

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

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ  
ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ**

**Б1.Б.07 Химия**

**Направление подготовки : 35.03.06 Агроинженерия**

**Профиль образовательной программы: Электрооборудование и электротехнологии**

**Форма обучения:** заочная

## СОДЕРЖАНИЕ

<b>1. Конспект лекций .....</b>	<b>3</b>
<b>1.1 Лекция № 1 Основные классы неорганических соединений. Понятие об идентификации катионов и анионов .....</b>	<b>3</b>
<b>1.2 Лекция № 2 Химическая связь. Строение вещества. ....</b>	<b>6</b>
<b>1.3 Лекция № 3 Энергетика и направление химических процессов .....</b>	<b>9</b>
<b>2. Методические материалы по выполнению лабораторных работ .....</b>	<b>12</b>
<b>2.1 Лабораторная работа № ЛР-1 Основные классы неорганических соединений. Понятие об идентификации катионов и анионов. ....</b>	<b>12</b>
<b>2.2 Лабораторная работа № ЛР-2 Химическая кинетика. Катализ .....</b>	<b>13</b>
<b>2.3 Лабораторная работа № ЛР-3 Химическое равновесие. факторы, влияющие на смещение равновесия .....</b>	<b>14</b>
<b>3. Методические материалы по проведению практических занятий .....</b>	<b>16</b>
<b>3.1 Практическое занятие № ПР-1 Стехиометрические законы .....</b>	<b>16</b>
<b>3.2 Практическое занятие № ПР-2 Строение атома и периодический закон .....</b>	<b>17</b>
<b>3.3 Практическое занятие № ПР-3 Химическое равновесие. факторы, влияющие на смещение равновесия .....</b>	<b>17</b>

# 1. КОНСПЕКТ ЛЕКЦИЙ

## 1. 1 Лекция №1 (2 часа)

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

### 1.1.1 Вопросы лекции:

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

### 1.1.2 Краткое содержание вопросов:

#### 1. Простые и сложные вещества.

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

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

1. Кислоты:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
2. Основания:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NH}_3$ .
3. Соли:  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .
4. Окислители:  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ .
5. Восстановители:  $\text{Zn}$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{CO}$ .
6. Комплексообразователи:  $\text{CuCl}_2(\text{Cu}^{2+})$ ,  $\text{PtCl}_4(\text{Pt}^{4+})$ .
7. Лиганды:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{Cl}^-$ .
8. Координационные соединения.  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ ,  $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$ .
9. Радикалы:  $\text{NO}_2$ ,  $\text{ClO}_3$ .
10. Ассоциаты:  $\text{N}_2\text{O}_4$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_6$  и т. д.

### 2 Оксиды. Получение, свойства, применение

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

<u>Формула</u>	<u>Название</u>	<u>Формула</u>	<u>Название</u>
$\text{CO}$	оксид углерода (II)	$\text{Fe}_2\text{O}_3$	оксид железа (III)
$\text{NO}$	оксид азота (II)	$\text{CrO}_3$	оксид хрома
(VI)			
$\text{N}_2\text{O}_5$	оксид азота (V)	$\text{Mn}_2\text{O}_7$	оксид
марганца (VII)			

#### a) Получение оксидов.

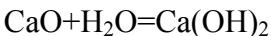
- ✓ Окисление кислородом
- ✓ простых веществ     $2\text{MgO} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$
- ✓ сложных веществ     $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$

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

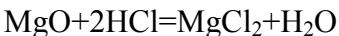
### **6) Классификация и химические свойства оксидов.**

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

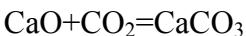
1. Взаимодействие с водой (оксиды щелочных и щелочноземельных металлов)



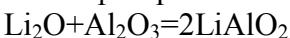
2. Все-с кислотами



3. С кислотами оксидами

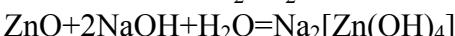
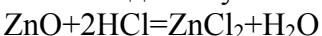


4. С амфотерными оксидами

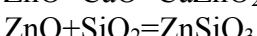
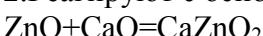


Амфотерные ( $\text{ZnO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MnO}_2$ )

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

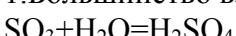


2. Реагируют с основными и кислотными оксидами



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

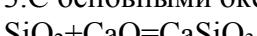
1. Большинство взаимодействуют с водой



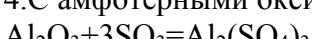
2. Со щелочами



3. С основными оксидами



4. С амфотерными оксидами



### **3 Кислоты. Получение, свойства, применение**

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

#### **a) Классификация кислот**

По содержанию кислорода:

- безкислородные ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ );
- кислородсодержащие ( $\text{HNO}_3$ ).

По основности — количество кислых атомов водорода:

- Одноосновные ( $\text{HPO}_3$ );
- Двухосновные ( $\text{H}_2\text{SeO}_4$ , Азелаиновая кислота);
- Трёхосновные ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ).

По силе:

- Сильные — диссоциируют практически полностью, константы диссоциации больше  $1 \cdot 10^{-3}$  ( $\text{HNO}_3$ );

- Слабые — константа диссоциации меньше  $1 \cdot 10^{-3}$  (уксусная кислота  $K_d = 1,7 \cdot 10^{-5}$ ).

По устойчивости:

- Устойчивые ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ );
- Неустойчивые ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ).

По принадлежности к классам химических соединений:

- Неорганические ( $\text{HBr}$ );
- Органические ( $\text{HCOOH}$ );

По летучести:

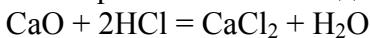
- Летучие ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCl}$ );
- Нелетучие;

По растворимости в воде:

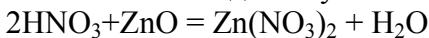
- Растворимые ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ );
- Нерастворимые ( $\text{H}_2\text{SiO}_3$ );

## б) Химические свойства кислот

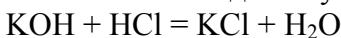
Растворы кислот взаимодействуют с оксидами металлов с образованием соли и воды:



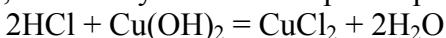
Кислоты взаимодействуют с амфотерными оксидами с образованием соли и воды:



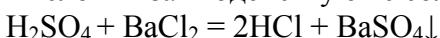
Кислоты взаимодействуют со щелочами с образованием соли и воды:



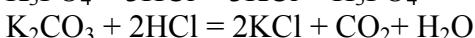
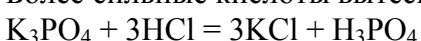
Кислоты взаимодействуют с нерастворимыми основаниями с образованием соли и воды, если полученная соль растворима:



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

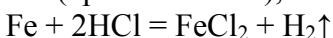


Более сильные кислоты вытесняют более слабые из их солей:

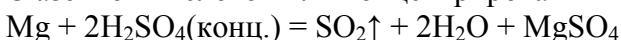


(в данном случае непрочная угольная кислота  $\text{H}_2\text{CO}_3$  распадается на воду и углекислый газ)

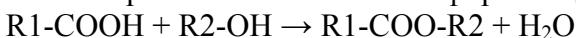
Металлы, стоящие в ряду активности до водорода, вытесняют водород из раствора кислоты (кроме азотной), если полученная соль растворима:



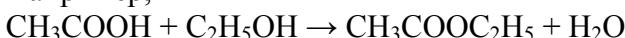
С азотной кислотой или концентрированными кислотами реакция идёт иначе:



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



Например,



## 4 Основания. Получение, свойства, применение

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

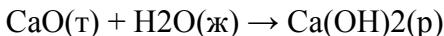
2 Согласно другому определению, основания — один из основных классов химических соединений, вещества, молекулы которых являются акцепторами протонов.

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

#### **а) Способы получения оснований**

##### **• Получение щелочи при реакции сильноосновного оксида с водой**

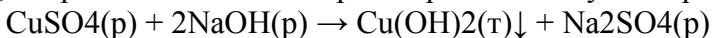
Так как только сильноосновные оксиды способны реагировать с водой, этот способ можно использовать исключительно для получения сильных оснований или щелочей.



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

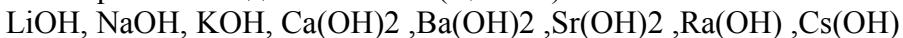
##### **• Косвенное получение основания (гидроксида) при реакции соли со щелочью**

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

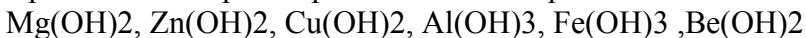


#### **б) Классификация оснований**

Растворимые в воде основания (щёлочи)



Практически нерастворимые в воде гидрооксиды



Другие основания



#### **в) Химические свойства**

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

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

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

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

### **5. Соли**

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

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

### **1.2 Лекция №2 (2 часа)**

**Тема: «Химическая связь. Строение вещества»**

#### **1.2.1. Вопросы лекции:**

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

- длина;
- энергия;
- насыщаемость;
- направленность.

4. Гибридизация атомных орбиталей. Форма молекулы.

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

Поляризация. Полярность молекул.

6. Ионная связь.

7. Металлическая связь.

### 1.2.2 Краткое содержание вопросов

#### 1 Теория химического строения. Типы химической связи.

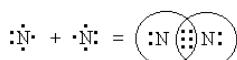
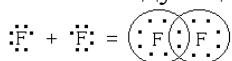
Свойства вещества определяются его химическим составом, порядком соединения в молекулу атомов и их взаимным влиянием. Теория строения атомов объясняет механизм образования молекул и природу химической связи.

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

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

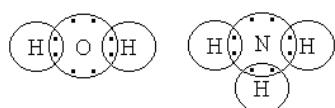
В основе теории ковалентной связи, как и теории ионной связи, лежит представление об особой устойчивости атома, имеющего на внешнем электронном слое оболочку из восьми электронов. Отличие ковалентной связи от ионной состоит в том, что при её возникновении атомы приобретают устойчивую конфигурацию не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

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



У атома фтора на внешнем слое находится семь электронов. Каждый из атомов фтора отдает по одному электрону на образование общей электронной пары, вследствие чего оба атома в молекуле фтора приобретают электронную конфигурацию ближайшего благородного газа — неона. Атомы азота, имеющие на внешнем слое по пять электронов, образуют три общие электронные пары. И в этом случае атомы в молекуле N<sub>2</sub> приобретают устойчивую восьмиэлектронную оболочку.

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



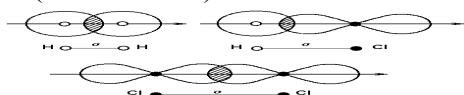
В молекуле воды каждый из атомов водорода связан с атомом кислорода парой общих электронов. При этом у кислорода возникает во внешнем слое восьмиэлектронная конфигурация, а у обоих атомов водорода появляется устойчивый двухэлектронный слой. Подобное электронное строение имеют атомы водорода в аммиаке,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

свойствам атомами, возникает неполярная ковалентная связь, так как общая электронная пара расположена симметрично по отношению к ядрам обоих атомов и притягивается к ним с одинаковой силой.

### 3 Свойства ковалентной связи:

- длина;
- энергия;
- насыщаемость;
- направленность

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



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

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

### 4 Гибридизация атомных орбиталей. Форма молекулы

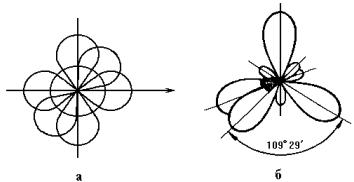
При образовании молекулы электронные облака изменяют свою форму. Например, вместо неравноценных s- и р-электронных облаков могут образовываться равноценные гибридные (смешанные) электронные облака. В результате гибридизации электронные облака приобретают более вытянутую форму. Это обеспечивает большее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

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

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

$\sigma$ -Связи осуществляются за счёт перекрывания как гибридизованных, так и негибридизованных орбиталей,  $\pi$ -связи — исключительно за счёт перекрывания негибридизованных орбиталей. Направленность  $\sigma$ -связей обуславливает структуру молекулы. Одинарная связь между атомами — всегда  $\sigma$ -связь. В молекулах, содержащих кратные связи, одна  $\sigma$ -связь, а остальные  $\pi$ -связи. Например, в молекуле азота, имеющей тройную связь (:N≡N:), содержится одна  $\sigma$ - и две  $\pi$ -связи.

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



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

### Поляризация. Полярность молекул

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

## 6. Ионная связь

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

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

## 7. Металлическая связь

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

### 1.3. Лекция №3 (2 часа)

#### Тема: «Энергетика и направление химических процессов»

##### 1.3.1. Вопросы лекции:

1. Термический эффект химических реакций. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения.
2. Внутренняя энергия и энталпия.
3. Закон Гесса и следствия из него. Движущие силы химического процесса.

4. Понятие об энтропии. Направление самопроизвольного протекания химической реакции.
5. Энергия Гиббса химической реакции.

### 1.3.2. Краткое содержание вопросов

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

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

#### 2. Внутренняя энергия и энталпия

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

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

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

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

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

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

$$\Delta H_{\text{обр}}^{\circ}, \Delta H_{\text{стор}}^{\circ}, E_{\text{cb}}$$

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

Анализ закона Гесса позволяет сформулировать следующие следствия:

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

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

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

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

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

#### 4. Понятие об энтропии. Направление самопроизвольного протекания химической реакции

Типичный вид температурной кривой правильно поставленного калориметрического опыта при измерении экзотермического эффекта показан на рисунке 3. Величину  $\Delta t$  с учетом теплообмена можно рассчитать аналитическим или графическим способом.

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

#### 5. Энергия Гиббса химической реакции

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

## 2. МЕТОДИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

### 2.1 Лабораторная работа № ЛР-1 (2 часа)

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

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

**2.1.2 Задачи работы:**

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

**2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:**

**1. Реактивы:**

*Растворы* (2н): карбонат натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , сульфат натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , серной  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и соляной  $\text{HCl}$  кислоты, гидроксид натрия  $\text{NaOH}$  и калия  $\text{KOH}$ , хлорид железа (II)  $\text{FeCl}_2$ , хлорид алюминия  $\text{AlCl}_3$ , сульфат цинка  $\text{ZnSO}_4$ , сульфат меди  $\text{CuSO}_4$ , хлорид аммония  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , хлорид бария  $\text{BaCl}_2$ , хлорид висмута  $\text{BiCl}_2$ , гидроксид аммония  $\text{NH}_4\text{OH}$ , нитрат ртути  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ , иодид калия  $\text{KJ}$ , железоаммонийные квасцы  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , гексацианоферрат (II) калия  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , роданид калия  $\text{KCSN}$ .

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

**2.1.4 Описание (ход) работы:**

**Опыт 1. Амфотерность гидроксидов**

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

**Опыт 2. Получение летучего основания из соли**

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

**Опыт 3. Получение комплексного катиона**

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

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

**Опыт 4. Получение комплексного аниона**

К 0,5 мл раствора нитрата ртути (II) прибавьте 2-3 капли раствора иодида калия. Наблюдайте образование ярко-оранжевого осадка иодида ртути. Продолжайте добавление раствора иодида калия до полного растворения осадка и обесцвечивания раствора.

Получающийся бесцветный раствор свидетельствует об образовании комплексного аниона  $[HgJ_4]^{2-}$ . Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.

**Опыт 5. Реакция окрашивания пламени**

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

**Опыт 6. Обнаружение катиона серебра  $Ag^+$**

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

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

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

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

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

**Опыт 9. Обнаружение хлорид ионов  $Cl^-$**

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

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

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

## **2.2 Лабораторная работа № ЛР-2 (2 часа)**

### **Тема: «Химическая кинетика. Катализ»**

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

**2.2.2 Задачи работы:**

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

**2.2.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:**

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

- *Растворы*: серная кислота  $H_2SO_4$  (2 н), тиосульфат натрия  $Na_2S_2O_3$  (2 н), гидроксид натрия  $NaOH$  (1 н), хлорид аммония  $NH_4Cl$  (2 н), перманганат калия  $KMnO_4$  (0,1 н), пероксид водорода  $H_2O_2$  (3%-ный).

**2. Оборудование:**

штатив с пробирками, секундомер, спиртовка, лучинки.

**2.2.4 Описание (ход) работы:**

*Опыт 1.* Влияние концентрации веществ на скорость химической реакции.

Заполните три пробирки согласно табличным данным:

Раствор	1	2	3
тиосульфат натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (2н)	1 мл	2 мл	3 мл
вода дистиллированная $\text{H}_2\text{O}$	2 мл	1 мл	-
серная кислота $\text{H}_2\text{SO}_4$ (2н)	1 мл	1 мл	1 мл

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

*Опыт 2.* Влияние температуры на скорость химической реакции.

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

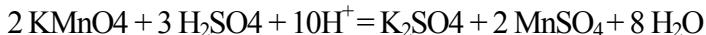
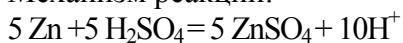
*Сделайте вывод* о влиянии температуры на скорость химической реакции.

*Запишите уравнения реакций*.

*Опыт 3.* Гомогенный катализ.

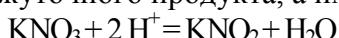
В три пробирки налейте по 2 мл 2н раствора серной кислоты и по 2 мл 0,1н раствора перманганата калия. В первую пробирку насыпьте несколько крупинок нитрата калия, затем в первую и во вторую прибавьте по три кусочка гранулированного цинка. Третья пробирка служит эталоном исходной окраски раствора.

Механизм реакции:



Атомарный водород, выделяющийся из кислоты, восстанавливает перманганат калия.

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



Нитрит калия  $\text{KNO}_2$ , быстро восстанавливает перманганат калия, при этом превращается в исходное вещество - нитрат калия:



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

*Опыт № 4.* Гетерогенный катализ.

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

## 2.3 Лабораторная работа № ЛР-3 (2 часа)

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

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

**2.3.2 Задачи работы:**

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

### **2.3.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:**

#### *1. Реактивы:*

*Кристаллические:* хлорид аммония  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ;

*Растворы:* хлорид железа  $\text{FeCl}_3$  (разб. и конц.), роданид аммония  $\text{NH}_4\text{CNS}$  (разб. и конц.).

#### *2. Оборудование:*

штатив с пробирками, пипетки.

### **2.3.4 Описание (ход) работы:**

Смещение химического равновесия изменением концентрации

Химическое равновесие и его смещение изменением концентрации веществ.

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

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

### **3. МЕТОДИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ПО ПРОВЕДЕНИЮ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ**

#### **3.1 Практическое занятие № ПЗ-1 (2 часа)**

**Тема: «Стехиометрические законы»**

##### **3.1.1 Задание для работы:**

1. Что означают следующие записи:  $m(H_2O) = 18$  а.е.м.;  $Mg(H_2O) = 18$ ;  $M(H_2O) = 18$  г/моль?

2. В реторту насыпали порошок цинка, закрыли газоотводную трубку зажимом, реторту взвесили и содержимое прокалили. Когда реторта остывала, ее вновь взвесили. Изменилась ли ее масса и почему? Затем открыли зажим. Остались ли чаши весов в равновесии и почему?

3. Сколько молей составляют и сколько молекул содержат 22г углекислого газа? Вычислите объем, занимаемый данным газом при нормальных условиях.

4. При сгорании 5,00г металла образуется 9,44 г оксида металла. Определите эквивалентную массу металла.

5. При 17°C некоторое количество газа занимает объем 580 мл. Какой объем займет это же количество газа при 100°C, если давление его останется неизменным?

6. Вычислите массу 1 м. куб. воздуха при 17°C и давление 83,2 КПа (624 мм рт.ст.)

##### **3.1.2 Краткое описание проводимого занятия:**

1. Прочитайте и осмыслите основные положения занятия.

- Обратите внимание на экологические проблемы химизации.

- Осмыслите основополагающие теории и законы, на основании которых необходимо научиться проводить вычисления:

а) молекулярной массы и молярной массы вещества;

б) количества вещества (массы) по количеству

вещества (массе) одного из веществ, участвующих в реакции;

в) эквивалента и эквивалентной массы вещества;

г) количественных характеристик газообразных веществ;

д) нахождения молекулярной формулы газообразного вещества по его плотности, массовой доле элементов или по продуктам сгорания.

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

1 Физические и химические явления.

2 Литосфера. Химические элементы и их минералы в земной коре.

3 Гидросфера.

4 Атмосфера. Химия атмосферы.

5 Биосфера. Фотосинтез.

3. Выполните контрольные домашние задания:

Составьте сравнительную таблицу, отражающую характеристики вещества и поля.

##### **3.1.3 Результаты и выводы:**

В ходе работы рассмотрены понятия о химическом элементе, даны определения простому и сложному веществу.

Изложены основные положения атомно-молекулярного учения, на основе которых имеют решение практические задачи.

### **3.2 Практическое занятие № ПЗ-2 (2 часа)**

**Тема: «Строение атома и периодический закон»**

#### **3.2.1 Задание для работы:**

1. Определите число протонов, нейтронов, электронов в атоме натрия  $Na$ , согласно данным периодической системы.
2. Составьте электронную формулу атома кремния и графическую схему заполнения электронами валентных орбиталей этого атома в нормальном и возбужденном состояниях.
3. Запишите значения квантовых чисел для электрона, находящегося на  $3d$ -орбитали.
4. Составьте электронно-графическую схему ионов  $Fe (+2)$  и  $Fe (+3)$ . Чем можно объяснить особую устойчивость электронной конфигурации иона железа ( $+3$ )?

#### **3.2.2 Краткое описание проводимого занятия:**

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

#### **3.2.3 Результаты и выводы:**

В ходе работы изучены элементарные частицы. Введены понятия - изотопы, изобары. Указана двойственная природа электрона, квантово-мехнические представления об электроне. Прописаны электронные формулы элементов согласно правилам заполнения электронных слоев (правило Клечковского, Принцип Паули, Правило Хунда).

### **3.3 Практическое занятие № ПЗ-3 (2 часа)**

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

#### **3.3.1 Задание для работы:**

1. Дать четкое определение обратимым и необратимым реакциям
2. указать на условия необратимости реакций

3. пояснить факторы, влияющие на смещение равновесия. Принцип Ле Шателье
4. Равновесие в системе  $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ , установилось при следующих концентрациях:  $[H_2]=0,025$  моль/л,  $[I_2]=0,005$  моль/л,  $[HI]=0,09$  моль/л. Определите константу равновесия реакции и исходные концентрации йода и водорода.

### **3.3.2 Краткое описание проводимого занятия:**

1. Прочтите и осмыслите основные положения занятия.
2. Подготовьте доклад, сообщение (по выбору студента).
  - Равновесие в гетерогенных системах.
  - Физические методы стимулирования химических превращений.
3. Выполните контрольные домашние задания:
4. Оформите индивидуальную контрольную работу.

Для реакции, предложенной вами в индивидуальной работе, определите, куда сместится химическое равновесие если:

- 1) повысить температуру;
  - 2) увеличить давление;
  - 3) увеличить объем;
  - 4) уменьшить концентрацию исходных веществ;
  - 5) ввести в систему катализатор.
5. Объясните механизм смещения равновесия при разных условиях.

### **3.3.3 Результаты и выводы:**

В ходе работы изучены обратимые и необратимые реакции, условия необратимости реакций. Введено понятие константа равновесия. Согласно факторам, влияющих на смещение равновесия решены практические задания.