Название</i>	<u>Простая</u>	Двойная	Тройная

Электроны внешней оболочки, участвующие в образовании химической связи, могут изображаться точками (формула Льюиса), а связи – черточками.

Для простых веществ можно изображать химическую связь с помощью квантовых ячеек:

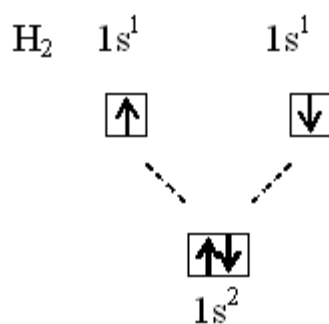
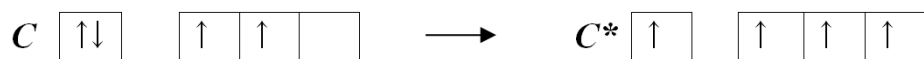


Схема показывает, что молекулярный энергетический уровень ниже исходных атомных уровней, следовательно, молекулярное состояние более устойчиво.

Существует два механизма образования ковалентной связи: обменный и донорно-акцепторный. При реализации *обменного механизма* общая электронная пара образуется за счет неспаренных электронов атомов, находящихся в невозбужденном состоянии. Пример образования такой пары электронов для молекулы водорода приведен выше. В возбужденном состоянии атомы также мо-

гут образовывать ковалентные связи. Например, атом углерода в основном состоянии имеет следующее электронное строение: $1s^2 2s^2 2p^2$. При переходе в возбужденное состояние (C^*) $2s^2$ -электроны распариваются, и один $2s$ -электрон переходит на $3p$ -подуровень ($2s^1 2p^3$). Такой переход можно представить схемой:

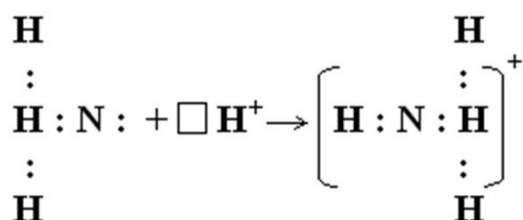


Следовательно, становится возможным образование 4-х ковалентных химических связей, причем выделенная при образовании ковалентной химической связи энергия больше энергии, затраченной на возбуждение атома. Это и делает возможным подобный переход электронов с одной оболочки на другую.

Если для перевода атома в возбужденное состояние необходимо больше энергии, чем высвободится при образовании связи, то переход атома в возбужденное состояние не реализуется, поскольку он энергетически не выгоден.

Ковалентная химическая связь может возникать не только за счет обобществления электронов двух различных атомов, но и по **донорно-акцепторному механизму**. В этом случае атом/ион, обладающий избытком электронной плотности в виде неподеленной электронной пары, выступает в качестве донора, а атом/ион, имеющий свободную орбиталь – в роли акцептора.

Рассмотрим образование ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму на примере молекулярного иона аммония NH_4^+ . Ион аммония образуется при взаимодействии молекулы аммиака и иона водорода H^+ . Молекула аммиака NH_3 образована по обменному механизму и имеет неподеленную электронную пару у атома азота. Ион водорода выступает в роли акцептора, предоставляя для образования связи свободную орбиталь.



Ковалентной химической связи присущи такие свойства как *насыщаемость* и *направленность*. Атомные орбитали пространственно ориентированы, следовательно, перекрывание электронных облаков происходит по определенным направлениям. Это и обуславливает направленность ковалентной связи. Количественно направленность выражается в виде *валентных углов* между направлениями химической связи в молекулах и твердых телах. В зависимости от способа перекрывания и симметрии образующегося облака различают сигма- (σ –), пи- (π –) и дельта- (δ –) связи. Сигма-связь (рис. 2) образуется при перекрывании электронных облаков вдоль линии соединения атомов, причем максимальное перекрывание облаков происходит вдоль линии, соединяющей центры атомов. При перекрывании электронных облаков по обе стороны от линии соединения атомов образуется пи-связь. Дельта-связь возникает при перекрывании *d*-электронных облаков всеми четырьмя лепестками одновременно.

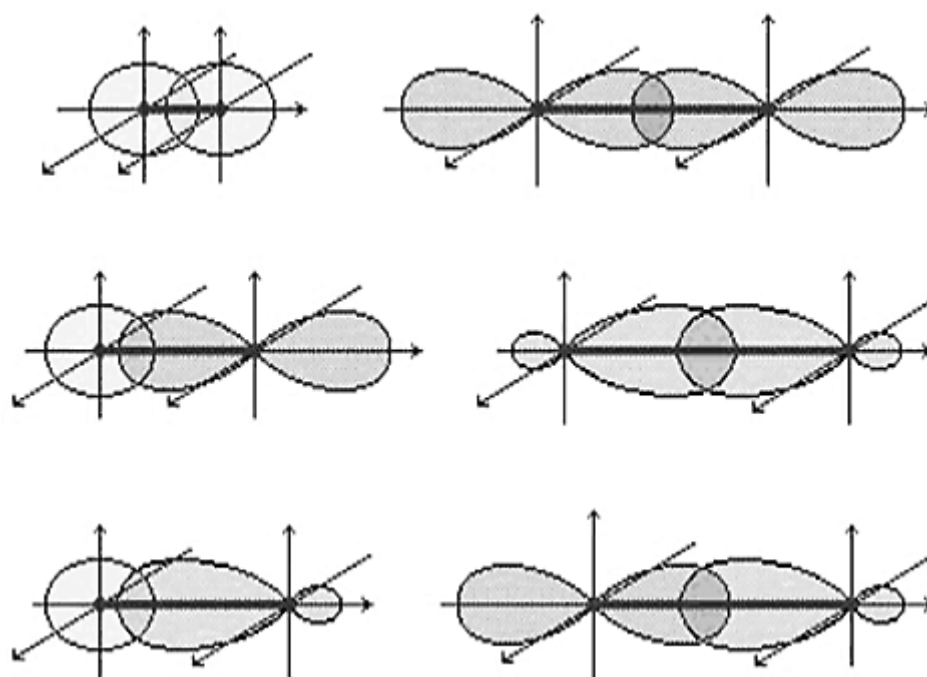


Рисунок 2. Образование σ – связи

Пространственную конфигурацию молекул определяет пространственное расположение сигма-связей. Различия в пространственной конфигурации молекул объясняются рядом теорий, одной из которых является *теория гибридизации*.

Как физический процесс гибридизация не существует, но представляет удобную модель наглядного описания молекул. Гибридная орбиталь возникает за счет комбинации нескольких атомных орбиталей s и p . Она больше вытянута по одну сторону ядра, чем по другую, т.е. электронная плотность сконцентрирована в ней по одну сторону в большей степени. Поэтому химическая связь, образованная с участием электрона гибридной орбитали должна быть более прочной. Характер гибридизации валентных орбиталей центрального атома и их пространственное расположение определяют пространственную конфигурацию молекулы (рис. 3). Насыщаемость ковалентной связи вызывается ограничением числа электронов, находящихся на внешних оболочках, которые могут участвовать в образовании ковалентной связи.

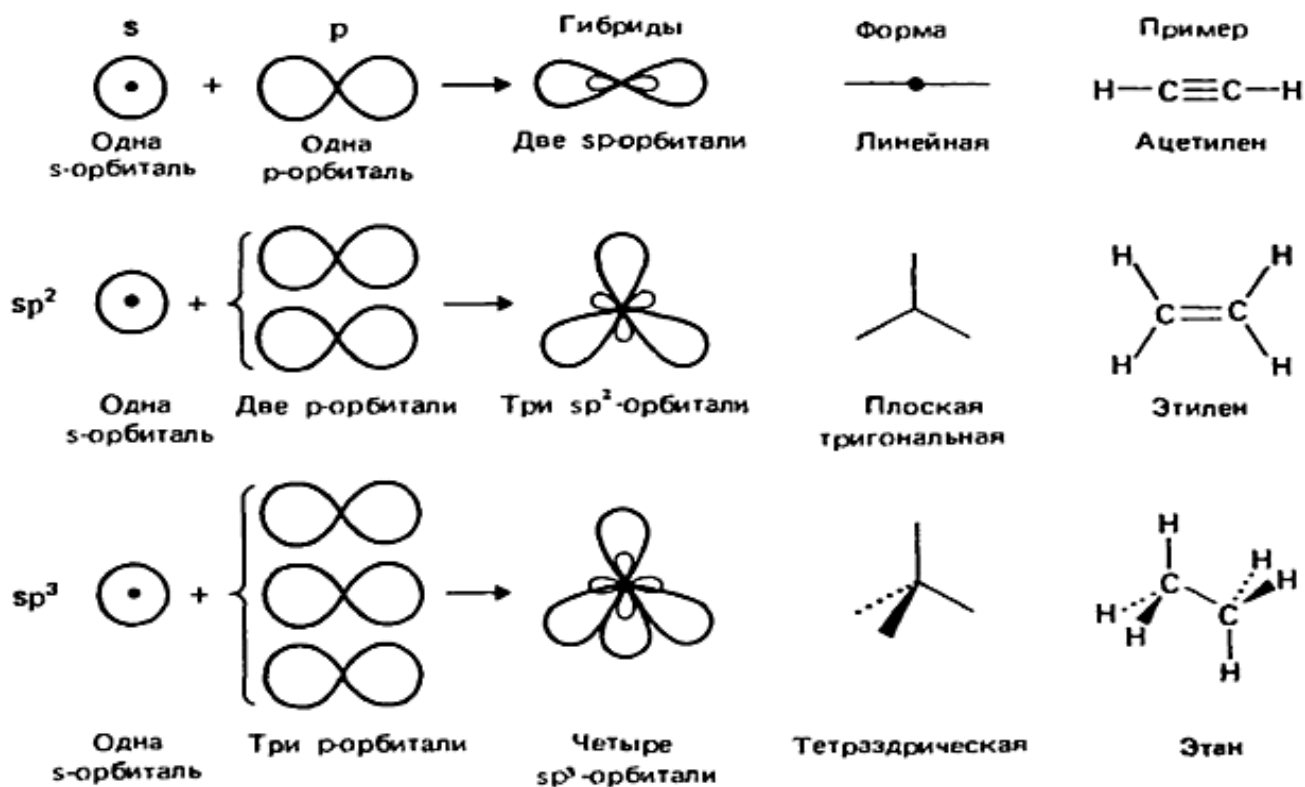


Рисунок 3. Процессы гибридизации

В двухатомных молекулах простых веществ (H_2 , F_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 и т.д.) электронные пары, образующие ковалентные связи, в равной степени принадлежат обоим атомам, то есть общая электронная пара (пары) равномерно распределяется между ними. Следовательно, можно сказать, что общая электрон-

ная пара равноудалена от атомных ядер. Такая связь называется **ковалентной неполярной связью**.

Если ковалентная связь образована различными атомами (HF, H₂O, HCl, H₂S), то один из атомов притягивает общую электронную пару сильнее, смещая ее в свою сторону. Симметрия распределения зарядов нарушается, и связь становится **полярной**. Критерием способности атома притягивать электрон может служить электроотрицательность. Чем выше ЭО у одного из образующих связь атомов, тем более вероятно смещение электронной пары в сторону ядра данного атома. Разность ЭО атомов характеризует полярность связи. Мерой полярности связи является ее дипольный момент (μ), равный произведению эффективного заряда (q) на длину связи (l_{cv}):

$$\mu = q \cdot l_{cv}$$

С увеличением разности электроотрицательностей атомов, образующих молекулу, дипольный момент возрастает. Если эффективный заряд стремится к 1, то связь можно считать ионной. Но даже для ионной связи $q < 1$, поэтому любая ионная связь имеет долю ковалентности. В большинстве случаев химическая связь сочетает свойства ковалентной и ионной связи, поэтому ее можно считать ковалентной химической связью с долей ионной связи, которая характеризуется эффективным зарядом, возрастающим с увеличением разности ЭО.

Помимо начального распределения электронной плотности для определения реакционной способности молекулы необходимо учитывать и ее способность становиться полярной под действием внешнего электрического поля, т.е. **поляризуемость**. Под действием внешнего поля или при действии на молекулу других молекул может произойти полный разрыв связи. При этом общая электронная пара (пары) перейдет к одному из атомов, и образуются два иона: положительный и отрицательный. Такой разрыв связи называется **гетеролитическим**. Он отличается от разрушения связи, происходящего при распаде молекулы на атом и радикал (**гомолитический разрыв**).

Помимо большого количества достоинств, метод ВС обладает и рядом недостатков, например, не может объяснить природу образующихся связей или

свойства молекул. Многие недостатки МВС были учтены в методе молекулярных орбиталей (ММО).

При использовании метода молекулярных орбиталей считается, в отличие от метода валентных связей, что каждый электрон находится в поле всех ядер. При этом связь не обязательно образована парой электронов.

В методе молекулярных орбиталей для описания распределения электронной плотности в молекуле используется представление о молекулярной орбитали (подобно атомной орбитали для атома). Молекулярные орбитали – волновые функции электрона в молекуле или другой многоатомной химической частице. Каждая молекулярная орбиталь (МО), как и атомная орбиталь (АО), может быть занята одним или двумя электронами. Состояние электрона в области связывания описывает связывающая молекулярная орбиталь, в области разрыхления – разрыхляющая молекулярная орбиталь. Распределение электронов по молекулярным орбиталям происходит по тем же правилам, что и распределение электронов по атомным орбиталям в изолированном атоме. Молекулярные орбитали образуются при определенных комбинациях атомных орбиталей. Их число, энергию и форму можно вывести исходя из числа, энергии и формы орбиталей атомов, составляющих молекулу.

Метод молекулярных орбиталей базируется на следующих принципах:

1. электроны в молекуле распределяются по молекулярным орбиталям, которые характеризуются (как и атомные орбитали) энергией и формой;
2. молекулярные орбитали охватывают всю молекулу, т.е. являются многоцентровыми;
3. молекула рассматривается как единая система;
4. число молекулярных орбиталей равно общему числу атомных орбиталей, из которых комбинируются молекулярные орбитали;
5. энергия молекулярной орбитали может быть ниже или выше энергии атомных орбиталей, из которых они образуются, но средняя энергия

молекулярных орбиталей, полученных из набора атомных орбиталей, приблизительно совпадает с энергией атомных орбиталей АО.

6. электроны заполняют молекулярные орбитали в порядке возрастания энергии, при этом соблюдается принцип Паули и правило Хунда.
7. атомные орбитали наиболее эффективно комбинируются в том случае, когда сопоставимы их энергии и симметрия.
8. Прочность связи пропорциональна степени перекрывания атомных орбиталей.

В отличие от ковалентных, соединения с ионным типом химической связи менее распространены. Ионная связь возникает между элементами, сильно различающимися по электроотрицательности, например, между типичными металлами и типичными неметаллами. Вследствие значительной электроотрицательности атомов неметаллов, электронная плотность в пределе полностью смещается к более электроотрицательному атому, так что силы, действующие на частицы, можно считать чисто электростатическими:



Ионная связь – это химическая связь, образованная за счет электростатического притяжения между катионами и анионами. Поэтому для соединений данного типа характерны ионные кристаллы, в которых катионы и анионы располагаются упорядоченно в узлах кристаллической решетки.

В отличие от ковалентной связи, ионная связь не обладает направленностью и насыщенностью. **Ненаправленность** ионной связи объясняется тем, что электрическое поле, создаваемое ионом, распространяется равномерно по всем направлениям. Причина **ненасыщенности** ионной связи в том, что электрическое поле данного иона действует на все ионы противоположного знака. Вследствие ненасыщенности и ненаправленности ионные соединения образуют не молекулы, а ионные кристаллы. Количество ионов противоположного знака, которые окружают данный ион в кристаллической решетке, называется координационным числом.

Контрольные вопросы:

1. Как определяется и какими свойствами обладает химическая связь?
2. Какие свойства присущи ковалентной связи?
3. Каковы основные идеи метода валентных связей?
4. Как происходит образование химической связи по обменному механизму?
5. Как происходит образование химической связи по донорно-акцепторному механизму?
6. Как происходит процесс гибридизации? Ответ проиллюстрируйте соответствующими схемами.
7. Каковы основные идеи метода валентных связей? В чем их отличие от метода валентных связей.
8. Как происходит распределение электронов по орбиталям в ММО?
9. Охарактеризуйте свойства веществ с различными типами химической связи.
10. Каким образом строение молекул (тип химической связи) влияет на свойства веществ, образованных этими молекулами? Приведите примеры.

Контрольные задания:

1. Составьте схемы, объясняющие образование химических связей в молекулах:
 - хлороводорода,
 - сероводорода,
 - воды, оксида алюминия,
 - гидроксида кальция,
 - кислорода.Определите тип химической связи.
2. Составьте схемы гибридизации, отражающие процессы образования следующих молекул:
 - хлорид магния,
 - гидрид бора,
 - хлорид углерода,

- аммиак.
3. Объясните образование молекулы F_2 и молекулярного иона F_2^+ с позиций метода молекулярных орбиталей:
 - составьте диаграмму заданной молекулы и молекулярного иона с помощью ММО;
 - определите порядок связи (П.С.) и магнитные свойства;
 - запишите электронные формулы;
 - сделайте вывод о возможности существования молекулы и молекулярного иона. Ответ поясните.
 4. Сравните устойчивость рассматриваемых в заданиях 3 соединений. Ответ поясните
 5. Объясните образование молекулы NF с позиций метода молекулярных орбиталей, используя план из задания 3.

Практическое занятие 5:

Кинетика и химическое равновесие (6 часов)

Цель занятия: Формирование теоретических представлений о кинетике химических реакций. Изучение и активное использование фундаментальных законов и основных понятий химической кинетики для понимания способов и возможностей управления процессами, используемыми в современной промышленности. Формирование и закрепление навыков определения кинетических параметров химических реакций.

Требования к знаниям, которые студент должен приобрести в результате освоения темы:

знать основные положения теории кинетики и катализа; свойства катализаторов; влияние различных факторов на скорость химической реакции, закон действующих масс, правило Вант-Гоффа; состояние равновесия и условия его смещения; принцип Ле Шателье;

иметь представление о химических, экзо-, эндотермических процессах, химической кинетике, энергии активации, катализе, автокатализе, химическом равновесии;

уметь производить расчеты кинетических параметров химических реакций; составлять уравнения и предсказывать направление смещения равновесия при изменении внешних условий, рассчитывать значение константы равновесия и концентрации веществ, участвующих в равновесии; применять знания закономерностей на конкретных примерах;

владеть навыками использования количественных соотношений неорганической и физической химии для решения профессиональных задач

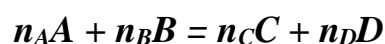
Теоретическая часть:

Химическая кинетика изучает химическое превращение веществ как процесс, протекающий во времени, и закономерности, определяющие механизм, направление и скорость этого процесса. Таким образом, предметом исследования химической кинетики являются химические реакции. Поскольку

химические реакции протекают с различными скоростями, именно со скоростью химических реакций связаны представления о превращении веществ, а также экономическая эффективность их получения в промышленных масштабах. При производстве того или иного химического соединения от скорости реакции зависят размеры и производительность аппаратуры, количество вырабатываемого продукта, энергозатраты.

К основным задачам химической кинетики относятся: изучение закономерностей протекания химических реакций во времени; установление эмпирических закономерностей между скоростью химической реакции и условиями ее проведения; определение факторов, влияющих на скорость химической реакции.

Под *химической реакцией* понимают превращение исходных веществ в другие вещества, в процессе которого изменяется их химическое строение. Вещества, вступающие в реакцию, называют *реагентами* (исходными веществами), а вещества, образующиеся в результате реакции – *продуктами*. Реагенты взаимодействуют друг с другом в определенных соотношениях. Уравнение, устанавливающее количественные соотношения между реагентами и продуктами, называют стехиометрическим уравнением химической реакции:



где n_A , n_B , n_C , n_D – стехиометрические коэффициенты.

При рассмотрении вопроса о скорости реакции необходимо различать реакции, протекающие в гомогенной системе (гомогенные реакции) и реакции, протекающие в гетерогенной системе (гетерогенные реакции).

Системой в химии принято называть рассматриваемое вещество или совокупность веществ. При этом системе противостоит *внешняя среда* – вещество, окружающее систему. Обычно система физически ограничена от среды. Система может быть гомо- или гетерогенной. *Гомогенной* называется система, состоящая из одной фазы, *гетерогенной* – система, состоящая из нескольких фаз. *Фазой* называется часть системы, отделенная от других частей поверхностью раздела, при переходе через которую свойства изменяются скачкообразно.

В химической кинетике система может быть замкнутой, либо открытой. В *замкнутой системе* протекает химическая реакция, отсутствует обмен реагентами и продуктами с окружающей средой, но сохраняется теплообмен. *Открытая система* предполагает проведение химического процесса в условиях материального обмена с внешней средой.

Скорость реакции определяется изменением молярной концентрации одного из реагирующих веществ во времени:

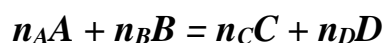
$$v = \pm \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau}$$

где C_1 и C_2 – молярные концентрации веществ в моменты времени τ_1 и τ_2 , соответственно (знак (+) ставится в том случае, когда скорость определяется по продукту реакции, знак (–) – по исходному веществу).

В ходе химических реакций происходит столкновение молекул реагирующих веществ, поэтому скорость реакции определяется количеством столкновений и вероятностью того, что они приведут к превращению. Число столкновений определяется концентрациями реагирующих веществ, а вероятность реакции – энергией взаимодействующих молекул. К важнейшим факторам, определяющим скорость реакции, относятся следующие параметры: концентрация, температура, природа реагирующих веществ, катализаторы.

Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции определяется на основании экспериментально установленного основного закона химической кинетики, сформулированного норвежскими учеными К. Гульдбергом и П. Вааге в 1867 г. Этот закон называют **законом действия масс**: *скорость гомогенной химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степень их стехиометрических коэффициентов.*

Для условной реакции:



закон действия масс будет выглядеть следующим образом:

$$v = k \cdot C_A^{n_A} \cdot C_B^{n_B}$$

где k – константа скорости реакции;

$C_A^{n_A}$, $C_B^{n_B}$ – концентрации реагирующих веществ А и В с учетом стехиометрических коэффициентов (n_A и n_B).

Константа скорости реакции зависит от природы реагирующих веществ, температуры и катализатора, но не зависит от значения концентраций реагентов. Физический смысл константы скорости заключается в том, что она равна скорости реакции при единичных концентрациях реагирующих веществ. Уравнение, связывающее скорость химической реакции с концентрацией является **кинетическим уравнением** данной реакции.

Для большинства химических реакций характерно увеличение их скорости с ростом температуры. Это обусловлено тем, что температура есть мера кинетической энергии теплового движения молекул, и, следовательно, увеличения частоты столкновений между молекулами. Зависимость скорости реакции от температуры принято характеризовать **температурным коэффициентом** скорости реакции (γ) – числом, показывающим во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры на 10°C . Такая зависимость называется **правилом Вант-Гоффа** и математически выглядит следующим образом:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{(t_2 - t_1)/10}$$

где v_{t_2} и v_{t_1} – скорости реакции при температурах t_2 и t_1 , соответственно.

Правило Вант-Гоффа применимо только в узком интервале температур и используется для ориентировочных расчетов влияния температуры на скорость реакции.

Более точно характеризует влияние температуры на скорость реакции уравнение Аррениуса:

$$k = A \cdot e^{E_a/RT}$$

где A – постоянная, зависящая от природы реагирующих веществ (*предэкспонента*);

R – универсальная газовая постоянная [$R = 8,314 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{K})$];

E_a – энергия активации, т.е. энергия, которой должны обладать сталкивающиеся молекулы, чтобы столкновение привело к химическому превращению.

Таким образом, появляется еще один параметр, влияющий на скорость химической реакции – **энергия активации** (E_a , кДж/моль). Превращение исходных веществ в продукты реакции, как правило, связано с преодолением потенциального барьера, называемого энергией активации химической реакции. Наличие этого барьера обусловлено тем, что каждая частица является энергетически устойчивым образованием. Перестройка частиц в ходе реакции требует разрыва / ослабления отдельных химических связей, для чего необходимы затраты энергии. В химических превращениях участвуют только частицы, энергия которых больше энергии активации для данной реакции. Такие частицы называются **активными**. Активация молекул происходит только за счет тепловой энергии. Энергия активации определяется опытным путем. Для различных реакций она различна. Величина E_a – фактор, посредством которого определяется воздействие природы реагирующих веществ на скорость химической реакции.

Если энергия активации мала ($E_a < 40$ кДж/моль), это означает, что значительная часть столкновений приведет к образованию новых веществ. Скорость такой реакции велика (например, ионные реакции в растворах). Если энергия активации велика ($E_a > 120$ кДж/моль), то, в конечном итоге, скорость реакции небольшая (например, синтез аммиака при обычных температурах).

Селективное ускорение химической реакции веществом-катализатором называется **катализом**. Вещества, которые участвуют в реакциях и увеличивают ее скорость, оставаясь к концу реакции неизменными, называются **катализаторами**. Механизм действия катализаторов связан с уменьшением энергии активации реакции за счет образования промежуточных соединений. При **гомогенном катализе** реагенты и катализатор составляют одну фазу (находятся в одном агрегатном состоянии), при **гетерогенном катализе** – разные фазы (находятся в различных агрегатных состояниях). В гомогенном катализе выде-

ляют следующие виды: кислотно-основной, окислительно-восстановительный, координационный, гомогенный газофазный и ферментативный.

Резко замедлить протекание нежелательных химических процессов в ряде случаев можно, добавляя в реакционную среду **ингибиторы** – вещества, снижающие/уничтожающие активность катализатора.

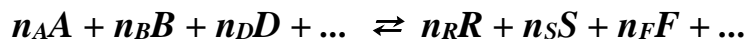
По глубине протекания все химические реакции можно разделить на две группы: обратимые и необратимые. **Необратимые** реакции протекают до конца, то есть до полного расходования одного из исходных веществ. К ним относятся реакции, в результате которых в качестве одного из продуктов образуется осадок, газ, малодиссоциирующее вещество или выделяется большое количество теплоты.

В ходе обратимых реакций ни одно из реагирующих веществ полностью не расходуется. Это связано с тем, что протекание процесса может происходить как в прямом, так и в обратном направлении, тогда как необратимая реакция протекает только в прямом направлении. В уравнениях обратимых реакций вместо знака «=» обычно ставят знак « \rightleftharpoons », обозначая таким образом, что реакция протекает как в прямом, так и в обратном направлении.

Скорость гомогенной химической реакции, подчиняющейся закону действия масс, по мере ее протекания будет уменьшаться. Это обусловлено уменьшением концентрации исходных веществ. Но по мере протекания реакции увеличивается концентрация продуктов, и будет возрастать скорость обратной реакции. В конечном итоге наступит состояние, при котором скорости прямой и обратной реакции будут равны. Такое состояние называется **химическим равновесием**, а концентрации компонентов реакционной смеси – **равновесными концентрациями** (записываются в квадратных скобках). Химическое равновесие носит динамический характер.

Количественной характеристикой химического равновесия служит величина, называемая **константой химического равновесия**. Эта величина представляет собой это отношение равновесных концентраций.

В общем случае обратимой реакции:



выражение для константы равновесия будет иметь вид (квадратными скобками обозначаются равновесные концентрации веществ):

$$K = \frac{[R]^{n_R} \cdot [S]^{n_S} \cdot [F]^{n_F} \cdot \dots}{[A]^{n_A} \cdot [B]^{n_B} \cdot [D]^{n_D} \cdot \dots}$$

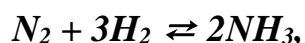
При постоянной температуре константа обратимой реакции – постоянная величина, показывающая соотношение между концентрациями продуктов реакции и исходных веществ, которые устанавливаются при равновесии. Константа равновесия зависит от природы реагирующих веществ и от температуры, но не зависит от присутствия катализатора. Это объясняется тем, что катализатор в равной мере влияет на скорость как прямой, так и обратной реакции.

Система будет находиться в состоянии равновесия до тех пор, пока сохраняются внешние условия. Как только мы нарушим хотя бы один из внешних параметров – система выйдет из равновесия, и будет протекать химическая реакция, то есть скорости прямого и обратного процесса будут отличны друг от друга. В результате протекания этой реакции система, в конечном итоге, придет в состояние нового равновесия, параметры которого будут отличаться от предыдущего состояния.

Наибольшее влияние на смещение равновесия в гомогенной химической реакции оказывают изменения концентрации, давления и температуры. Воздействие указанных параметров на смещение равновесия определяется **принципом Ле Шателье**: *если на систему, находящуюся в равновесии, оказать воздействие, в системе начнется процесс, направленный на уменьшение данного воздействия.*

Практическая часть (примеры решения задач):

Рассмотрим все факторы, влияющие на скорость реакции и смещение химического равновесия на примере обратимой гомогенной газофазной реакции образования аммиака из простых веществ, уравнение которой имеет вид:



$$\Delta H = -92,4 \text{ кДж}$$

Задача 1: Как изменится скорость реакции при увеличении концентрации азота в 2 раза? при увеличении концентрации водорода в 3 раза?

Решение: Влияние изменения концентрации на скорость реакции определяется с использованием закона действия масс.

Кинетическое уравнение реакции образования аммиака имеет вид:

$$v = k \cdot C_{N_2} \cdot C_{H_2}^3,$$

Увеличим концентрацию азота в 2 раза и проведем все возможные математические преобразования в кинетическом уравнении:

$$v' = k \cdot (2 \cdot C_{N_2}) \cdot C_{H_2}^3 = k \cdot 2 \cdot C_{N_2} \cdot C_{H_2}^3 = 2v,$$

Таким образом, при увеличении концентрации азота в 2 раза скорость реакции увеличилась в 2 раза.

Увеличим концентрацию водорода в 3 раза и проведем все возможные математические преобразования:

$$v'' = k \cdot C_{N_2} \cdot (3 \cdot C_{H_2})^3 = k \cdot C_{N_2} \cdot 3^3 \cdot C_{H_2}^3 = k \cdot C_{N_2} \cdot 27 \cdot C_{H_2}^3 = 27v,$$

Таким образом, при увеличении концентрации водорода в 3 раза скорость реакции увеличилась в 27 раз.

Разница в изменении скорости реакции при изменении концентрации компонентов системы обусловлена различиями в стехиометрических коэффициентах.

Задача 2: Как изменится скорость реакции при увеличении давления в системе в 2 раза?

Решение: Если, не изменяя температуры, мы увеличим давление таким образом, чтобы объем системы уменьшился в два раза, то в первый момент времени парциальные давления и концентрации всех газообразных компонентов системы увеличатся вдвое.

Используя закон действия масс, определим аналогично задаче 1, как изменится скорость реакции.

Скорость реакции до воздействия:

$$v = k \cdot C_{N_2} \cdot C_{H_2}^3,$$

Скорость реакции после сжатия (увеличение давления):

$$v' = k \cdot (2 \cdot C_{N_2}) \cdot (2 \cdot C_{H_2})^3 = k \cdot 2 \cdot C_{N_2} \cdot 2^3 \cdot C_{H_2}^3 = 16 \cdot k \cdot C_{N_2} \cdot C_{H_2}^3 = 16v,$$
$$(2 \cdot 2^3 = 2^4 = 16)$$

Таким образом, при увеличении давления в 2 раза скорость реакции увеличится в 16 раз.

Задача 3: При температуре 80 °С гомогенная химическая реакция протекала со скоростью 0,5 моль/(л·ч). Как изменится скорость реакции при повышении температуры до 120 °С, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2?

Решение: Для определения скорости реакции при повышении температуры воспользуемся правилом Вант-Гоффа и подставим заданные значения температурного коэффициента и температур:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{(t_2 - t_1)/10}$$
$$v_2 = 0,5 \cdot 2^{(120 - 80)/10} = 8 \text{ моль/(л·ч)}$$

Поскольку известны скорости реакции при обеих заданных температурах, найдем их отношение:

$$v_2 / v_1 = 8 : 0,5 = 16 \text{ раз}$$

Задача 4: Куда сместится равновесие в рассматриваемой системе при изменении следующих параметров:

- повышении температуры;
- увеличении концентрации азота;
- уменьшении давления

Решение:

- Повышение температуры приводит к смещению равновесия в сторону эндотермической реакции, понижение температуры – к смещению равновесия в сторону экзотермической реакции.

Реакция, протекающая с выделением тепла называется *экзотермической*, с поглощением тепла – *эндотермической*.

В нашем случае прямая реакция является экзотермической, следовательно, обратная ей реакция в силу закона сохранения энергии будет эндотермической. Поэтому повышение температуры приведет к смещению равновесия в сторону обратной реакции (равновесие сместится влево).

б. Увеличение концентрации реагирующих веществ приводит к смещению равновесия в сторону расхода веществ, концентрацию которых мы увеличили. Уменьшение концентрации приводит к смещению равновесия в сторону накопления веществ, концентрацию которых уменьшили.

Азот в данной реакции является исходным веществом и расходуется в ходе прямой реакции. Скорость прямой реакции при этом увеличится во столько раз, во сколько мы увеличим концентрацию азота (см. задачу 1). Поэтому равновесие сместится в сторону прямой реакции (равновесие сместится вправо)

с. Увеличение давления путем сжатия системы приводит к смещению равновесия в сторону уменьшения количества газообразных веществ. Если давление уменьшить, равновесие сместится в сторону, где количество молей газообразных веществ больше.

В рассматриваемой реакции количество исходных веществ составляет 4 моль (1 моль азота + 3 моль водорода), а количество продуктов реакции – 2 моль (аммиак). Следовательно, при уменьшении давления равновесие сместится в сторону большего числа молей, то есть – в сторону обратной реакции.

Задача 5: Рассчитайте константу равновесия для базовой реакции образования аммиака, если известно, что исходные концентрации для азота и водорода были 3 моль/л и 6 моль/л, соответственно, а к моменту наступления равновесия в системе прореагировало 50 % азота.

Решение: Для обратимой реакции взаимодействия азота с водородом, протекающей в газовой фазе, выражение константы равновесия будет иметь вид:

$$K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}$$

Для расчета указанной величины необходимо рассчитать равновесные концентрации всех компонентов системы.

Для того чтобы упростить расчеты, составим следующую таблицу, которую будем заполнять по мере поступления данных, полученных в результате анализа и расчетов.

В начальный вариант таблицы внесем данные, представленные в условии задачи.

Поскольку исходная концентрация аммиака не задана, считаем ее в начале реакции равной нулю.

Вещество	Исходная концентрация С_{исх.}, моль/л	Изменение концентрации в ходе реакции, ΔС, моль/л	Равновесная концентрация С_{равн.}, моль/л
Азот (N ₂)	3		
Водород (H ₂)	6		
Аммиак (NH ₃)			

Так как по условию задачи к моменту наступления равновесия прореагировало 50 % азота, равновесная концентрация азота будет

$$[N_2] = 0,5 \cdot 3 = 1,5 \text{ моль/л}$$

а изменение концентрации азота в ходе реакции составит

$$\Delta C(N_2) = 3 - 1,5 = 1,5 \text{ моль/л}$$

Полученные данные вносим в таблицу. Знак «-» в графе изменения концентрации показывает, что вещество расходуется в ходе реакции, знак «+» – что вещество образуется.

Вещество	Исходная концентрация $C_{\text{исх.}}$, моль/л	Изменение концентрации в ходе реакции ΔC , моль/л	Равновесная концентрация $C_{\text{равн.}}$, моль/л
Азот (N ₂)	3	- 1,5	1,5
Водород (H ₂)	6		
Аммиак (NH ₃)	0		

Теперь мы можем рассчитать равновесные концентрации водорода и аммиака.

Согласно уравнению реакции количество вещества водорода, вступающего в реакцию с азотом в 3 раза больше, чем количество вещества азота. Кроме того, количество образующегося аммиака вдвое больше, чем количество прореагировавшего азота. Поэтому с учетом того, что в ходе реакции было израсходовано 1,5 моль/л азота:

$$\Delta C(H_2) = 3 \cdot 1,5 = 4,5 \text{ моль/л}$$

$$\Delta C(NH_3) = 2 \cdot 1,5 = 3,0 \text{ моль/л}$$

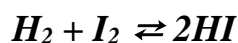
Вещество	Исходная концентрация $C_{\text{исх.}}$, моль/л	Изменение концентрации в ходе реакции ΔC	Равновесная концентрация $C_{\text{равн.}}$, моль/л
Азот (N ₂)	3,0	- 1,5	1,5
Водород (H ₂)	6,0	- 4,5	1,5
Аммиак (NH ₃)	0	+ 3,0	3,0

Рассчитаем константу равновесия системы на основании полученных данных:

$$K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} = \frac{3^2}{1,5 \cdot 1,5^3} = 1,78$$

Решать подобные задачи можно, и не используя метод составления таблиц. В этом случае достаточно будет навыков анализа уравнения химической реакции.

Задача 6: Рассчитать константу равновесия и исходные концентрации реагентов для реакции взаимодействия йода и водорода (реакция гомогенная газофазная), если известно, что к моменту наступления равновесия в системе



равновесные концентрации были:

$$[H_2] = 0,5 \text{ моль/л};$$

$$[I_2] = 0,1 \text{ моль/л};$$

$$[HI] = 1,8 \text{ моль/л}.$$

Решение: Поскольку известны равновесные концентрации веществ, рассчитаем константу равновесия:

$$K = \frac{[HI]^2}{[I_2] \cdot [H_2]} = \frac{1,8^2}{0,1 \cdot 0,5} = 64,8$$

Для определения исходных концентраций проанализируем уравнение реакции.

В соответствии с приведенным уравнением для образования 2 моль HI требуется по 1 моль I₂ и H₂.

Поскольку исходная концентрация йодоводорода не задана, считаем ее в начале реакции равной нулю. Следовательно, в ходе реакции образовалось 1,8 моль HI.

В соответствии с уравнением реакции для образования такого количества йодоводорода требуется, чтобы в реакцию вступило в 2 раза меньше водорода и в 2 раза меньше йода. Поэтому в ходе реакции было потрачено по 0,9 моль/л I₂ и H₂ (½ от 1,8).

Найдем начальные концентрации реагентов:

$$C_{исх.}(I_2) = C_{прореаг.}(I_2) + [I_2] = 0,9 + 0,1 = 1,0 \text{ моль/л}$$

$$C_{исх.}(H_2) = C_{прореаг.}(H_2) + [H_2] = 0,9 + 0,5 = 1,4 \text{ моль/л}$$

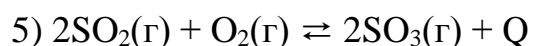
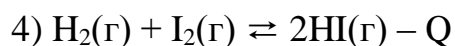
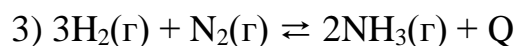
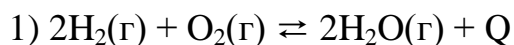
Контрольные вопросы:

1. Что изучает химическая кинетика?
2. Для чего требуется знание кинетических параметров?
3. Какой процесс называется химической реакцией?
4. В чем заключается различие между гомо- и гетерогенной системой?
5. Как определяется скорость химической реакции?

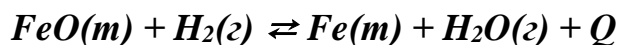
6. Какие факторы влияют на скорость химической реакции?
7. Сформулируйте закон действия масс.
8. Объясните физический смысл константы скорости химической реакции. От каких факторов зависит этот параметр?
9. Сформулируйте правило Вант-Гоффа.
10. Какие частицы называются активными?
11. Что определяет энергия активации?
12. Охарактеризуйте процесс катализа.
13. Приведите примеры обратимых и необратимых реакций.
14. Какое состояние системы называется химическим равновесием?
15. От чего зависит константа химического равновесия?
16. Сформулируйте принцип Ле Шателье в общем виде и применительно к изменению отдельных параметров.
17. Какие параметры влияют на смещение химического равновесия? Приведите примеры.

Контрольные задания:

1. Температурный коэффициент реакции равен 2,5. Вычислите, как изменится скорость реакции при повышении температуры на 40 °С.
2. Скорость реакции уменьшается в 6,25 раз при понижении температуры на 20 °С. Найдите температурный коэффициент реакции.
3. Для каких процессов уменьшение объема приведет к смещению равновесия вправо?



4. Для каких из процессов, приведенных в задании 3, уменьшение температуры приведет к смещению равновесия вправо?
5. Для какой реакции увеличение концентрации вещества А в 2 раза приведет к увеличению скорости реакции в 4 раза? Ответ поясните
- 1) $A_2(\text{г}) + B_2(\text{г}) = 2AB(\text{г})$
 - 2) $A_2(\text{г}) + B(\text{к}) = BA_2(\text{к})$
 - 3) $2A_2(\text{г}) = B(\text{г})$
 - 4) $2A_2(\text{к}) = B(\text{г}) + C(\text{г})$
6. Рассчитайте, как изменится скорость реакции $2A_2(\text{г}) + B_2(\text{г}) = 2A_2B(\text{г})$ при уменьшении концентрации вещества А в 2 раза?
7. В системе $A(\text{г}) + 2B_2(\text{г}) = C(\text{г})$ установились равновесные концентрации: $[A] = 0,06$ моль/л; $[B_2] = 0,12$ моль/л; $[C] = 0,216$ моль/л. Определите, какими были начальные концентрации веществ в системе и рассчитайте константу равновесия реакции.
8. В системе $3A(\text{г}) + B(\text{г}) = 2C(\text{г}) + D(\text{г})$ через некоторое время после начала реакции установились концентрации: $C_A = 0,03$ моль/л; $C_B = 0,01$ моль/л; $C_C = 0,008$ моль/л. Определить, какова концентрация вещества D и какими были начальные концентрации веществ А и В в системе.
9. В системе $A(\text{г}) + 2B(\text{г}) = D(\text{г})$ начальные концентрации веществ составляют: $C_A = 0,03$ моль/л; $C_B = 0,05$ моль/л. Константа скорости реакции 0,4. Найти начальную скорость реакции и скорость реакции по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшилась на 0,01 моль/л.
10. Рассчитайте, как изменится скорость реакции $4HCl(\text{г}) + O_2(\text{г}) = 2Cl_2(\text{г}) + H_2O(\text{г})$, если объем системы уменьшить в 3 раза?
11. Рассчитайте, как изменится скорость реакции $2NO(\text{г}) + O_2(\text{г}) = 2NO_2(\text{г})$ если давление в системе уменьшить в 2 раза.
12. Укажите, какие факторы приведут к смещению равновесия вправо в реакции



13. При $150\text{ }^{\circ}\text{C}$ реакция заканчивается через 16 мин. Через какое время закончится данная реакция, если проводить ее при температуре $80\text{ }^{\circ}\text{C}$? Температурный коэффициент реакции равен 2,5.
14. Две реакции протекают при температуре $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент первой реакции равен 2, второй – 2,5. Найти отношение скоростей этих реакций при температуре $95\text{ }^{\circ}\text{C}$.
15. Константа равновесия реакции $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$ при некоторой температуре равна 0,25. Вычислите равновесные концентрации компонентов системы при данной температуре, если первоначальная концентрация NO_2 была 9,2 моль/л.

Практическое занятие 6:

Термохимия и термохимические расчеты (4 часа)

Цель занятия: Изучение фундаментальных законов и основных понятий химической термодинамики для понимания способов и возможностей управления процессами, используемыми в современной промышленности. Формирование и закрепление навыков расчета термодинамических функций и анализа состояния химических систем.

Требования к знаниям, которые студент должен приобрести в результате освоения темы:

знать фундаментальные положения химической термодинамики, закон Гесса;

иметь представление об энергетических эффектах химических реакций, энтальпии химической реакции, энтропии и ее изменении при химической реакции, энергии Гиббса;

уметь производить расчеты термодинамических функций на основе законов термодинамики и оценивать состояние системы

владеть навыками использования справочных данных и количественных соотношений неорганической и физической химии для решения профессиональных задач

Теоретическая часть:

Химическая термодинамика применяет положения и законы общей термодинамики к изучению химических явлений. Развитие термохимии связано с работами русского ученого Г.И. Гесса. В 1841 г. им сформулирован закон, названный впоследствии **законом Гесса**: «Тепловой эффект реакции зависит от природы и состояния исходных веществ и конечных продуктов, но не зависит от пути реакции, т.е. от числа и характера промежуточных стадий». Для определения тепловых эффектов химических реакций используют закон Гесса и следствия из него. Для управления химическими процессами необходимо знать критерии самопроизвольных процессов и их движущие силы. Одной

из таких сил является изменение энтальпии системы, другой – изменение ее энтропии.

Функция, объединяющая оба фактора, называется изобарно-изотермическим потенциалом, или энергией Гиббса.

Энергетика химических реакций базируется на законе сохранения энергии (**I начало термодинамики**): *теплота Q , подведенная к системе, расходуется на увеличение внутренней энергии ΔU и на совершение работы W над внешней средой:*

$$Q = \Delta U + W$$

Если единственным видом работы, совершаемой системой, является работа расширения, то при изобарном процессе:

$$W = p\Delta V$$

$$Q_p = \Delta U + p\Delta V$$

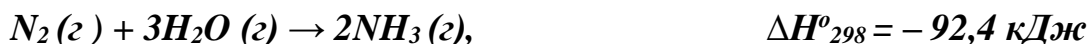
Важную роль в химической термодинамике играет величина, называемая энтальпией химической реакции. **Энтальпия** (H , кДж) – термодинамическая функция состояния системы, связанная с внутренней энергией соотношением:

$$H = U + pV$$

Изменение энтальпии ΔH равно тепловому эффекту реакции в изобарном процессе, если единственным видом работы является работа расширения газа:

- если $\Delta H < 0$, процесс экзотермический;
- если $\Delta H > 0$, процесс эндотермический.

Уравнения реакций, в которых указаны тепловой эффект и условия протекания ΔH°_{298} , агрегатные состояния или аллотропические модификации веществ, называют термохимическими уравнениями:



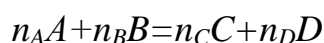
В основе расчета тепловых балансов реакций лежит одно из следствий из закона Гесса: *тепловой эффект химической реакции равен разности между суммой теплот образования продуктов реакции и суммой теплот образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов реакций:*

$$\Delta H_r^\circ = \sum_{i=1}^k (n_i \Delta H_{f,298_i}^\circ)_{\text{прод}} - \sum_{j=1}^m (n_j \Delta H_{f,298_j}^\circ)_{\text{исх}}$$

где $\Delta H_{f,298}^\circ$ – энтальпия образования одного моля данного вещества из простых веществ, находящихся в стандартных условиях;

n_i, n_j – количество продуктов реакции и исходных веществ, соответственно;

Для условной реакции



$$\Delta H_r^\circ = [n_C \cdot \Delta H_{f,298}^\circ(C) + n_D \cdot \Delta H_{f,298}^\circ(D)] - [n_A \cdot \Delta H_{f,298}^\circ(A) + n_B \cdot \Delta H_{f,298}^\circ(B)]$$

Стандартная теплота образования $\Delta H_{f,298}^\circ$ – это тепловой эффект образования одного моль сложного вещества из простых веществ, устойчивых при стандартных условиях состояний.

Стандартные теплоты образования простых веществ принимаются равными нулю, если их агрегатные состояния и модификации устойчивы при стандартных условиях $T = 298 \text{ К}$, $p = 101,3 \text{ кПа}$.

$$\Delta H_{f,298}^\circ(\text{С}_{\text{графит}}) = 0$$

$$\Delta H_{f,298}^\circ(\text{С}_{\text{алмаз}}) = 1,897 \text{ кДж/моль}$$

Стандартные теплоты образования различных веществ указаны в таблицах термодинамических констант (приложение 3).

Энтропия (S , Дж/(К·моль)) – термодинамическая функция, количественно характеризующая вероятность того или иного состояния вещества или системы.

$$S = k \cdot \ln W, \quad \text{Дж/(К·моль)}$$

где S – энтропия;

k – постоянная Больцмана;

W – термодинамическая вероятность.

Термодинамическая вероятность – число микросостояний, с помощью которых осуществляется данное макросостояние. Энтропия является мерой

неупорядоченности системы. Изменение энтропии в системе рассчитывается также по следствию из закона Гесса:

$$\Delta S_{298}^{\circ} = \sum_{i=1}^k (n_i S_{298_i}^{\circ})_{\text{прод}} - \sum_{j=1}^m (n_j S_{298_j}^{\circ})_{\text{исх}}$$

$$\Delta S_{298}^{\circ} = k \ln W_2 - k \ln W_1 = k \ln \left(\frac{W_2}{W_1} \right)$$

Значения стандартных энтропий веществ (S_{298}°) приводятся в таблицах термодинамических величин.

В изолированной системе необратимые процессы самопроизвольно протекают с возрастанием энтропии (II начало термодинамики).

Изменение энтропии происходит и в физических процессах, связанных с изменением агрегатного состояния. При переходе *твердое вещество* → *жидкость* → *газ (пар)* энтропия возрастает. Обратный переход характеризуется снижением энтропии.

Критерием самопроизвольного протекания реакций, учитывающим энтропийный и энтальпийный факторы, является *энергия Гиббса* (G , кДж/моль).

Изменение энергии Гиббса, ΔG , рассчитывают как сумму стандартных энергий Гиббса образования продуктов реакции за вычетом суммы стандартных энергий Гиббса исходных веществ с учетом их стехиометрических коэффициентов.

$$\Delta G_r^{\circ} = \sum_{i=1}^k (n_i \Delta G_{f,298_i}^{\circ})_{\text{прод}} - \sum_{j=1}^m (n_j \Delta G_{f,298_j}^{\circ})_{\text{исх}}$$

Или

$$\Delta G_r^{\circ} = \Delta H_r^{\circ} - T \Delta S_r^{\circ}$$

В замкнутой системе при изобарно-изотермических условиях самопроизвольно протекают реакции с уменьшением энергии Гиббса ($\Delta G_r^{\circ} < 0$). Химиче-

ская реакция неосуществима, если энергии Гиббса в системе возрастает ($\Delta G_r^\circ > 0$).

Величина ΔG_r° зависит от характера реакции (значений ΔH_r° и ΔS_r°) и от температуры. В состоянии термодинамического равновесия $\Delta G_r^\circ = 0$, т.е. $\Delta H_r^\circ = T\Delta S_r^\circ$

Температура, характеризующая состояние химического равновесия и полученная из условия $\Delta G_r^\circ = 0$, называется равновесной температурой (T_p , K) или температурой начала реакции, хотя нередко характеризует окончание процесса.

$$T_p = \frac{\Delta H_r^\circ}{\Delta S_r^\circ}$$

Изменение энергии Гиббса определяет направленность химических реакций:

а) $\Delta H_r^\circ < 0$; $\Delta S_r^\circ > 0$; $\Delta G_r^\circ < 0$ при всех значениях температуры: процесс термодинамически возможен при любой температуре;

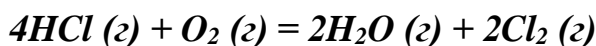
б) $\Delta H_r^\circ < 0$; $\Delta S_r^\circ < 0$; в этом случае $\Delta G_r^\circ < 0$ при $T_p < \frac{\Delta H_r^\circ}{\Delta S_r^\circ}$, т.е. реакция термодинамически возможна при сравнительно низкотемпературном режиме;

в) $\Delta H_r^\circ < 0$; $\Delta S_r^\circ > 0$, тогда $\Delta G_r^\circ < 0$ при $T_p > \frac{\Delta H_r^\circ}{\Delta S_r^\circ}$, следовательно процесс термодинамически возможен при сравнительно высокотемпературном режиме;

г) $\Delta H_r^\circ > 0$; $\Delta S_r^\circ < 0$ – оба фактора действуют в неблагоприятном направлении, реакция термодинамически невозможна при любых значениях температуры.

Практическая часть (примеры решения задач):

Задача 1: Рассчитайте тепловой эффект реакции и запишите для нее термодинамическое уравнение



Решение: Тепловой эффект реакции рассчитывается по следствию из закона Гесса, который для данной реакции будет иметь вид:

$$\Delta H_r^\circ = [2\Delta H_{f,298}^\circ(H_2O) + 2\Delta H_{f,298}^\circ(Cl_2)] - [4\Delta H_{f,298}^\circ(HCl) + \Delta H_{f,298}^\circ(O_2)]$$

Используя приложение 3, определим необходимые для расчетов стандартные теплоты образования исходных веществ и продуктов реакции, не забывая об агрегатных состояниях.

$$\Delta H_{f,298}^\circ(HCl_{\text{газ}}) = -92,3 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_{f,298}^\circ(O_{2\text{газ}}) = 0$$

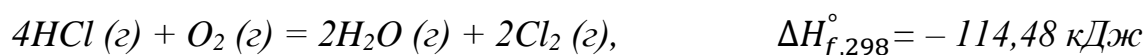
$$\Delta H_{f,298}^\circ(H_2O_{\text{газ}}) = -241,84 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_{f,298}^\circ(Cl_{2\text{газ}}) = 0$$

Подставив указанные значения в приведенную формулу, получим:

$$\Delta H_{f,298}^\circ = 2 \cdot (-241,84) - 4 \cdot (-92,3) = -114,48 \text{ кДж}$$

Термохимическое уравнение реакции будет иметь вид:



Задача 2: Для реакции, приведенной в задании 1, рассчитайте изменение энтропии.

Решение: Изменение энтропии системы рассчитывается также по следствию из закона Гесса.

Используя приложение 3, определим необходимые для расчетов абсолютные стандартные энтропии исходных веществ и продуктов реакции, не забывая об агрегатных состояниях.

$$\Delta S_{298}^\circ(HCl_{\text{газ}}) = 186,7 \text{ Дж/(К·моль)}$$

$$\Delta S_{298}^\circ(O_{2\text{газ}}) = 205,03 \text{ Дж/(К·моль)}$$

$$\Delta S_{298}^\circ(H_2O_{\text{газ}}) = 188,74 \text{ Дж/(К·моль)}$$

$$\Delta S_{298}^\circ(Cl_{2\text{газ}}) = 223,0 \text{ Дж/(К·моль)}$$

Подставив указанные значения в приведенную формулу:

$$\Delta S_r^\circ = [2\Delta S_{298}^\circ(H_2O) + 2\Delta S_{298}^\circ(Cl_2)] - [4\Delta S_{298}^\circ(HCl) + \Delta S_{298}^\circ(O_2)]$$

получим:

$$\Delta S_r^\circ = (2 \cdot 188,74 + 2 \cdot 223,0) - (4 \cdot 186,7 + 205,03) = -128,35 \text{ Дж}(K \cdot \text{моль})$$

Задача 3: Для реакции, приведенной в задании 1, рассчитайте изменение энергии Гиббса и определите возможность протекания реакции в стандартных условиях и температуру начала/окончания реакции.

Решение: Изменение энергии Гиббса системы можно рассчитать по следствию из закона Гесса на основании справочных данных (приложение 3). Для рассматриваемой реакции формула для расчета энергии Гиббса будет иметь вид:

$$\Delta G_r^\circ = [2\Delta G_{f,298}^\circ(H_2O) + 2\Delta G_{f,298}^\circ(Cl_2)] - [4\Delta G_{f,298}^\circ(HCl) + \Delta G_{f,298}^\circ(O_2)]$$

Но, поскольку мы уже определили тепловой эффект реакции и изменение энтропии химической реакции, произведем расчет изменения энергии Гиббса на основании уравнения

$$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ + T\Delta S_r^\circ$$

подставив температуру 298 К, соответствующую стандартным условиям, и приведя к единому значению единицы измерения используемых величин:

$$\Delta G_r^\circ = -114,48 - 298 \cdot (-128,35 \cdot 10^{-3}) = -76,23 \text{ кДж}$$

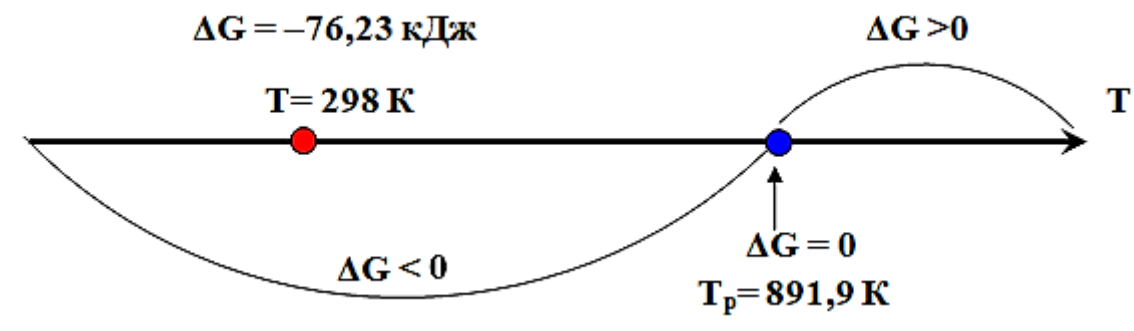
Поскольку полученное значения $\Delta G_r^\circ < 0$, реакция окисления хлороводорода кислородом в стандартных условиях будет протекать самопроизвольно.

Для определения области самопроизвольного протекания реакции рассчитаем равновесную температуру:

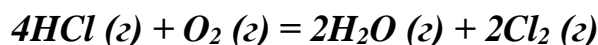
$$T_p = \frac{\Delta H_r^\circ}{\Delta S_r^\circ}$$

$$T_p = -114,48 : (-128,35 \cdot 10^{-3}) = 891,9 \text{ К}$$

Представим полученные значения графически, чтобы обозначить область самопроизвольного протекания реакции: это область, в которой значение энергии Гиббса отрицательное (то есть, в нашем случае, от нуля – до равновесной температуры)



Таким образом, для химической реакции



равновесная температура $T_p = 891,9 \text{ K}$ будет характеризовать окончание процесса, протекающего самопроизвольно в прямом направлении.

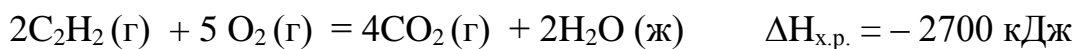
Контрольные вопросы:

1. Сформулируйте закон Гесса.
2. Какая величина называется энтальпией?
3. Какие значения энтальпии характеризуют эндотермический и экзотермический процессы?
4. Приведите пример термохимического уравнения реакции.
5. Как формулируется следствие из закона Гесса?
6. Какая величина называется стандартной теплотой образования вещества?
7. Что характеризует энтропия?
8. Какой критерий характеризует возможность самопроизвольного протекания реакций? Как он рассчитывается?
9. Как на основании изменения энергии Гиббса определить направленность химической реакции?

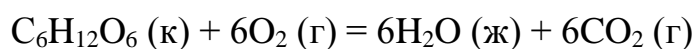
Контрольные задания:

1. Напишите термохимическое уравнение реакции между CO (г) и водородом, в результате которой образуется CH_4 (г) и H_2O (г). Сколько теплоты выделится при этой реакции, если было получено 67,2 л метана при н.у.?
2. При сжигании 8 г серы с образованием оксида серы (IV) выделяется 73,85 кДж теплоты. Вычислите теплоту образования оксида серы (IV).

3. Вычислите, используя приведенные термохимические уравнения, какой минимальный объем (м^3 , н.у.) ацетилена требуется сжечь, чтобы полученной теплоты хватило на полное разложение 18 кг воды.



4. Какая из протекающих в организме реакций превращения глюкозы предоставляет большее количество энергии? Произведите необходимые расчеты и поясните ответ.



5. На основании стандартных теплот образования рассчитайте тепловой эффект реакции $\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{к}) + \text{CO}(\text{г}) \rightarrow \text{FeO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$ в стандартных условиях.
6. Рассчитайте для приведенной в задании 5 реакции стандартную энтропию.
7. Определите для приведенной в задании 5 реакции температуру начала реакции. Будет ли данная реакция протекать в стандартных условиях?

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Глинка, Н.Л. Общая химия: учеб. пособие/ Н.Л. Глинка. – Интеграл-Пресс, 2006, 2004, 2009. – 728 с.
2. Коровин, Н.В. Общая химия: учеб. рек. Мин. обр. РФ/ Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2005. – 558 с.
3. Общая и неорганическая химия : учебное пособие / составители О.В. Лаврентьева, Н.И. Лисов. — Самара : Самарский государственный технический университет, ЭБС АСВ, 2016. — 154 с. Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/91770.html> — ЭБС «IPRbooks»
4. Мифтахова, Н. Ш. Общая и неорганическая химия : учебное пособие / Н. Ш. Мифтахова, Т. П. Петрова. — Казань : Казанский национальный исследовательский технологический университет, 2017. — 408 с. Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/80237.html> — ЭБС «IPRbooks
5. Охотникова Г.Г. Концепции современного естествознания: учеб. пособие/ Г.Г. Охотникова, Т.А. Родина, С.А. Лескова; АмГУ, ИФФ. Ч 4: Концептуальные системы химии. – Благовещенск: Изд-во Амур. гос. ун-та, – 2010. – 108 с.
6. Электронный эквивалент вещества [Электронный ресурс] / Киселев И.Я. – изд. 2-е, стереотип. – СПб. : ХИМИЗДАТ, 2017. – Режим доступа: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785938083073.html> – ЭБС «Консультант студента»
7. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие: рек. Мин. обр. РФ/ Н.Л. Глинка. – М. : Интеграл-Пресс, 2006, 2001. – 240 с.
8. Родина, Т.А. Практикум по общей и неорганической химии: учеб. пособие/ Т.А. Родина, А.В. Иванов, В.И. Митрофанова; АмГУ, ИФФ. – Благовещенск: Изд-во Амур. гос. ун-та, 2007. – 208 с.
9. Общая химия [Электронный ресурс] : метод. указания к самостоят. работе / АмГУ, ИФФ ; сост.: Г. Г. Охотникова, Т. А. Родина. - Благовещенск : Изд-во Амур. гос. ун-та, 2017. - 92 с. — Режим доступа: http://irbis.amursu.ru/DigitalLibrary/AmurSU_Edition/7461.pdf

10. Стась Н.Ф. Справочник по общей и неорганической химии [Электронный ресурс] : учебное пособие / Н.Ф. Стась. — Электрон. текстовые данные. — Томск: Томский политехнический университет, 2014. — 93 с. — 2227-8397. — Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/34718.html> — ЭБС «IPRbooks»

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Периоды	Ряды	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ													
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII						
I	1	H 1.00797 Водород							(H)			Символ элемента	Порядковый номер	He 4.0026 Гелий	
II	2	Li 6.941 Литий	Be 9.0122 Бериллий	B 10.811 Бор	C 12.011 Углерод	N 14.0067 Азот	O 15.9994 Кислород	F 18.9984 Фтор				Na 22.9898 Натрий		Ne 20.179 Неон	
III	3	Na 22.9898 Натрий	Mg 24.305 Магний	Al 26.9815 Алюминий	Si 28.086 Кремний	P 30.9738 Фосфор	S 32.064 Сера	Cl 35.453 Хлор				Название	Относительная масса	Ar 39.948 Аргон	
IV	4	K 39.0983 Калий	Ca 40.08 Кальций	Sc 44.956 Скандий	Ti 47.88 Титан	V 50.942 Ванадий	Cr 51.996 Хром	Mn 54.938 Марганец	Fe 55.847 Железо	Co 58.9332 Кобальт	Ni 58.69 Никель				
	5	Cu 63.546 Медь	Zn 65.38 Цинк	Ga 69.72 Галлий	Ge 72.59 Германий	As 74.9216 Мышьяк	Se 78.96 Селен	Br 79.904 Бром						Kr 83.80 Криптон	
V	6	Rb 85.4678 Рубидий	Sr 87.62 Стронций	Y 88.9059 Иттрий	Zr 91.22 Цирконий	Nb 92.9064 Ниобий	Mo 95.94 Молибден	Tc [98] Технеций	Ru 101.07 Рутений	Rh 102.905 Родий	Pd 106.42 Палладий				
	7	Ag 107.868 Серебро	Cd 112.40 Кадмий	In 114.82 Индий	Sn 118.69 Олово	Sb 121.75 Сурьма	Te 127.60 Теллур	I 126.9044 Йод						Xe 131.30 Ксенон	
VI	8	Cs 132.905 Цезий	Ba 137.34 Барий	La* 138.905 Лантан	Hf 178.49 Гафний	Ta 180.948 Тантал	W 183.85 Вольфрам	Re 186.207 Рений	Os 190.2 Осмий	Ir 192.22 Иридий	Pt 195.09 Платина				
	9	Au 196.967 Золото	Hg 200.59 Ртуть	Tl 204.383 Таллий	Pb 207.19 Свинец	Bi 208.980 Висмут	Po [209] Полоний	At [210] Астат						Rn [222] Радон	
VII	10	Fr [223] Франций	Ra [226] Радий	Ac** [227] Актиний	Rf [261] Резерфордий	Db [262] Дубний	Sg [266] Сиборгий	Bh [264] Борий	Hs [269] Хассий	Mt [268] Мейтнерий					
		58 Ce 140.12 Церий	59 Pr 140.907 Празеодим	60 Nd 144.24 Неодим	61 Pm [145] Прометий	62 Sm 150.35 Самарий	63 Eu 151.96 Европий	64 Gd 157.25 Гадолиний	65 Tb 158.924 Тербий	66 Dy 162.50 Диспрозий	67 Ho 164.930 Гольмий	68 Er 167.26 Эрбий	69 Tm 168.934 Тулий	70 Yb 173.04 Иттербий	71 Lu 174.967 Лютеций
		90 Th 232.038 Торий	91 Pa [231] Протактиний	92 U 238.03 Уран	93 Np 237.048 Нептуний	94 Pu [244] Плутоний	95 Am [243] Америций	96 Cm [247] Кюрий	97 Bk [247] Берклий	98 Cf [251] Калифорний	99 Es [252] Эйнштейний	100 Fm [257] Фермий	101 Md [260] Менделевий	102 No [259] Нобелий	103 Lr [262] Лоуренсий

Таблица растворимости оснований, кислот и солей в воде

Анионы	Катионы																	
	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺
OH ⁻		P	P	P	P	P	M	H	H	H	H	H	H	H	—	—	H	H
F ⁻	P	P	P	P	P	M	H	H	P	H	H	H	M	P	P	M	H	P
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	M	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	P	?	P	P	H	H	H	P
S ²⁻	P	P	P	P	P	P	M	H	—	—	H	—	H	H	H	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	M	M	M	?	—	M	?	?	M	H	H	H	?
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	H	M	P	P	P	P	P	P	P	M	—	H	P
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	M	?	?	?
PO ₄ ³⁻	P	H	P	P	—	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	?	?	H	?	H	H	H	?	H	H
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	—	P	P	—	P	P	P	P	P	P
SiO ₂ ²⁻	H	P	P	P	?	H	H	H	?	?	H	?	H	H	?	?	H	?

P – растворяется (>1г на 100г H₂O); M – мало растворяется (от 0,1г до 1г на 100г H₂O); H – не растворяется (<0,1г на 100г H₂O);

— – разлагается в водной среде; ? – нет достоверных сведений о существовании соединения.

Термодинамические константы некоторых веществ

Вещество	ΔH°_{298} кДж/моль	ΔG°_{298} кДж/моль	ΔS°_{298} Дж/(моль·К)
Ag (к)	0	0	42,69
AgBr (к)	-99,16	-95,94	107,1
AgCl (к)	-126,8	-109,7	96,07
AgI (к)	-64,2	-66,3	114,2
AgF (к)	-202,9	-184,9	83,7
AgNO ₃ (к)	-120,7	-32,2	140,9
Ag ₂ O(к)	-30,56	-10,82	121,7
Ag ₂ CO ₃	-506,1	-437,1	167,4
Al (к)	0	0	28,31
Al ₂ O ₃ (к)	-1675,0	-1576,4	50,94
Al(OH) ₃ (к)	-1275,7	-1139,72	71,1
AlCl ₃ (к)	-697,4	-636,8	167,0
Al ₂ (SO ₄) ₃ (к)	-3434,0	-3091,9	239,2
As (к)	0	0	35,1
As ₂ O ₃ (к)	-656,8	-575,0	107,1
As ₂ O ₅ (к)	-918,0	-772,4	105,4
Au (к)	0	0	47,65
AuF (к)	-74,3	-58,6	96,4
AuF ₃ (к)	-348,53	-297,48	114,2
Au(OH) ₃ (к)	-418,4	-289,95	121,3
AuCl ₃ (к)	-118,4	-48,53	146,4
B (к)	0	0	5,87
B ₂ O ₃ (к)	-1264,0	-1184,0	53,85
B ₂ H ₆ (г)	31,4	82,8	232,9
Ba (к)	0	0	64,9
BaCO ₃ (к)	-1202,0	-1138,8	112,1
Be (к)	0	0	9,54
BeO (к)	-598,7	-581,6	14,10
BeCO ₃ (к)	-981,57	-944,75	199,4
Bi (к)	0	0	56,9
BiCl ₃ (г)	-270,7	-260,2	356,9
BiCl ₃ (к)	-379,1	-318,9	189,5
B _{Г2} (г)	30,92	3,14	245,35
НВГ (г)	-36,23	-53,22	198,48
С (алмаз)	1,897	2,866	2,38
С (графит)	0	0	5,74

Вещество	ΔH°_{298} кДж/моль	ΔG°_{298} кДж/моль	ΔS°_{298} Дж/(моль·К)
CO (г)	-110,5	-137,27	197,4
CO ₂ (г)	-393,51	-394,38	213,6
COCl ₂ (г)	-223,0	-210,5	289,2
CS ₂ (г)	115,3	65,1	237,8
CS ₂ (ж)	87,8	63,6	151,0
C ₂ H ₂ (г)	226,75	209,2	200,8
C ₂ H ₄ (г)	52,28	68,12	219,4
CH ₄ (г)	-74,85	-50,79	186,19
C ₂ H ₆ (г)	-84,67	-32,89	229,5
C ₆ H ₆ (ж)	49,04	124,50	173,2
CH ₃ OH (ж)	-238,7	-166,31	126,7
C ₂ H ₅ OH (ж)	-227,6	-174,77	160,7
CH ₃ COOH (ж)	-484,9	-392,46	159,8
Ca (к)	0	0	41,62
CaO (к)	-635,1	-604,2	39,7
CaF ₂ (к)	-1214,0	-1161,0	68,87
CaCl ₂ (к)	-785,8	-750,2	113,8
CaC ₂	-62,7	-67,8	70,3
Ca ₃ N ₂ (к)	-431,8	-368,6	104,6
Ca(OH) ₂ (к)	-986,2	-896,76	83,4
CaSO ₄ (к)	-1424,0	-1320,3	106,7
CaSiO ₃ (к)	-1579,0	-1495,4	87,45
Ca ₃ (PO ₄) ₂ (к)	-4125,0	-3899,5	240,9
CaCO ₃ (к)	-1206,0	-1128,8	92,9
Cl ₂ (г)	0	0	223,0
HCl (г)	-92,30	-95,27	186,7
HCl (ж)	-167,5	-131,2	55,2
HClO (ж)	-116,4	80,0	129,7
Cr (к)	0	0	23,76
Cr ₂ O ₃ (к)	-1141,0	-046,84	81,1
Cr(CO) ₆ (к)	-1075,62	-982,0	359,4
Cs (к)	0	0	84,35
Cs ₂ O (к)	-317,6	-274,5	123,8
CsOH (к)	-406,5	-355,2	77,8
Cu (к)	0	0	33,3
Cu ₂ O (к)	-167,36	-146,36	93,93

Вещество	ΔH°_{298} кДж/моль	ΔG°_{298} кДж/моль	ΔS°_{298} Дж/(моль·К)
CuO (к)	-165,3	-127,19	42,64
Cu(OH) ₂ (к)	-443,9	-356,90	79,50
CuF ₂ (к)	-530,9	-485,3	84,5
CuCl ₂ (к)	-205,9	-166,1	113,0
CuBr (к)	-141,42	-126,78	142,34
CuI ₂ (к)	-21,34	-23,85	159,0
Cu ₂ S (к)	-82,01	-86,19	119,24
CuS (к)	-48,5	-48,95	66,5
CuSO ₄ (к)	-771,1	-661,91	133,3
CuCO ₃ (к)	-594,96	-517,98	87,9
Cu(NO ₃) ₂ (к)	-307,11	-114,22	193
Fe (к)	0	0	27,15
FeO (к)	-263,68	-244,35	58,79
FeCl ₂	-341,0	-302,08	119,66
Fe ₂ O ₃ (к)	-821,32	-740,99	89,96
Fe(OH) ₃ (к)	-824,25	-694,54	96,23
FeCl ₃ (к)	-405,0	-336,39	130,1
FeSO ₄ (к)	-922,57	-829,69	107,51
FeCO ₃ (к)	-744,75	-637,88	92,9
GeO (к)	-305,4	-276,1	50,2
GeO ₂ (к)	-539,74	-531,4	52,30
H ₂ (г)	0	0	130,6
H ₂ O (г)	-241,84	-228,8	188,74
H ₂ O (ж)	-285,84	-237,5	69,96
H ₂ O ₂ (ж)	-187,36	-117,57	105,86
Hg (к)	0	0	76,1
HgCl ₂ (к)	-230,12	-185,77	144,35
Hg ₂ Cl ₂ (к)	-264,85	-210,66	185,81
I ₂ (к)	0	0	116,73
I ₂ (г)	62,24	19,4	260,58
HI (г)	25,94	1,30	206,33
HIО (ж)	-158,9	-98,7	24,32
K (к)	0	0	64,35
K ₂ O(к)	-361,5	-193,3	87,0
KOH (к)	-425,93	-374,47	59,41
KNO ₃ (к)	-492,71	-393,13	123,93
KNO ₂ (к)	-370,28	-281,58	117,17

Вещество	ΔH°_{298} кДж/моль	ΔG°_{298} кДж/моль	ΔS°_{298} Дж/(моль·К)
K ₂ SO ₄ (к)	-1433,44	-1316,37	175,73
KHSO ₄ (к)	-1158,1	-1043,49	187,89
KH (к)	-56,9	-38,49	67,95
Li (к)	0	0	28,03
Li ₂ O (к)	-595,8	-560,2	37,9
NiOH (к)	-487,8	-443,1	42,81
Mg (к)	0	0	32,55
MgO (к)	-601,24	-569,6	26,94
Mg(OH) ₂ (к)	-924,66	-833,7	63,14
MgCO ₃	-1096,21	-1029,3	65,69
MnSO ₄	-1063,74	-955,96	112,13
N ₂ (г)	0	0	191,5
N ₂ O (г)	81,55	103,6	220,0
NO (г)	90,37	86,69	210,62
NO ₂ (г)	33,89	51,84	240,45
N ₂ O ₄ (г)	9,37	98,29	304,3
NH ₃ (г)	-46,19	16,64	192,5
HNO ₃ (ж)	-173,0	-79,91	156,16
NH ₄ Cl (к)	-315,39	-343,64	94,56
NH ₄ OH (ж)	-366,69	-263,8	179,9
Na (к)	0	0	51,42
Na ₂ O (к)	-430,6	-376,6	71,1
NaOH (к)	-426,6	-377,0	64,18
NaCl (к)	-410	-384,0	72,36
Na ₂ CO ₃ (к)	-1129,0	-1047,7	136,0
Na ₂ SO ₄ (к)	-1384,0	-1266,8	149,4
Na ₂ SiO ₃ (к)	-1518,0	-1426,7	113,8
O ₂ (г)	0	0	205,03
P (красный)	-18,41	-13,81	22,8
PCl ₃ (г)	-277,0	-286,27	311,7
PCl ₅ (г)	-369,45	-324,55	362,9
HPO ₃ (ж)	-982,4	-902,91	150,6
H ₃ PO ₄ (ж)	-1271,94	-1147,25	200,83
Pb (к)	0	0	64,9
PbO (к)	-217,86	-188,49	67,4
PbO ₂ (к)	-276,86	-218,99	76,44
PbCl ₂ (к)	-359,2	-313,97	136,4

Продолжение приложения 3

Вещество	ΔH°_{298} кДж/моль	ΔG°_{298} кДж/моль	ΔS°_{298} Дж/(моль•К)
PbSO ₄ (к)	-918,1	-811,24	147,28
PbS (к)	-94,28	-92,68	91,20
Rb (к)	0	0	76,2
Rb ₂ O (к)	-330,12	-290,79	109,6
RbOH (к)	-413,80	-364,43	70,7
S (ромб.)	0	0	31,88
SO ₂ (г)	-296,9	-300,37	248,1
SO ₃ (г)	-395,2	-370,37	256,23
H ₂ S (г)	-20,15	-33,02	205,64
H ₂ S (ж)	-39,33	-27,36	122,2
H ₂ SO ₄ (ж)	-811,3	-724,0	156,9
H ₂ Se (г)	85,77	71,13	221,3
SiO ₂ (к)	-859,3	-803,75	42,09
SnO (к)	-286,0	-257,32	56,74
SnO ₂ (к)	-580,8	-519,65	52,34
SrO (к)	-590,4	-559,8	54,4
SrCO ₃ (к)	-1221,3	-1137,6	97,1
H ₂ Te (г)	154,39	138,48	234,3
Zn (к)	0	0	41,59
ZnO (к)	-349,0	-318,19	43,5
ZnS (к)	-201,0	-198,32	57,7
ZnSO ₄ (к)	-978,2	-871,75	124,6

Учебное издание

Галина Генриховна Охотникова,
доцент кафедры химии и химической технологии ФГБОУ ВО «АмГУ»,
канд. техн. наук

Общая и неорганическая химия. Практические занятия

Учебное пособие.

Издательство АмГУ. Формат 60x84/16. Усл. печ. л. 4,36. Заказ _____