

НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ  
АГРОНОМИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ

## **НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

Учебно- методическое пособие  
для выполнения лабораторных и самостоятельных работ  
по дисциплине

**Новосибирск 2022**

УДК 546(075)  
ББК 24.1

Кафедра химии

Авторы:

*Ю.И. Коваль*, канд. биол. наук, доцент,

*Т.И. Бокова*, д-р биол. наук, профессор

Рецензент:

доцент кафедры химии НГПУ, канд. хим. наук *А.С. Олейник*

Неорганическая химия: учебно- методическое пособие для выполнения лабораторных и самостоятельных работ по дисциплине / Новосиб. гос. аграр. ун-т; Авт.: Ю.И. Коваль, Т.И. Бокова. – Новосибирск, 2022. – 120 с.

Методическое пособие содержит теоретические основы, лабораторные работы, вопросы и задания для самостоятельной работы по основным разделам дисциплины «Неорганическая химия».

Предназначено для студентов биолого-технологического факультета *очной формы* обучения, обучающихся по направлениям подготовки:

*19.03.03 Продукты питания животного происхождения,*

*19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания.*

Утвержден и рекомендован к изданию учебно-методическим советом биолого-технологического факультета (протокол № 6 от 21 июня 2022 г.).

©Новосибирский государственный аграрный университет, 2022.

## ПРЕДИСЛОВИЕ

Настоящее учебно- методическое пособие составлено в соответствии с государственным стандартом и рабочими программами по неорганической химии для студентов очной формы обучения, обучающихся по направлениям:

*19.03.03 Продукты питания животного происхождения,*

*19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания.*

Методическое пособие предназначено для проведения лабораторных занятий и самостоятельной работы студентов по основным разделам дисциплины «Неорганическая химия».

В приложении приведены основные физические и химические величины, а также перечень химических понятий, необходимых для изучения химии.

Авторы выражают признательность к.х.н. А.С. Хомченко за ценные замечания и предложения при работе над данным пособием.

## ВВЕДЕНИЕ

Изучение курса «Неорганическая химия» складывается из лекций, лабораторных занятий и самостоятельной работы студентов, успех которой определяется умением внимательно слушать и конспектировать лекции и объяснения преподавателя, а также пользоваться справочниками и научной литературой.

На лабораторных занятиях студенты углубляют теоретические знания и овладевают навыками и техникой химического эксперимента. Это умение не является природным даром, а вырабатывается практикой.

### Краткие указания к проведению лабораторных работ

Прежде чем приступить к выполнению лабораторной работы, внимательно изучите предложенный материал.

Работайте аккуратно, спокойно, чтобы получить хорошие результаты и выработать навыки, необходимые для проведения любой экспериментальной работы.

По окончании работы вымойте посуду, поставьте ее на место, приведите рабочее место в порядок.

Отчет составляется по следующему плану:

1. Цель работы.
2. Краткое изложение материала соответственно поставленной цели.
3. Порядок работы, краткое изложение хода работы.
4. При необходимости составление таблиц и выполнение графиков на миллиметровой бумаге.
5. Выводы, в которых формулируются итоги проделанной работы.
6. После приводятся контрольные вопросы с четкими ответами, уравнениями соответствующих реакций.

## **Техника безопасности при проведении лабораторных работ**

1. Во время работы в химической лаборатории соблюдайте тишину, порядок, чистоту, рационально стройте свою работу, ведите ее точно, аккуратно, быстро, но без спешки.
2. Не приступайте к работе без разрешения преподавателя.
3. Запрещается работать в лаборатории одному.
4. Содержите рабочий стол и стол вытяжного шкафа в чистоте, не загромождайте рабочее место.
5. Экономьте электричество, воду, реактивы.
6. Работайте в химической лаборатории в халате.
7. Аккуратно и осторожно обращайтесь с химической посудой, реактивами и приборами. Во избежание несчастных случаев из-за возможности выброса реакционной смеси не заглядывайте в пробирку или колбу сверху.
8. Не работайте с грязной посудой, не оставляйте ее немойтой.
9. Перед началом работы производите предварительный осмотр прибора. Не оставляйте действующий прибор без присмотра.
10. При работе следите, чтобы прибор всегда имел свободное сообщение с атмосферой.
11. Не разрешается выносить из лаборатории приборы, посуду и реактивы.
12. Работу с опасными веществами проводите только в вытяжном шкафу.
13. Соблюдайте меры предосторожности при работе с взрывоопасными и легко воспламеняющимися веществами.
14. Не выливайте в раковины остатки кислот, щелочей, огнеопасных жидкостей и т.д. Сливайте эти вещества в специальные склянки, помещенные в вытяжной шкаф. Не бросайте в раковину бумагу, песок и другие твердые вещества.
15. Не оставляйте никаких веществ в посуде без этикеток.
16. Не ставьте склянки с кислотами и щелочами на рабочий стол без подставок.
17. Не путайте пробки от склянок, содержащих разные реактивы, во избежание их загрязнения.
18. Запрещается принимать пищу в лаборатории.

19. Уходя из лаборатории, проверьте, выключены ли приборы, вода, электричество.

### **Краткие указания для подготовки к семинарским занятиям**

1. Ознакомьтесь с вопросами, предложенными для обсуждения на семинаре.
2. Изучите соответствующие разделы лекционного курса.
3. Составьте план ответа на вопросы.
4. Дополните материал информацией из рекомендуемых литературных или электронных источников.
5. Подготовьте необходимый для ответа раздаточный материал или презентацию в формате MO Power Point.

## Раздел 1. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

### Тема 1. Классификация химических веществ

Все вещества делятся на *простые* (элементарные) и *сложные*. Простые вещества состоят из одного элемента, в состав сложных входит два или более элементов. Простые вещества, в свою очередь, разделяются на металлы и неметаллы.

*Металлы* отличаются характерным «металлическим» блеском, ковкостью, тягучестью, могут прокатываться в листы или вытягиваться в проволоку, обладают хорошей теплопроводностью и электрической проводимостью. При комнатной температуре все металлы (кроме ртути) находятся в твердом состоянии.

*Неметаллы* не обладают характерным для металлов блеском, хрупки, очень плохо проводят теплоту и электричество. Некоторые из них при обычных условиях газообразны.

Сложные вещества делят на органические, неорганические и элементоорганические.

*Неорганические вещества* разделяются на классы либо по составу (двухэлементные, или бинарные и многоэлементные соединения; кислородсодержащие, азотсодержащие и т.п.), либо по химическим свойствам, т.е. по функциональным признакам (кислотно-основным, окислительно-восстановительным и т.д.), которые эти вещества осуществляют в химических реакциях.

Из бинарных соединений наиболее известны *оксиды*. Среди многоэлементных соединений важную группу составляют *гидроксиды* – вещества, содержащие гидроксогруппы -ОН. Некоторые из них (основные гидроксиды) проявляют свойства оснований – NaOH, Ba(OH)<sub>2</sub> и т.п.; другие (кислотные гидроксиды) проявляют свойства кислот – HNO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> и другие; амфотерные гидроксиды способны в зависимости от условий проявлять как основные, так и кислотные свойства – Zn(OH)<sub>2</sub>, Al(OH)<sub>3</sub> и т.п.

К важнейшим классам неорганических многоэлементных соединений, выделяемым по функциональным признакам, относятся *кислоты, основания и соли*. Таким образом, каждый класс объединяет вещества, сходные по составу и по свойствам (прилож. 2, 3).

## Тема 2. Основные классы неорганических веществ

### Оксиды

*Оксидами* называются сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления -2 (кроме оксида фтора).

Общая формула оксидов:  $\text{Э}_m\text{O}_n$ , где: Э-элемент,  $m$  и  $n$ -количество атомов данного элемента и кислорода. В оксидах кислород присоединяется только к атомам других элементов ( $\text{Na-O-Na}$ ,  $\text{Mg=O}$ ,  $\text{O=C=O}$ ,  $\text{O=Al-O-Al=O}$  и др.)

За небольшим исключением (He, Ne и Ar), большинство известных химических элементов образуют соединения с кислородом, т.е. образуют оксиды, которые в обычных условиях бывают в твердом, реже – жидком и газообразном состояниях.

### Классификация и номенклатура оксидов

По химическим свойствам все оксиды подразделяются на солеобразующие и несолеобразующие.

Несолеобразующие оксиды, как видно из их названия, не способны взаимодействовать с кислотами или основаниями с образованиями солей. К ним относятся  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{SiO}$ ,  $\text{CO}$  и некоторые другие оксиды.

Солеобразующие оксиды, в свою очередь, подразделяются на основные, кислотные и амфотерные.

*Основными* называют оксиды, взаимодействующие с кислотами (или с кислотными оксидами) с образованием солей. Основными могут быть оксиды только типичных металлов:  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{SrO}$  и др. Присоединяя (непосредственно или косвенно) воду, основные оксиды образуют основания.

*Кислотными* называют оксиды, взаимодействующие с основаниями (или с основными оксидами) с образованием солей. Присоединяя (непосредственно или косвенно) воду, кислотные оксиды образуют кислоты. Кислотные оксиды образуют неметаллы:  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CO}_2$ , а также некоторые металлы находящиеся в высокой степени окисления (+5 и выше), например,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ . Оксид кремния (IV)  $\text{SiO}_2$  – тоже кислотный оксид, хотя он не взаимодействует с водой, ему соответствует кремниевая кислота  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , которую можно получить из  $\text{SiO}_2$  косвенным путем. Один из способов получения кислотных оксидов – отнятие



воды от соответствующих кислот, поэтому кислотные оксиды иногда называют ангидридами кислот.

*Амфотерными* называются оксиды, образующие соли при взаимодействии как с кислотами (кислотными оксидами), так и с основаниями (основными оксидами). Амфотерными, в большинстве своем, являются оксиды металлов со степенями окисления +3, +4, значительно реже со степенью окисления +2. Амфотерные оксиды сочетают в себе свойства и основных и кислотных оксидов, а соответствующие им гидроксиды также являются амфотерными. Следует отметить, что все амфотерные оксиды в воде практически нерастворимы, поэтому их можно получить только косвенным путем. Наиболее известными амфотерными оксидами являются: ZnO, BeO, SnO, PbO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> и др.

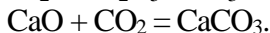
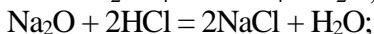
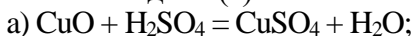
Среди соединений элементов с кислородом существуют вещества, которые к оксидам можно отнести только по составу, а по строению и свойствам к солям. К таким веществам относятся пероксиды металлов, в которых степень окисления кислорода равна -1, в отличие от оксидов, в пероксидах атомы кислорода непосредственно соединяются друг с другом.

По своей природе пероксиды представляют собой соли очень слабой кислоты – пероксида (перекиси) водорода H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>.

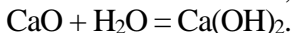
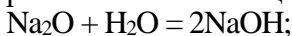
### **Химические свойства и способы получения оксидов**

Деление солеобразующих оксидов на основные, кислотные и амфотерные обусловлено различием в их *химических свойствах*.

1. Основные оксиды взаимодействуют с кислотами (а) и кислотными оксидами (б):

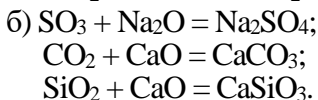
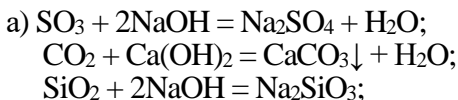


2. Основные оксиды, образованные щелочными и щелочно-земельными металлами, при взаимодействии с водой образуют растворимые основания – щелочи:

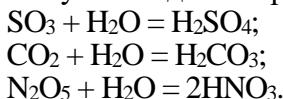


Взаимодействие сопровождается выделением большого количества тепла.

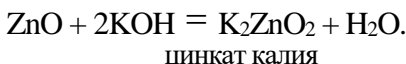
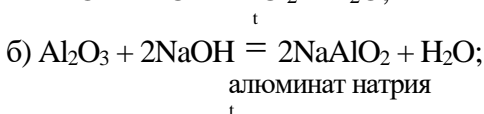
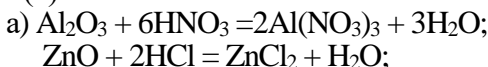
3. Кислотные оксиды взаимодействуют с основаниями (а) и основными оксидами (б):



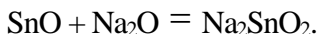
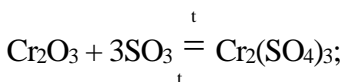
4. Все кислотные оксиды, кроме оксида кремния (IV)  $\text{SiO}_2$  взаимодействуют с водой с образованием кислот:



5. Амфотерные оксиды, сочетая в себе свойства основных и кислотных оксидов, взаимодействуют и с кислотами (а) и со щелочами (б):

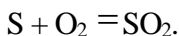
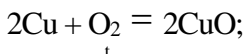
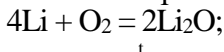


6. Амфотерные оксиды при нагревании могут взаимодействовать с кислотными и основными оксидами с образованием солей:

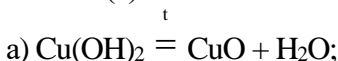


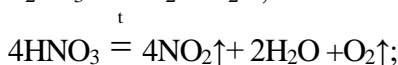
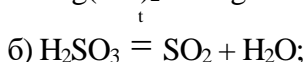
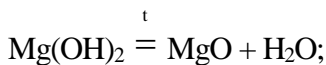
Основных *способов получения* оксидов несколько.

1. Окисление простого вещества кислородом:

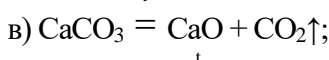
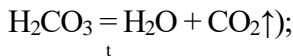


2. Разложение оснований (а), кислородсодержащих кислот (б) и их солей (в):

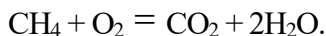
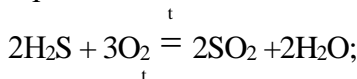




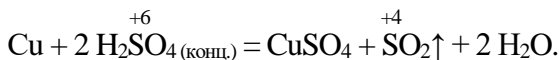
(некоторые кислоты разлагаются даже при низких температурах:



3. Горение сложных веществ:



4. Взаимодействие кислот, обладающих окислительными свойствами, с металлами и неметаллами. Например, концентрированная серная кислота при действии восстановителей образует оксиды, в которых сера проявляет более низкую степень окисления, чем в кислоте:



## Основания

Общая формула оснований –  $\text{Me}(\text{OH})_n$ . При графическом изображении формул оснований следует помнить, что атом кислорода одной валентной связью соединен с атомом водорода, а другой – с атомом металла (или группой атомов  $\text{NH}_4$ ).

## Классификация и номенклатура оснований

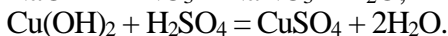
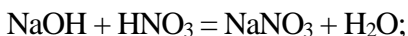
По агрегатному состоянию все основания представляют собой твердые вещества различного цвета: основания, образованные щелочными и щелочноземельными металлами – белые; гидроксиды многих d – металлов окрашены ( $\text{Cu}(\text{OH})_2$  – голубой,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  – бурый,  $\text{Ni}(\text{OH})_2$  – зеленый).

По растворимости в воде все основания делятся на растворимые и нерастворимые. К растворимым в воде основаниям относятся гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов, их называют щелочами и гидроксид аммония ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ). Среди щелочей хуже других растворяются в воде  $\text{LiOH}$  и  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Гидроксиды остальных металлов практически нерастворимы в воде:  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  и др.

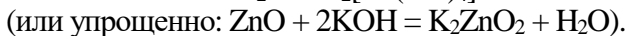
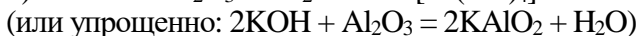
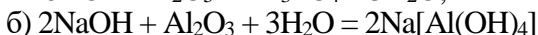
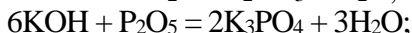
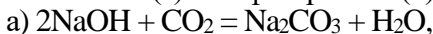
Названия оснований, согласно международной номенклатуре составляются из слова «гидроксид» и названия металла в родительном падеже. Например:  $\text{NaOH}$  – гидроксид натрия;  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  – гидроксид бария;  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  – гидроксид кальция. Если металл имеет переменную валентность, он может образовывать несколько оснований. В названии каждого из них указывается римскими цифрами в скобках валентность металла. Например:  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  – гидроксид железа (II);  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  – гидроксид железа (III).

### **Химические свойства и способы получения оснований**

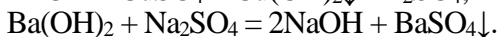
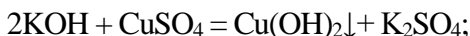
1. Общим свойством растворимых и нерастворимых оснований является их способность взаимодействовать с кислотами с образованием соответствующей соли и воды → реакция нейтрализации:



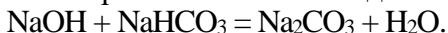
2. Растворимые в воде основания – щелочи взаимодействуют с кислотными (а) и амфотерными (б) оксидами:



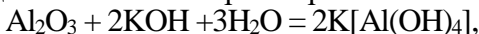
3. Растворы щелочей вступают в обменные реакции с растворами солей при условии, что одним из продуктов реакции будет являться либо нерастворимое основание, либо нерастворимая соль:



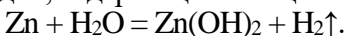
4. Растворы щелочей взаимодействуют с кислыми солями с образованием нормальных солей и воды:



5. Растворы щелочей растворяют металлы, оксиды и гидроксиды которых проявляют амфотерные свойства. Металлы, образующие амфотерные соединения (Al, Zn, Be и др.), являются активными металлами, но с водой не реагируют, т.к. при обычных условиях на их поверхности образуется тонкая пленка оксида данного металла, предохраняющая его от взаимодействия, однако, в растворе щелочи эта пленка растворяется:



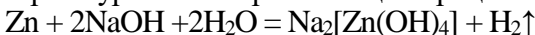
Металл, освобожденный от защитной пленки, взаимодействует с водой, содержащейся в щелочном растворе:



Образующийся при этом амфотерный гидроксид растворяется в щелочи:

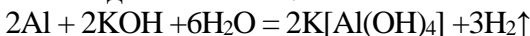


Суммарное уравнение протекающих процессов:



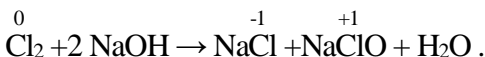
(или упрощенно:  $\text{Zn} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\uparrow$ ).

Аналогично для алюминия:

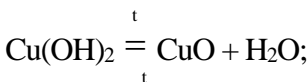


(или упрощенно:  $2\text{Al} + 2\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KAlO}_2 + 3\text{H}_2\uparrow$ ).

6. В растворах щелочей некоторые неметаллы диспропорционируют, т.е. проявляют и окислительные и восстановительные свойства:



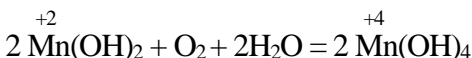
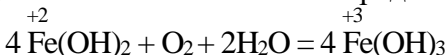
7. Нерастворимые основания подвергаются термической дегидратации:



Гидроксиды некоторых металлов разлагаются при обычной температуре:

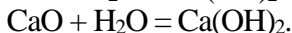
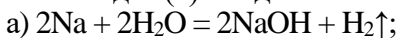


8. Гидроксиды, в которых d-металлы имеют низкие степени окисления, способны окисляться кислородом воздуха:



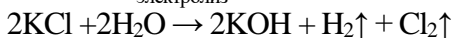
Основных *способов получения* оснований несколько.

1. Растворимые в воде основания, т.е. щелочи, получают при взаимодействии щелочных или щелочноземельных металлов (а) или их оксидов (б) с водой:

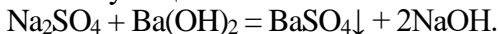


2. Щелочи можно получить электролизом растворов солей, образованных щелочными или щелочноземельными металлами и бескислородными кислотами:

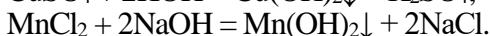
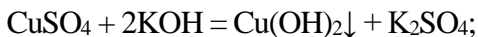
электролиз



3. Действием щелочи на растворимую соль можно получить новую соль и новую щелочь:



4. Нерастворимые в воде основания получают, проводя обменные реакции между растворами соответствующих солей и щелочами:



## Кислоты

### Классификация и номенклатура кислот

Общая формула кислот:  $\text{H}_x\text{Ac}$ , где Ac – кислотный остаток (от английского слова «acid»- кислота); x – число атомов водорода, равное валентности кислотного остатка и определяющее основность кислоты.

Например:  $\text{HNO}_3$  – одноосновная кислота,

$\text{H}_2\text{SO}_4$  – двухосновная кислота,

$\text{H}_3\text{PO}_4$  – трехосновная кислота.

По агрегатному состоянию большинство кислот являются жидкостями ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$  и др.). Некоторые кислоты представляют собой растворы газов в воде ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и др.). Кислоты  $\text{H}_3\text{PO}_4$  (ортофосфорная),  $\text{H}_3\text{BO}_3$  (борная),  $\text{HIO}_4$  (йодная) – твердые вещества.

По растворимости в воде почти все кислоты относятся к хорошо растворимым веществам, которые смешиваются с водой в

любых соотношениях (не растворима в воде кремниевая кислота  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ).

Молекулы кислот, которые являются гидратами кислотных оксидов, содержат атомы кислорода и поэтому относятся к типу кислородсодержащих кислот ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$  и др.). Они называются также оксокислотами. Кислоты, которые не являются гидратами кислотных оксидов и не содержат в своем составе атомов кислорода, относятся к бескислородным кислотам. Они представляют собой водные растворы газообразных водородных соединений некоторых неметаллов, например:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  и др.

Названия *бескислородных кислот* составляют, добавляя к корню русского названия кислотообразующего элемента (или к названию группы атомов, например  $\text{CN}^-$  – циан) суффикс «о» и окончание «водород»:  $\text{HCl}$  – хлороводород,  $\text{H}_2\text{Se}$  – селеноводород,  $\text{H}_2\text{S}$  – сероводород,  $\text{HCN}$  – циановодород. Водные растворы этих кислот называют соответственно хлороводородная, селеноводородная, сероводородная и циановодородная кислота. Для некоторых бескислородных кислот широко используются тривиальные названия:  $\text{HF}$  – плавиковая;  $\text{HCN}$  – синильная;  $\text{HCl}$  – соляная.

Названия кислотных остатков всех бескислородных кислот имеют одинаковые окончания «-ид».

Названия *кислородсодержащих кислот* также образуются от русского названия соответствующего элемента с суффиксом «н», «ов» и редко «ев» и окончанием – ая, если кислотообразующий элемент находится в максимальной степени окисления, соответствующей номеру группы, с добавлением слова «кислота». Например:

$\text{HNO}_3$  – азотная кислота;  
 $\text{H}_2\text{CrO}_4$  – хромовая кислота;  
 $\text{H}_2\text{SO}_4$  – серная кислота;  
 $\text{H}_2\text{MoO}_4$  – молибденовая кислота;  
 $\text{H}_2\text{CO}_3$  – угольная кислота;  
 $\text{H}_2\text{SiO}_2$  – кремниевая кислота.

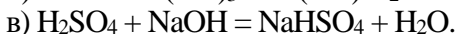
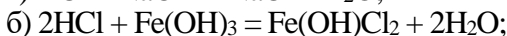
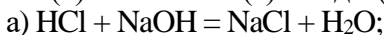
Названия *кислотных остатков* образуются обычно из латинских названий кислотообразующих элементов с добавлением окончаний «-ат» (для кислотных остатков с большей валентностью элемента) или «-ит» (с меньшей валентностью). При образовании одним элементом более двух кислородсодержащих кислот названия их кислотных остатков включают префиксы «пер-» (для

кислотных остатков с наибольшей валентностью элемента и «типо-» (с наименьшей валентностью).

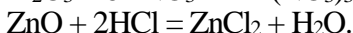
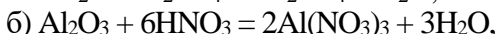
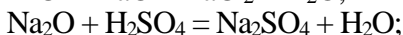
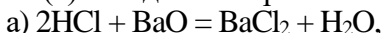
### Химические свойства и способы получения кислот

Наличие в водных растворах кислот ионов водорода  $H^+$  (точнее ионов гидроксония  $H_3O^+$ ) обуславливает общие для всех кислот свойства.

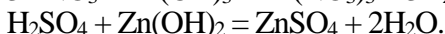
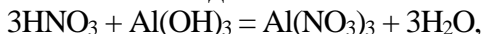
1. Кислоты взаимодействуют с любыми основаниями (растворимыми и нерастворимыми) с образованием соли средней (а), основной (б) или кислой (в) и воды (реакция нейтрализации):



2. Кислоты вступают в реакцию с основными (а) и амфотерными (б) оксидами с образованием соли и воды:

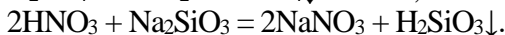
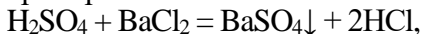


3. Кислоты взаимодействуют с амфотерными гидроксидами с образованием соли и воды:



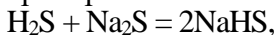
4. Кислоты взаимодействуют с нормальными и основными солями. При взаимодействии кислот с нормальной солью, образованной другой кислотой, образуется новая соль и новая кислота. Реакция происходит только в том случае, если в результате получается нерастворимая соль или если образующаяся кислота более слабая, чем кислота, вступающая в реакцию.

Например:



При взаимодействии многоосновной кислоты с нормальной солью, образованной этой же кислотой, образуется только один продукт – кислая соль.

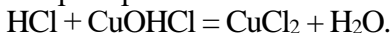
Например:





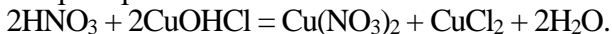
При взаимодействии кислоты с основной солью этой же кислоты образуется нормальная соль и вода.

Например:



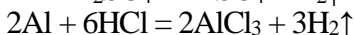
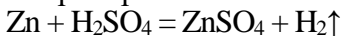
При взаимодействии кислоты с основной солью другой кислоты образуются две нормальные соли и вода.

Например:



6. Кислоты взаимодействуют с металлами, в результате чего образуется соль и выделяется водород. Чтобы определить, вступает ли данный металл в реакцию с кислотой, нужно знать активность металла. Вступающий в реакцию металл должен быть активнее водорода, только в этом случае он вытеснит его из кислоты. Активность металла определяется его положением в электрохимическом ряду напряжений металлов: Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb, **H<sub>2</sub>**, Cu, Hg, Ag, Pt, Au. Все металлы, стоящие после водорода, имеют малую активность и ионы водорода из кислот не восстанавливают.

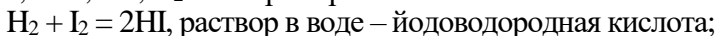
Например:



Все сказанное выше не относится к кислотам, в которых анионы обладают более сильными окислительными свойствами, чем ионы водорода. К таким кислотам относятся: концентрированная серная кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , концентрированная и разбавленная азотная кислота  $\text{HNO}_3$ . При взаимодействии их с металлами водород не выделяется.

Способов *получения кислот* несколько.

1. Бескислородные кислоты можно получить синтезом из соответствующих простых веществ-неметаллов и водорода и последующим растворением образующихся газообразных водородных соединений в воде. Таким способом можно получить кислоты HCl, HI, HBr, HF,  $\text{H}_2\text{S}$ . Например:



2. Бескислородные кислоты также можно получить взаимодействием солей бескислородных кислот с более сильными кислотами.

Например:

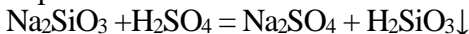
$\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$ , раствор  $\text{H}_2\text{S}$  в воде – сероводородная кислота.

3. Кислородсодержащие кислоты получают взаимодействием кислотных оксидов (кроме  $\text{SiO}_2$ ) с водой:



4. Если кислотные оксиды нерастворимы в воде, то соответствующие им кислоты получают косвенным путем: действием другой кислоты (чаще всего серной) на соответствующую соль.

Например:



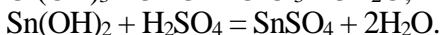
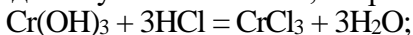
### Амфотерные гидроксиды

К амфотерным гидроксидам относятся  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  и др.

По агрегатному состоянию амфотерные гидроксиды представляют собой твердые вещества. Эти соединения плохо растворимы в воде и обладают характерным для каждого из них цветом, например,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  и  $\text{Al}(\text{OH})_3$  – белого цвета,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  – зеленого,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  – бурого и т.д.

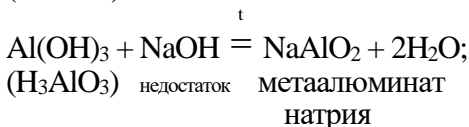
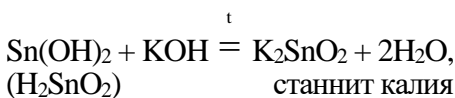
### Химические свойства и способы получения амфотерных гидроксидов

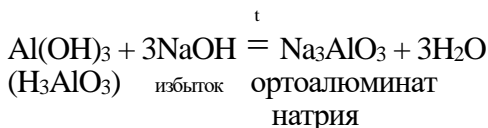
1. Проявляя основные свойства, амфотерные гидроксиды взаимодействуют с кислотами, например:



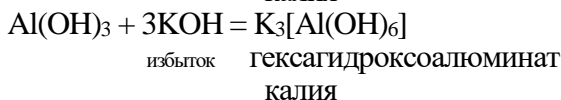
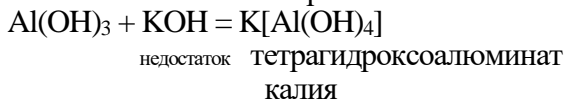
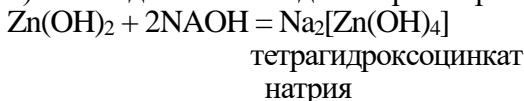
2. Проявляя кислотные свойства, амфотерные гидроксиды взаимодействуют со щелочами:

а) сплавление твердых амфотерных гидроксидов с твердыми щелочами:

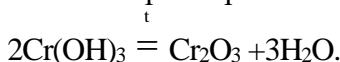




б) взаимодействие с водными растворами щелочей:

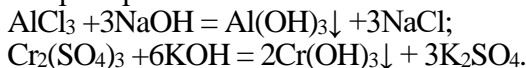


3. Как и нерастворимые основания, амфотерные гидроксиды разлагаются при нагревании на оксид и воду, например:



*Амфотерные гидроксиды получают* так же, как и слабые нерастворимые в воде основания, т.е. взаимодействием соли соответствующего металла со щелочью, но при этом используют строго эквивалентное количество щелочи, так как в избытке щелочи образующиеся осадки амфотерных гидроксидов растворяются.

Например:



### Соли

К солям относятся вещества, диссоциирующие в растворах с образованием положительно заряженных ионов, отличных от ионов водорода, и отрицательно заряженных ионов, отличных от гидроксид-ионов. Соли можно рассматривать как продукты замещения атомов водорода в кислоте атомами металлов (или группами атомов, например, группой атомов  $\text{NH}_4^+$ ) или как продукты замещения гидроксидных групп в молекуле основания кислотными остатками.

## Классификация и номенклатура солей

В зависимости от состава различают соли: средние (или нормальные); кислые; основные; смешанные; двойные; комплексные.

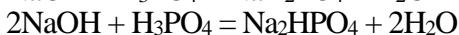
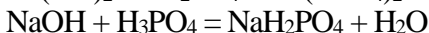
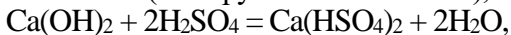
*Средние (или нормальные) соли* можно рассматривать как продукты полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металлов (или группой атомов  $\text{NH}_4$ ), либо как продукты полного замещения гидроксидных групп в молекуле основания кислотными остатками.

Названия средних (или нормальных солей) по международной номенклатуре образуются из названия кислотного остатка и названия металла (или группы атомов  $\text{NH}_4$ ) (в род. падеже). Если в состав соли входит металл, имеющий переменную валентность, то она указывается в названии римскими цифрами (в скобках). Например:  $\text{NaCl}$  – хлорид натрия,  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  – нитрат железа (III),  $\text{FeSO}_4$  – сульфат железа (II),  $\text{K}_2\text{SO}_3$  – сульфит калия,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  – хлорид аммония,  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$  – фосфат аммония.

Согласно русской номенклатуре названия солей образуются от названия кислоты с окончанием – кислый и названия металла. Например,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  – сернокислый натрий. Если металл имеет переменную степень окисления, то для солей с высшей степенью окисления металла прибавляют слово окисное(ая), а для солей с низшей степенью окисления – слово закисное(ая). Например:  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  – сернокислое железо окисное;  $\text{FeSO}_4$  – сернокислое железо закисное.

Названия средних солей бескислородных кислот составляют от названий неметалла с окончанием – истый и металла. Например:  $\text{KCl}$  – хлористый калий. Соли металлов с переменной степенью окисления различают по окончанию прилагательного.

*Кислые соли* можно рассматривать как продукты неполного замещения атомов водорода в молекулах многоосновных кислот атомами металла (или группой атомов  $\text{NH}_4$ ), например:



По международной номенклатуре названия кислых солей образуются по тем же общим правилам, что и названия средних солей, но с добавлением к кислотному остатку приставки гидро-, указывающую на наличие незамещенных атомов водорода, число которых обозначают греческими числительными (ди, три, тетра и

т.д.), например:  $\text{NaHCO}_3$  – гидрокарбонат натрия,  $\text{K}_2\text{HPO}_4$  – гидрофосфат калия,  $\text{KH}_2\text{PO}_4$  – дигидрофосфат калия,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  – дигидрофосфат кальция.

### Генетическая связь между важнейшими классами неорганических веществ

Многочисленные способы получения солей из веществ, принадлежащих к разным классам, свидетельствуют о том, что между этими классами неорганических веществ существует тесная взаимосвязь.

Связь между классами неорганических соединений, которая основана на получении веществ одного класса из веществ другого класса, называется генетической (рис. 1).

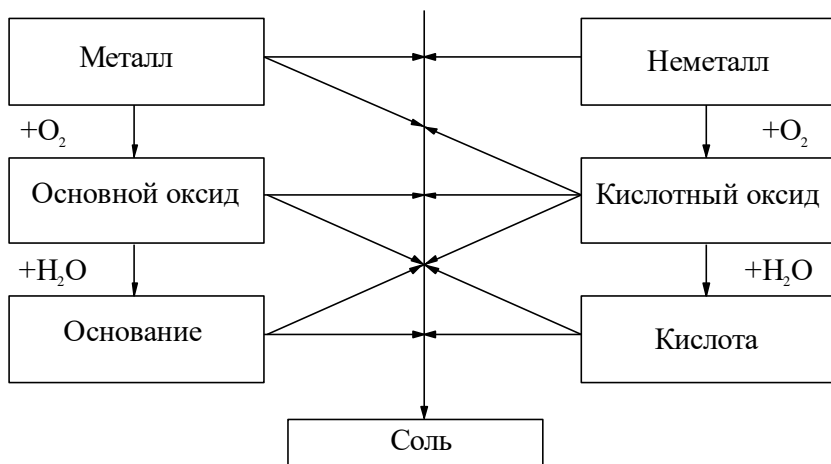


Рис. 1. Генетическая связь между важнейшими классами неорганических веществ

Сходящиеся стрелки в этой схеме показывают образование солей при взаимодействии тех веществ, от которых они направлены. Данная схема иллюстрирует принципиально возможные, типичные превращения, характерные для большинства представителей данного класса неорганических веществ.

### Вопросы для самостоятельной работы

1. Назовите важнейшие классы сложных неорганических веществ.
2. Что такое оксиды? Приведите примеры.
3. Что такое основания? Приведите примеры.
4. Что такое кислоты? Приведите примеры.
5. Что такое амфотерные гидроксиды? Приведите примеры.
6. Что такое соли. Приведите примеры.

### Задачи для самостоятельной работы

1. Напишите формулы оксидов, которым соответствуют следующие основания:  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{LiOH}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Bi}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ .
2. Напишите формулы оснований, которые соответствуют следующим оксидам:  $\text{NiO}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{Co}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CuO}$ .
3. Что такое однокислотные, двухкислотные, трехкислотные, многокислотные основания? Приведите примеры.
4. В каких формах можно записывать формулы амфотерных гидроксидов? Приведите примеры.
5. С какими из следующих веществ будет реагировать оксид углерода (IV):  $\text{Al}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{ZnO}$ ?
6. С какими из следующих веществ будет реагировать оксид цинка:  $\text{SO}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{NO}$ ?
7. С какими из следующих оксидов будет реагировать соляная кислота  $\text{HCl}$ :  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CO}_2$ ?
8. С помощью каких реакций можно получить оксид никеля (II)  $\text{NiO}$  из сульфата никеля (II)  $\text{NiSO}_4$ ?
9. Могут ли одновременно находиться в растворе:  $\text{LiOH}$  и  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$  и  $\text{SO}_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$  и  $\text{NO}_2$ ,  $\text{NaOH}$  и  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  и  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и  $\text{HCl}$ ,  $\text{NaCl}$  и  $\text{NaOH}$ ,  $\text{CaCO}_3$  и  $\text{CO}_2$ ?
10. Какие из перечисленных оснований могут быть получены взаимодействием соответствующего оксида с водой:  $\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{LiOH}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ ? Напишите уравнения возможных реакций.
11. Какие из приведенных ниже гидроксидов растворяются в щелочах:  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cd}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sn}(\text{OH})_2$ ?

12. Можно ли приготовить растворы, которые содержали бы одновременно:  $\text{AlCl}_3$  и  $\text{NaOH}$ ;  $\text{KAlO}_2$  и  $\text{HCl}$ ? Ответ мотивируйте. Составьте уравнения соответствующих реакций.

13. Катионы каких металлов образуют растворимые в воде соли с анионами практически всех кислот?

14. Составьте уравнения реакций между кислотами и основаниями, в результате которых образуются следующие соли:  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ .

15. Какие соли образуются в результате неполного замещения атомов водорода в молекулах многоосновных кислот атомами металлов?

16. Даны следующие вещества:  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{FeBr}_3$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $(\text{CuOH})_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{MnSO}_4$ ,  $\text{NaHS}$ . Выпишите формулы солей, укажите тип каждой соли.

17. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

а)  $\text{Al} \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{BaSO}_4$ ;

б)  $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{MgCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{KHCO}_3$ ;

в)  $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{ZnCO}_3 \rightarrow \text{ZnO}$ ;

г)  $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO}$ ;

д)  $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$ ;

е)  $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl}$ ;

ж)  $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$ ;

з)  $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4$ ;

и)  $\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO}$ ;

к)  $\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}$ ;

18. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2$ .

19. Даны вещества:  $\text{Zn}$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{KHCO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ . Выберите среди них такие, которые могут взаимодействовать как с соляной кислотой, так и с водным раствором гидроксида натрия. Напишите уравнения соответствующих реакций.

20. Написать уравнения реакций, характеризующие свойства  $\text{Zn(OH)}_2$ , как представителя класса.

21. Какие оксиды могут быть получены при нагревании  $\text{MgSiO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ?

22. Указать, к каким классам неорганических соединений относятся следующие вещества:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{K}_3\text{AsO}_4$ ,  $\text{Ni(OH)}_2$ ,  $\text{Co}_2\text{O}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{Al(OH)}_3$ .

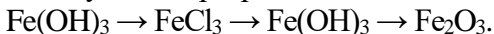
23. Написать уравнение реакции между  $\text{HNO}_3$  и  $\text{Ba(OH)}_2$ .

24. Написать уравнение реакции между  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  и  $\text{Ca(OH)}_2$ .

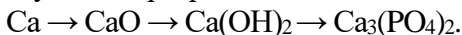
25. Написать уравнения реакций, характеризующие свойства  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , как представителя класса.

26. Указать, к каким классам неорганических соединений относятся следующие вещества:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{Ca(NO}_3)_2$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{LiOH}$ ,  $\text{FeS}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

27. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



28. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



29. Написать уравнения реакций, характеризующие свойства  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , как представителя класса.

30. Какие оксиды могут быть получены при нагревании  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{Al(OH)}_3$ ?



## Раздел 2. РАСТВОРЫ

### Тема 3. Понятие о растворах. Способы выражения концентрации и коллигативные свойства растворов

*Раствор* – это многокомпонентная гомогенная система, в состав которой входят растворитель и растворенное вещество.

*Классификация растворов:*

1. по агрегатному состоянию (жидкие, газовые, твердые);
2. по количеству растворенного вещества (концентрированные, разбавленные);
3. по насыщению растворенным веществом (насыщенные, ненасыщенные, перенасыщенные).

*Концентрацией* раствора называется количество вещества, содержащееся в единице массы или объема раствора. Концентрации выражаются многими способами. Наиболее часто пользуются следующими:

1. *Процентная* (массовая доля вещества) выражается числом граммов растворенного вещества, содержащегося в 100 г раствора:

$$\omega (\%) = \frac{m_{\text{р. вещ. - ва}}}{m_{\text{р - ра}}} \times 100\%$$

$m_{\text{раствора}} = m_{\text{растворителя}} + m_{\text{растворенного вещества}}$ .

2. *Молярная* концентрация выражается числом молей растворенного вещества, содержащегося в 1 л раствора;

$$C_m = \frac{m_{\text{р. вещ. - ва}}}{M_{\text{р.вещ. - ва}} \cdot V_{\text{р - ра}}}, \text{ (моль/л)}$$

3. *Моляльная* концентрация выражается числом моль растворенного вещества в 1 кг растворителя;

$$C_m = \frac{m_{\text{р. вещ. - ва}}}{M_{\text{р.вещ. - ва}} \cdot m_{\text{р - ля}}}, \text{ (моль/кг)}$$

4. *Молярная концентрация эквивалента* выражается числом моль эквивалентов вещества в 1 л раствора (прилож. 5);

$$C_{\text{э}} = \frac{m_{\text{р.вещ - ва}}}{M_{\text{экв. р.вещ - ва}} \cdot V_{\text{р - ра}}}, \text{ (моль-экв/л)}$$

5. *Титр* выражается числом граммов растворенного вещества в 1 мл раствора:

$$T = \frac{m_{\text{р.вещ - ва}}}{V_{\text{р - ра}}}, \text{ (г/мл)}$$

При решении задач на концентрации растворов иногда необходимо переводить единицы массы раствора в объемные, и наоборот. Для этого надо помнить формулу плотности раствора:

$$m = \rho V,$$

где  $m$  – масса раствора, г

$\rho$  – плотность раствора, г/мл

$V$  – объем раствора, мл.

К *коллигативным свойствам* растворов относятся свойства, которые зависят от концентрации и практически не зависят от природы растворенных веществ: понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором и понижение температуры замерзания, повышение температуры кипения и осмотическое давление.

Согласно *закону Рауля* понижение давления насыщенного пара растворителя  $A$  над раствором  $\Delta p_A$  пропорционально молярной доле растворенного нелетучего вещества  $\chi_B$ :

$$p_A^0 - p_A = \Delta p_A = p_A^0 \chi_B,$$

где  $p_A^0$ ,  $p_A$  – давление насыщенного пара растворителя соответственно над чистым растворителем и над раствором;

$\Delta p_A$  – разность между давлением насыщенного пара над раствором ( $p_A$ ) и растворителем ( $p_A^0$ ).

*Следствия закона Рауля:*

1. Температура кипения раствора выше температуры кипения растворителя. Разность температур кипения раствора  $t_1$  и чистого растворителя  $t_0$  ( $\Delta t_{\text{кип}} = t_1 - t_0$ ) называется *повышением тем-*

температуры кипения раствора. Повышение температуры кипения  $\Delta t_{\text{кип}}$  пропорционально моляльной концентрации раствора:

$$\Delta t_{\text{кип}} = K_{\text{э}} C_{\text{м}},$$

где  $K_{\text{э}}$  – эбулиоскопическая постоянная растворителя, град·кг/моль;  
 $t_1$  – температура кипения раствора;  
 $t_0$  – температура кипения чистого растворителя;  
 $C_{\text{м}}$  – моляльная концентрация  
 $m_{\text{в}}$  – масса вещества;  
 $M_{\text{в}}$  – молярная масса вещества, г/моль;  
 $m_{\text{р-ля}}$  – масса растворителя, кг.

2. Температура замерзания (кристаллизации) раствора ниже температуры замерзания чистого растворителя. Разность температур плавления чистого растворителя  $t_0$  и начала замерзания раствора  $t_1$  ( $\Delta t_{\text{зам}} = t_0 - t_1$ ) называется *понижением температуры замерзания раствора*. Понижение температуры замерзания  $\Delta t_{\text{зам}}$  пропорционально моляльной концентрации раствора:

$$\Delta t_{\text{зам}} = K_{\text{к}} C_{\text{м}},$$

где  $K_{\text{к}}$  – криоскопическая постоянная;  
 $t_1$  – температура замерзания раствора;  
 $t_0$  – температура замерзания чистого растворителя.

Самопроизвольный переход растворителя через полупроницаемую мембрану, разделяющую раствор и растворитель или два раствора с различной концентрацией растворенного вещества, называется *осмосом*. Осмос обусловлен диффузией молекул растворителя через полупроницаемую перегородку, которая пропускает только молекулы растворителя.

Количественно осмос характеризуется *осмотическим давлением*, равным силе, приходящейся на единицу площади поверхности и заставляющей молекулы растворителя проникать через полупроницаемую перегородку:

$$\pi = C_{\text{м}} R T,$$

где  $\pi$  – осмотическое давление;

$C_m$  – молярная концентрация раствора;

$R$  – универсальная газовая постоянная;

$T$  – абсолютная температура (K).

Растворы с одинаковым осмотическим давлением называют *изотоническими*. Если осмотическое давление выше внутриклеточного, то оно называется *гипертоническим*, если ниже – *гипотоническим*.

### **Вопросы для самостоятельной работы**

1. Растворы, их место среди других многокомпонентных систем.
2. Физическая и химическая теории растворов.
3. Коллигативные свойства растворов. Закон Рауля. Эбуллиоскопическая и криоскопическая константы.
4. Осмотическое давление. Роль осмотического давления в биологических системах.
5. Роль водных растворов в биологических системах.
6. Способы выражения процентной, моляльной и молярной концентрации эквивалента растворов (нормальной). Титр раствора.

### **Лабораторная работа № 1**

Приготовление раствора поваренной соли (NaCl)  
заданной концентрации

**Цель:** приготовить раствор заданной концентрации из имеющегося раствора с известной концентрацией и плотностью.

#### **Ход работы:**

1. получите у преподавателя задание – приготовить из 24%-го раствора поваренной соли определенное количество (250 мл) раствора с заданной меньшей концентрацией;
2. произведите необходимые расчеты, используя предложенный пример решения задачи и таблицу (прил. 6);
3. полученный объем раствора NaCl (24%-го) замерьте маленьким цилиндром и перенесите в большой цилиндр, доведите объем водой до 250 мл. Раствор хорошо перемешайте;

4. замерьте плотность полученного раствора ареометром и рассчитайте относительную ошибку:

$$\Pi = \frac{\rho_{\text{теор}} - \rho_{\text{практ}}}{\rho_{\text{теор}}} \cdot 100\%$$

где  $\Pi$  – относительная ошибка по удельному весу, %.

**Пример.** Сколько мл 24%-го раствора NaCl ( $\rho = 1,184$  г/мл) нужно взять, чтобы приготовить 250 мл 8%-го раствора ( $\rho = 1,059$  г/мл)?

**Решение.** 1. Находим массу NaCl, которая будет содержаться в 250 мл 8% раствора:

$$\begin{aligned} m_{\text{р-ра}} &= V \times \rho = 250 \text{ мл} \times 1,059 \text{ г/мл} = 264,75 \text{ г.} \\ &\quad 8 \text{ г NaCl содержится в } 100 \text{ г р-ра} \\ &\quad \begin{array}{rcl} X \text{ г NaCl} & - & 264,75 \text{ г р-ра} \\ 8 \cdot 264,75 & & \\ \hline X & = & \frac{2119,8}{100} = 21,18 \text{ г (NaCl).} \end{array} \end{aligned}$$

2. Рассчитаем сколько граммов 24%-го р-ра NaCl потребуется для приготовления 250 мл 8%-го р-ра?

$$\begin{aligned} &\quad 24 \text{ г NaCl содержится в } 100 \text{ г р-ра} \\ &\quad \begin{array}{rcl} 21,18 \text{ г NaCl} & - & X \text{ г р-ра} \\ 21,18 \cdot 100 & & \\ \hline X & = & \frac{2118}{24} = 88,25 \text{ г (р-ра)} \end{array} \end{aligned}$$

3. Найдем объем 24%-го р-ра NaCl делением массы р-ра на плотность:

$$V_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho_{\text{р-ра}}} = \frac{88,25}{1,184} = 74,54 \text{ (мл)}$$

**Вывод:** (последовательно укажите процентную концентрацию приготовленного раствора, его практическую плотность и ошибку приготовления)

## Контрольные вопросы к лабораторной работе

1. Для полученного в ходе работы раствора определите молярную, эквивалентную концентрации и титр.

2. Рассчитайте, при какой температуре будет замерзать этот раствор, если  $K_{H_2O} = 1,86$  град·кг/моль. Сколько растворителя необходимо добавить, чтобы повысить температуру замерзания на 0,2 градуса?

### Решение типовых задач

**Пример 1.** Сколько граммов NaOH необходимо для приготовления 3 л 10%-го раствора?

**Решение.** По таблице плотности растворов найдем плотность 10%-го раствора NaOH ( $\rho = 1,115$  г/мл). Вычислим массу 3 л раствора:

$$m = \rho \times V = 3000 \text{ мл} \times 1,115 \text{ г/мл} = 3345 \text{ г.}$$

100 г раствора содержится 10 г NaOH

3345 г раствора - X г NaOH

$$X = 334,5 \text{ (г)}$$

Следовательно, для приготовления 3 л 10%-го раствора необходимо 334,5 г NaOH.

**Пример 2.** Сколько граммов KOH нужно взять для приготовления 500 мл 0,1 М раствора?

**Решение.** 1 моль KOH имеет массу 56 г, соответственно 0,1 моля составляет 5,6 г.

Следовательно, 1000 мл 0,1 М раствора - 5,6 г KOH;

500 мл 0,1 М раствора - 2,8 г KOH.

Для приготовления 500 мл 0,1 М раствора нужно взять 2,8 г KOH, поместить в мерную колбу и довести объем до 500 мл.

**Пример 3.** Раствор, содержащий 8 г некоторого вещества в 100 г диэтилового эфира, кипит при  $36,86^\circ\text{C}$ , тогда как чистый эфир кипит при  $35,6^\circ\text{C}$ . Определить молекулярную массу растворенного вещества.

**Решение.** Из условия задачи находим:

$$\Delta t_{\text{кип}} = 36,86^\circ\text{C} - 35,6^\circ\text{C} = 1,26^\circ\text{C}.$$

Из уравнения  $\Delta t_{\text{кип}} = K_{\text{эб}} \times C_m$  определяем моляльность

раствора:  $1,26 = 2,02C_m$ ;

$$C_m = 1,26 / 2,02 = 0,624 \text{ моля на } 1000 \text{ г эфира.}$$

Из условия задачи следует, что в 1000 г растворителя находится 80 г растворенного вещества. Поскольку эта масса соответствует 0,624 моль, то молярную массу вещества найдем из соотношения

$$80 \text{ г} - 0,624 \text{ моль}$$

$$X \text{ г} - 1 \text{ моль}$$

$$M = 80 / 0,624 = 128,2 \text{ г/моль.}$$

Ответ: молекулярная масса растворенного вещества равна 128,2 г/моль.

**Пример 4.** Раствор, содержащий 0,85 г хлорида цинка в 125 г воды, кристаллизуется при  $t = -0,23^\circ\text{C}$ . Определить кажущуюся степень диссоциации  $\text{ZnCl}_2$ .

**Решение.** Находим моляльную концентрацию  $C_m$  соли в растворе. Молярная масса  $\text{ZnCl}_2$  равна 136 г/моль,

$$C_m = 0,85 \times 1000 / (136 \times 125) = 0,050 \text{ моль/кг.}$$

Из уравнения  $\Delta T_{\text{зам.}} = i \times K_{\text{зам.}} \times C_m$  находим изотонический коэффициент:

$$i = \Delta T_{\text{зам.}} / (K_{\text{зам.}} \times C_m) = 0,23 / (1,86 \times 0,05) = 2,47$$

Из уравнения  $i = 1 + (n - 1) \alpha$  находим степень диссоциации:  $\alpha = (i - 1) / (n - 1)$ .

Так как при диссоциации 1 моль  $\text{ZnCl}_2$  образуется 3 моль-ионов:  $\text{ZnCl}_2 \leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$ , то  $n = 3$ .

$$\text{Тогда } \alpha = (2,47 - 1) / (3 - 1) = 0,735.$$

Ответ: степень диссоциации соли равна 0,735 или 73,5%.

## Задачи для самостоятельной работы

### Блок А (аудиторный):

1. Кажущаяся степень диссоциации раствора азотной кислоты, содержащего 31,5 г  $\text{HNO}_3$  в 500 г воды, равна 80%. Рассчитать температуру замерзания и кипения этого раствора.

2. Сколько воды нужно для приготовления 20%-го раствора, если имеется 200 г сухой соли?

3. Сколько граммов  $\text{CuSO}_4$  содержится в 500 мл 4 М раствора?

4. Раствор  $\text{KOH}$  с концентрацией 15% имеет плотность 1,12 г/мл. Сколько граммов щелочи содержится в 200 мл этого раствора?

5. Определите молярность и моляльность раствора, 2 л которого содержат 9,8 г  $\text{H}_3\text{PO}_4$ . Плотность раствора 1,12 г/мл.

6. Сколько граммов  $\text{H}_2\text{SO}_4$  нужно для приготовления 300 мл 1,5 М раствора?

7. Сколько граммов 20%-го раствора  $\text{HCl}$  нужно для приготовления 3 л 3 М раствора кислоты?

8. Плотность раствора соды ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) с концентрацией 2 М - 1,14 г/мл. Определите процентную концентрацию этого раствора.

9. В 0,5 л раствора содержится 0,053 кг  $\text{KCl}$ , плотность раствора  $\rho = 1,063$  г/мл. Определите процентную концентрацию раствора хлорида калия.

10. Сколько граммов медного купороса  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  нужно взять для приготовления 1 кг 8%-го раствора, считая на безводную соль?

11. Раствор, содержащий 1,22 г бензойной кислоты  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$  в 100 г сероуглерода, кипит при  $46,8^\circ\text{C}$ . Температура кипения сероуглерода  $46,53^\circ\text{C}$ . Вычислить эбулиоскопическую константу сероуглерода.

12. Раствор, содержащий 11,04 г глицерина и 800 г воды, кристаллизуется при температуре  $-0,28^\circ\text{C}$ . Вычислите молярную массу глицерина, если для воды значение криоскопической константы равно 1,86.

13. Сколько граммов  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  растворено в 1600 г воды, если раствор закипает при температуре  $100,04^\circ\text{C}$  ( $K_b = 0,52^\circ\text{C}$ )?

14. Вычислите температуру кристаллизации 5%-го водного раствора этиленгликоля  $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$  ( $K_f = 1,86^\circ\text{C}$ ).

15. Температура кипения раствора, содержащего 3,05 г бензойной кислоты  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$  в 125 г хлороформа, равна  $61,88^\circ\text{C}$ . Температура кипения хлороформа  $61,12^\circ\text{C}$ . Вычислите эбулиоскопическую константу хлороформа.

#### **Блок Д (домашний):**

1. Определить изотонический коэффициент и степень диссоциации для раствора сульфата калия, содержащего 43,5 г этой соли в 500 мл воды, если раствор замерзает при  $t = -1,83^\circ\text{C}$ .



2. Определите эквивалентную концентрацию раствора NaOH, в 300 мл которого содержится 0,24 г вещества.

3. 3 н раствор  $\text{CuSO}_4$  имеет плотность 1,22 г/мл. Определите молярность, титр и процентную концентрацию этого раствора.

4. Определите процентную концентрацию раствора, приготовленного из 200 г воды и 50 г соли.

5. При какой температуре замерзает 40%-й раствор  $\text{HNO}_3$ , если  $\alpha=70\%$ ?

6. Определите массу NaOH, содержащегося в 200 мл 0,2 М раствора.

7. Для борьбы со свекловичным долгоносиком применяют раствор хлорида бария из расчета 500 г  $\text{BaCl}_2 \times 2\text{H}_2\text{O}$  на 10 л воды. Вычислите процентную концентрацию  $\text{BaCl}_2$  в растворе.

8. 1 л азотной кислоты, плотность которой 1,31 г/мл, содержащей 50%  $\text{HNO}_3$  разбавлен 690 мл  $\text{H}_2\text{O}$ . Какова процентная концентрация разбавленного раствора?

9. Приготовьте 1 л 20%-го раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , имеющей плотность 1,14 г/мл, из 93,6%-й кислоты, плотность которой 1,83 г/мл. Сколько для этого потребуется 6%-й кислоты и воды?

10. Чему равна молярная концентрация раствора, в 3 л которого содержится 175,5 г хлорида натрия?

11. Вычислите процентную концентрацию раствора  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ , если температура кристаллизации раствора равна - 0,465°C. Криоскопическая константа воды 1,86°C.

12. Вычислите температуру кристаллизации раствора мочевины  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}$ , содержащего 8 г мочевины в 100 г воды ( $K_k=1,86^\circ\text{C}$ ).

13. Вычислите процентную концентрацию водного раствора глюкозы  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , если этот раствор кипит при 100,26°C ( $K_s=0,52^\circ\text{C}$ ).

14. Определите молярную массу серы, если раствор 0,324 г ее в 40 г бензола кипит при температуре на 0,081°C выше, чем чистый бензол ( $K_s=2,61^\circ\text{C}$ ). Какой формуле отвечает эта величина молярной массы?

15. Определите температуру кипения раствора 1 г нафталина  $\text{C}_{10}\text{H}_8$  в 20 г эфира, если чистый эфир кипит при 35°C ( $K_s=2,16^\circ\text{C}$ ).

## Тема 4. Реакции в растворах электролитов. Гидролиз солей

*Электролит* - химическое вещество, при растворении которого в растворе появляются ионы.

Процесс распада электролитов на ионы в растворе называется *электролитической диссоциацией*.

Электролитическая диссоциация состоит из трёх этапов: сольватации, ионизации и диссоциации.

*Стадии электролитической диссоциации:*

1. Разрыв химических связей в растворяемом веществе под действием растворителя. Эндотермический процесс, идет с поглощением тепла,  $\Delta H > 0$ .

2. Образование гидратированных ионов. Экзотермический процесс, идет с выделением тепла,  $\Delta H < 0$ .

Электролиты подразделяются на сильные и слабые (прилож. 8)

Сильные электролиты в растворе практически полностью диссоциируют на ионы:



Слабые электролиты диссоциируют в незначительной степени, т.е. диссоциация слабого электролита представляет обратимый процесс:



Количественные характеристики электролитической диссоциации:

1. *Степень диссоциации*  $\alpha$  (% или доли единицы) – величина, которая показывает, какая часть из общего числа растворенных молекул распалась на ионы (прилож. 9).

$$\alpha = \frac{N^I}{N} \cdot 100\%,$$

где  $N^I$  – число молекул, распавшихся на ионы;

$N$  – общее число растворенных молекул.

2. Константа диссоциации  $K_d$  определяется активностями катионов  $a_{K^+}$ , анионов  $a_{A^-}$  и недиссоциированных молекул  $a_{KA}$  следующим образом (прилож. 10):

$$K_d = \frac{a_{K^+} \cdot a_{A^-}}{a_{KA}}$$

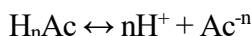
Значение  $K_d$  зависит от природы растворённого вещества и растворителя, а также от температуры и может быть определено несколькими экспериментальными методами. Степень диссоциации ( $\alpha$ ) может быть рассчитана при любой концентрации электролита с помощью соотношения:

$$K_d = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} f^{\pm},$$

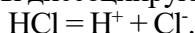
где  $f^{\pm}$  – средний коэффициент активности электролита (прилож.11, 12).

### *Основные классы неорганических соединений с точки зрения электролитической диссоциации.*

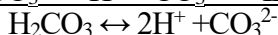
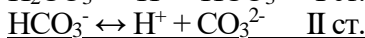
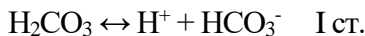
*Кислотами* называются вещества, диссоциирующие в водных растворах с образованием катионов водорода и анионов кислотных остатков.



Одноосновные кислоты диссоциируют одноступенчато:



Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато. Число ступеней диссоциации  $n$  равно основности кислоты, т.е. количеству ионов водорода.



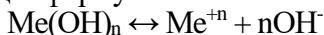
$$K_{ДI} = \frac{[H^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = 4,5 \cdot 10^{-7}$$

$$K_{ДII} = \frac{[H^+][CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} = 4,8 \cdot 10^{-11}.$$

$$K_{\text{Д}} > K_{\text{ДII}} \quad \frac{[H^+]^2 \cdot [CO_3^{2-}]}{[H_2CO_3]} .$$

$$K_{\text{Д}} = K_{\text{ДИ}} \cdot K_{\text{ДII}} =$$

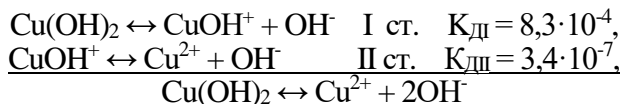
*Основания* (основные гидроксиды) – это электролиты, которые при диссоциации образуют только один вид анионов – гидроксид-ионы  $OH^-$ . Общая формула оснований –  $M(OH)_n$ .



Однокислотные основания диссоциируют одноступенчато:



Многокислотные основания диссоциируют ступенчато, количество ступеней  $n$  равно кислотности основания, т.е. количеству групп  $OH^-$ .



$$K_{\text{ДИ}} > K_{\text{ДII}}$$

*Амфотерные электролиты:*



по типу кислоты

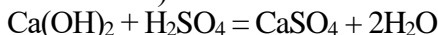
по типу основания

Амфотерные электролиты:  $Al(OH)_3$ ,  $Pb(OH)_2$ ,  $Cr(OH)_3$ ,  $Sn(OH)_2$ ,  $Zn(OH)_2$ ,  $Be(OH)_2$  и др.

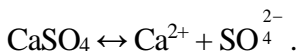
*Соли* – это продукты взаимодействия кислоты с основанием.

*Типы солей:*

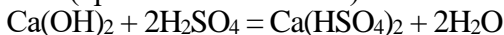
1. Соли средние или нормальные (при эквивалентных соотношениях кислоты и основания):



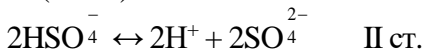
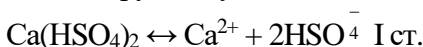
Средние или нормальные соли диссоциируют одноступенчато:



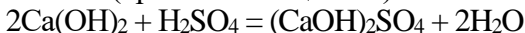
2. Кислые соли (при избытке кислоты):



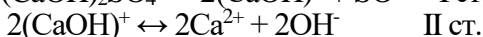
Кислые соли диссоциируют ступенчато:



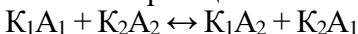
3. Основные соли (при избытке щелочи):



Основные соли диссоциируют ступенчато:



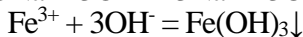
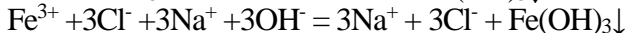
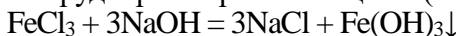
Реакции в растворах электролитов, протекающие без изменения зарядов ионов, называются реакциями ионного обмена.



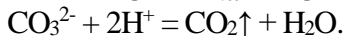
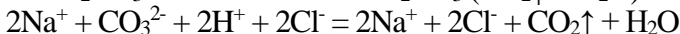
Уравнения химических реакций записываются в молекулярном, полном ионно-молекулярном и сокращенном ионно-молекулярном видах.

Условия необратимого протекания химических реакций:

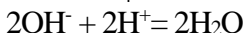
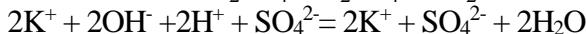
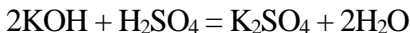
1. Образование труднорастворимых веществ (осадка);



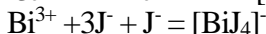
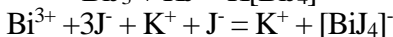
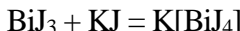
2. Образование легколетучих веществ (газа);



3. Образование слабого электролита ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и др.)



4. Образование комплексного иона.



В уравнениях химических реакций в ионном виде записываются сильные электролиты, слабые электролиты записываются в молекулярном виде.

Формулы веществ, малодиссоциирующих, выпадающих в

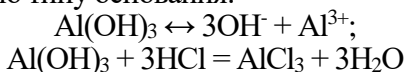
осадок или газообразных, переписать в виде молекул;

в) сопоставлением правой и левой части равенства установить, какие ионы не участвуют в реакции (эти ионы находятся в свободном состоянии в обеих частях равенства в одинаковом количестве), для наглядности (условно) их можно перечеркнуть;

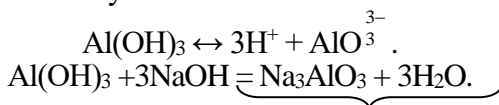
г) выписать формулы только тех ионов и молекул, которые участвуют в реакции.

**Пример 1.** Запишите уравнения электролитической диссоциации  $\text{Al}(\text{OH})_3$ :

диссоциация по типу основания:



диссоциация по типу кислоты:



Вода является слабым электролитом, диссоциирующим согласно уравнению:



Константа диссоциации воды очень мала:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} (22^\circ\text{C}).$$

Принимая концентрацию воды  $[\text{H}_2\text{O}]$  величиной практически постоянной, можно записать так:

$$K [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-16}.$$
$$\frac{1000}{18} = 55,56 \text{ моль/л.}$$

Концентрация воды равна

$$\text{Отсюда } [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 1 \cdot 10^{-14} = K_{\text{H}_2\text{O}}.$$

Произведение концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов называется ионным произведением воды. В нейтральной среде  $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$  моль/литр, в кислой –  $[H^+] > [OH^-]$ , а в щелочной –  $[H^+] < [OH^-]$ .

При этом в любых средах произведение концентрации водородных и гидроксильных ионов при данной температуре (22°C) остается постоянным и равным  $10^{-14}$  моль/литр.

Для количественной характеристики среды (кислой, щелочной) обычно приводят не концентрацию водородных ионов, а применяют условный показатель, обозначаемый через рН и называемый водородным показателем.

Он представляет собой отрицательный логарифм концентрации водородных ионов  $pH = -\lg[H^+]$ . Тогда рН различных растворов будет иметь следующие значения: кислый  $pH < 7$ , щелочной  $pH > 7$ , нейтральный  $pH = 7$  (прилож. 13).

**Пример 2.**  $[H^+] = 10^{-4}$  моль/литр. Вычислить  $[OH^-]$ .

$$\frac{10^{-14}}{10^{-4}} = 10^{-10}$$

**Решение.**  $[OH^-] = 10^{-10}$  моль/л;

**Пример 3.** Вычислить рН 0,01 н раствора КОН (степень диссоциации принять за 100%).

**Решение.**  $KOH \leftrightarrow K^+ + OH^-$ ;  $[OH^-] = 0,01 = 10^{-2}$  моль/л;

$$\frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12}$$

$[H^+] = 10^{-12}$  г-ион/л;

$pH = -\lg[H^+] = -\lg[10^{-12}] = 12$ , среда щелочная.

*Гидролизом солей* называется взаимодействие ионов растворенной соли с ионами воды, сопровождающееся изменением рН раствора. При гидролизе соли смещается ионное равновесие диссоциации воды. В результате растворы большинства солей имеют кислую или щелочную реакцию.

Гидролизу подвергаются соли, образованные:

а) сильным основанием и слабой кислотой ( $Na_2CO_3$ ,  $K_2S$ ,  $K_2SO_3$ , и др.);

б) слабым основанием и сильной кислотой ( $NH_4Cl$ ,  $Zn(NO_3)_2$  и др.);

в) слабым основанием и слабой кислотой ((NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S, Al<sub>2</sub>(CO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> и др.).

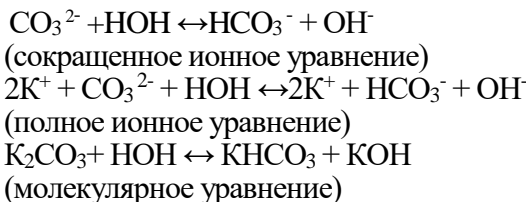
Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются (K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, NaNO<sub>3</sub>, NaCl, KNO<sub>3</sub>).

Уравнения гидролиза солей пишутся аналогично другим ионным уравнениям: малодиссоциирующие (в том числе и вода), малорастворимые, а также газообразные вещества записываются в виде молекул, сильные электролиты - в виде ионов.

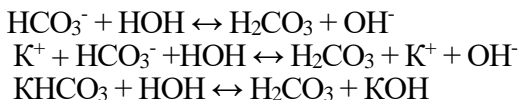
Уравнения гидролиза солей многоосновных кислот и многокислотных оснований записываются по ступеням аналогично ступенчатой диссоциации.

#### Пример 4. Гидролиз K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

I ст.



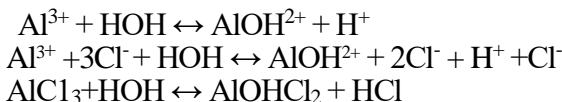
II ст.



Гидролиз данной соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой, сводится к гидролизу аниона слабой кислоты, а накопление ионов гидроксидов приводит к тому, что pH становится больше 7.

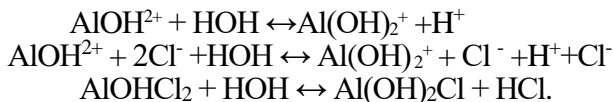
#### Пример 5. Гидролиз AlCl<sub>3</sub>

I ст.





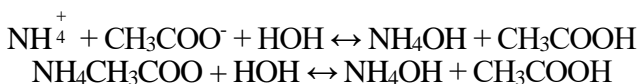
II ст.



По III-й ступени с образованием  $\text{Al}(\text{OH})_3$  гидролиз этой соли не идет вследствие накопления ионов водорода, способствующих протеканию процесса справа налево (идет растворение  $\text{Al}(\text{OH})_3$  в кислоте). В данном случае гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, сводится к образованию катиона слабого основания.

При этом образуется основная соль, и накапливаются ионы водорода, pH раствора становится меньше 7.

#### Пример 6. Гидролиз $\text{NH}_4(\text{CH}_3\text{COO})$

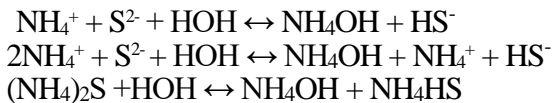


В данном случае в результате гидролиза соли образуется слабая кислота ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) и слабое основание ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ). Накопления  $[\text{H}^+]$  или  $[\text{OH}^-]$  не происходит. Константы диссоциаций образующихся кислоты и основания очень близки по величине к 7.

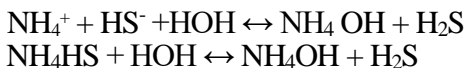
Соли, образованные очень слабой кислотой и слабым основанием, почти полностью гидролизуются.

#### Пример 7. Гидролиз $(\text{NH}_4)_2\text{S}$

I ст.



II ст.



### **Вопросы для самостоятельной работы**

1. Какие вещества называются электролитами, неэлектролитами? Приведите примеры.
2. Основы теории электролитической диссоциации.
3. Константа диссоциации, степень диссоциации.
4. Сильные и слабые электролиты.
5. Кислоты, основания, соли в свете теории электролитической диссоциации.
6. Какие гидроксиды называются амфотерными? Диссоциация амфолита в кислой и щелочной средах.
7. Ионные уравнения.
8. Условия образования и растворения осадков. Произведение растворимости.
9. Ионное произведение воды. Водородный показатель.
10. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза.
11. Гидролитические процессы в биологических системах.

### **Лабораторная работа № 2.**

#### **Реакции в растворах электролитов. Гидролиз солей**

**Цель:** изучить процессы, происходящие в растворах электролитов, процессы гидролиза солей, факторы, влияющие на его степень и обратимость.

**Опыт 1.** Зависимость степени диссоциации от природы электролита.

Об относительной силе электролита можно судить по электропроводности его растворов или по химической активности в реакциях.

В пробирку налейте 2 мл 0,1 М раствора уксусной кислоты, в другую – 2 мл 0,1 М раствора соляной кислоты. В каждую пробирку опустите по одинаковому кусочку цинка. Обе пробирки поместите в стакан с горячей водой.

Наблюдайте выделение водорода. С какой кислотой реакция идет более энергично? Объясните это явление. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

## Опыт 2. Ионные реакции.

В четыре пробирки налейте по 1 мл растворов сульфатов натрия, магния, цинка, алюминия. Прибавьте в каждую пробирку по 1 мл раствора хлорида бария.

Наблюдайте образование осадков. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Напишите общую ионную реакцию обнаружения сульфат-иона.

**Опыт 3.** Смещение химического равновесия в растворах электролитов.

1. Налейте в две пробирки по 2 мл раствора уксусной кислоты и по три капли метилоранжа. Добавьте в одну пробирку немного кристаллического  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . Хорошо перемешайте. Сравните цвет растворов в пробирках.

Почему изменился цвет раствора? Объясните исходя из закона действия масс. Что надо ввести в раствор кислоты для смещения равновесия в сторону образования малодиссоциированных молекул?

2. В две пробирки налейте по 2 мл раствора гидроксида аммония и по три капли фенолфталеина. Добавьте в одну пробирку немного кристаллического хлорида аммония. Хорошо перемешайте содержимое пробирок. Сравните цвет растворов в пробирках.

Объясните наблюдаемое изменение окраски. Что надо ввести в раствор основания для смещения равновесия в сторону образования малодиссоциированных молекул? Какие вещества относятся к слабым электролитам?

**Опыт 4.** Определение характера гидролиза (влияние природы соли на реакцию среды).

Возьмите четыре пробирки. В одну налейте 1 мл дистиллированной воды, во вторую - 1 мл раствора карбоната натрия, в третью - 1 мл хлорида натрия, в четвертую пробирку раствор сульфата алюминия. Прилейте в каждую пробирку по 2 капли фиолетового (нейтрального) лакмуса.

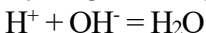
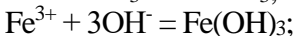
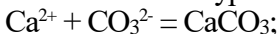
Какие из этих солей подвергаются гидролизу? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

## Задачи для самостоятельной работы

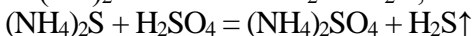
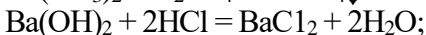
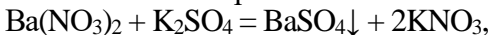
### Блок А:

1. В каких случаях реакции в растворах электролитов протекают до конца? Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих в растворах между веществами:  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и  $\text{HCl}$ ;  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  и  $\text{HNO}_3$ ;  $\text{BaCl}_2$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

2. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионными уравнениями:



3. Почему реакции, выраженные следующими уравнениями, протекают слева направо?



Составьте соответствующие ионные уравнения.

4. Какие из перечисленных ионов:  $\text{Fe}^{2+}$ ;  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{FeOH}^+$  – преобладают при диссоциации гидросульфита железа (II)?

5. На какие ионы диссоциируют следующие соли:  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{ZnOHCl}$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ? Составьте уравнения диссоциации этих солей и запишите соответствующие константы диссоциации.

6. Чему равна концентрация ионов  $[\text{H}^+]$ , если  $\text{pH}=7$ ,  $\text{pH}=10$ ?

7. Чему равен  $\text{pH}$  0,001 М раствора соляной кислоты (степень диссоциации равна 100%)?

8. Во сколько раз надо изменить концентрацию ионов водорода в растворе, чтобы  $\text{pH}$  его изменить на единицу?

9. Вычислите  $\text{pH}$  раствора, в котором  $[\text{OH}^-]=10^{-5}$  моль/литр.

10. Величина  $\text{pH}$  трех различных растворов соответственно равна 3, 7, 12. Чему равны концентрации ионов водорода и гидроксидов в каждом растворе? Какой раствор кислый, щелочной, нейтральный?

11. Какое значение  $\text{pH}$  (больше или меньше 7) имеют растворы солей  $\text{MnCl}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ ? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей по 1-й ступени.

12. Какие из солей  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{KCl}$  подвергаются гидролизу? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей по 1-й ступени.

13. При смешивании растворов  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  и  $\text{Na}_2\text{S}$  образуются  $\text{Al}(\text{OH})_3$  и  $\text{H}_2\text{S}$ . Выразите этот гидролиз ионным и молекулярным уравнениями.

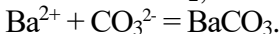
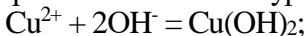
14. Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей:  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{NaCN}$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  по 1-й ступени.

15. Какие из солей подвергаются гидролизу:  $\text{K}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей по 1-й ступени, укажите характер среды в растворе.

### Блок Д:

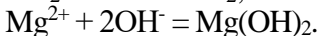
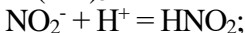
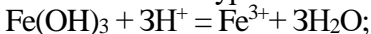
1. К растворам  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{KNO}_3$  (к каждому в отдельности) прибавили соляную кислоту. В каких случаях произошли реакции? Выразите их молекулярными и ионными уравнениями.

2. Подберите молекулярные уравнения для реакций, которые выражаются ионными уравнениями:



3. К каждому из веществ  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NiSO}_4$ ,  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{KHCO}_3$  прибавили раствор гидроксида натрия. В каких случаях произошли реакции? Выразите их ионными и молекулярными уравнениями.

4. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионными уравнениями:

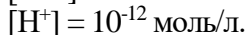
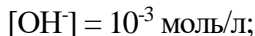
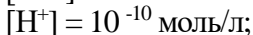
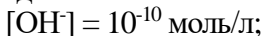


5. Рассчитайте концентрацию водородных ионов, если  $[\text{OH}^-] = 10^{-4}$  моль/литр.

6. pH раствора равен 11. Вычислите концентрацию гидроксид-ионов в растворе.

7. Величина pH = 4. Что нужно прибавить к раствору - кислоту или щелочь, чтобы увеличить pH до 6?

8. Какая из приведенных концентраций соответствует кислой среде?



9. Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{CoCl}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ . Какое значение pH имеют растворы этих солей?

10. Какие из солей  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{CrCl}_3$ ,  $\text{NaI}$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  подвергаются гидролизу? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей по первой ступени.

11. Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют растворы солей  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{KCN}$ ,  $\text{CuSO}_4$ ? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

12. Составьте ионное и молекулярное уравнения гидролиза, происходящего при смешивании растворов  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$  и  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  (образуются  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ).

13. Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей по первой ступени:  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{CrCl}_3$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ .

14. Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей по первой ступени:  $\text{NiCl}_2$ ,  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

15. Запишите константы гидролиза по 1 ступени следующих солей:  $\text{K}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{ZnSO}_4$ .

### Раздел 3. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ ПРЕВРАЩЕНИЙ

#### Тема 5. Энергетика химических процессов

Закономерности превращений энергии в химических процессах исследует химическая термодинамика. Она изучает движущие силы химических реакций, их направление и возможности реального осуществления в данных условиях, а также их энергетические характеристики.

Термодинамика основана на строгих понятиях: «система», «состояние системы», «функции состояния системы».

Состояние системы характеризуется термодинамическими параметрами: давлением (p), температурой (T), концентрацией (C). При изменении параметров меняется состояние системы.

Термодинамические свойства системы можно выразить с помощью нескольких функций состояния: внутренняя энергия (U), энтальпия (H), энтропия (S), энергия Гиббса (G), называемых *характеристическими*.

*Внутренняя энергия (U)* включает все виды энергии системы: энергию движения молекул, атомов, ядер и других частиц, а также их потенциальную энергию.

*Энтальпией* называют функцию состояния, увеличение которой равно теплоте, полученной системой в изобарном процессе:

$$Q_p = N \text{ продуктов} - N \text{ реагентов} = \Delta H$$

Уравнение реакции, для которой указываются соответствующие изменения энтальпии, называются *термохимическими*.

Химические реакции, при протекании которых происходит уменьшение энтальпии системы ( $\Delta H_r < 0$ ) и во внешнюю среду выделяется теплота, называются *экзотермическими*.

Реакции, в результате которых энтальпия возрастает ( $\Delta H_r > 0$ ) и система поглощает теплоту  $Q_p$  извне, называются *эндотермическими*.

*Энтропия* является мерой неупорядоченности состояния системы. На основе этой величины можно прогнозировать направление самопроизвольного протекания процессов. Любой самопроизвольный процесс может протекать в изолированной системе лишь в том случае, когда он характеризуется увеличением энтропии; в равновесии энтропия системы постоянна:  $\Delta S \geq 0$ . Изменение энтропии системы в результате протекания реакции ( $\Delta S_r$ ) равно сумме энтропий продуктов реакции за вычетом энтропий исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов.

Энтальпийный и энтропийный факторы, характеризующие две противоположные тенденции процессов, взятые по отдельности, не могут быть критериями самопроизвольного течения химических реакций. Для изобарно-изотермических процессов их объединяет функция, называемая *энергией Гиббса*:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

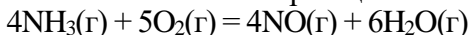
Энергия Гиббса служит критерием самопроизвольного протекания химической реакции. Химическая реакция принципиально возможна, если энергия Гиббса уменьшается, то есть  $\Delta G < 0$ . Химическая реакция не может протекать самопроизвольно, если энергия Гиббса возрастает, то есть  $\Delta G > 0$ . Если  $\Delta G = 0$ , то реакция может протекать как в прямом, так и в обратном направлениях, то есть реакция обратима.

## Вопросы для самостоятельной работы

1. Дайте определения понятиям: термодинамическая система, среда, параметры состояния системы.
2. Классификация систем по характеру взаимодействия с окружающей средой.
3. Назовите функции состояния системы и дайте им краткую характеристику.
4. Расчет энтальпии химической реакции по термохимическим уравнениям. Значения энтальпии для экзотермического и эндотермического процессов.

## Решения типовых задач

**Пример 1.** Вычислите энтальпию реакции:



Используя уравнение  $\Delta H_{\text{реакции}} = \sum \Delta H_{\text{продуктов}} - \sum \Delta H_{\text{реагентов}}$

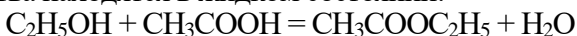
$$\Delta H_{\text{р}}^0 = 6\Delta H^0(\text{H}_2\text{O}) + 4\Delta H^0(\text{NO}) - 4\Delta H^0(\text{NH}_3)$$

Пользуясь таблицей (прилож. 16), находим  $\Delta H^0$  и подставляем:

$$\Delta H_{\text{р}}^0 = 6 \cdot (-242) + 4 \cdot 90 - 4 \cdot (-46) = -908 \text{ кДж}$$

$\Delta H_{\text{р}}^0 < 0$ , реакция экзотермическая.

**Пример 2.** Определите тепловой эффект реакции, считая, что все вещества находятся в жидком состоянии:



Для органических веществ определены  $\Delta H^0$ . Энтальпия реакции:

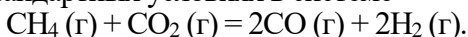
$$\Delta H_{\text{р}}^0 = \Delta H^0(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) + \Delta H^0(\text{CH}_3\text{COOH}) - \Delta H^0(\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5) - \Delta H^0(\text{H}_2\text{O})$$

Пользуясь таблицей (прилож. 16), находим  $\Delta H^0$  и подставляем:

$$\Delta H_{\text{р}}^0 = -1367 - 874 + 2254 = 13 \text{ кДж}$$

$\Delta H_{\text{р}}^0 > 0$ , реакция эндотермическая.

**Пример 3.** Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе





**Решение.** Для ответа на поставленный вопрос следует вычислить  $\Delta G_p$  прямой реакции. Значения  $\Delta G_j^\circ$  соответствующих веществ даны в приложении 16. Зная, что  $\Delta G_j^\circ$  для простых веществ, находящихся в агрегатных состояниях, устойчивых при стандартных условиях, равны нулю, находим  $\Delta G_p$  процесса:  $\Delta G_p = 2(-137,27) + 2(0) - (-50,79 - 394,38) = +170,63$  кДж/моль  $\text{То}$ , что  $\Delta G_p > 0$ , указывает на невозможность самопроизвольного протекания прямой реакции при  $T = 298$  К и давлении равном 100 кПа.

**Пример 4.** Восстановление  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  водородом протекает по уравнению:

$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{г}); \Delta H_p = +96,61$  кДж/моль. Возможна ли эта реакция при стандартных условиях, если изменение энтропии  $\Delta S_p = 0,1387$  кДж/моль $\times$ град? При какой температуре начнется восстановление  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ?

**Решение.** Вычисляем  $\Delta G_p$  реакции:  $\Delta G_p = \Delta H_p - T\Delta S_p = 96,61 - 298 \times 0,1387 = +55$  кДж. Так как  $\Delta G_p > 0$ , то реакция при стандартных условиях невозможна; наоборот, при этих условиях идет обратная реакция окисления железа (коррозия). Найдем температуру, при которой  $\Delta G_p = 0$ :

$$\Delta H = T \times \Delta S$$

$$T = 696,5 \text{ К}$$

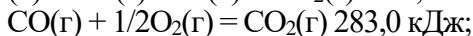
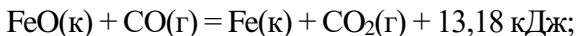
Следовательно, при температуре 696,5 К начнется реакция восстановления  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Иногда эту температуру называют температурой начала реакции.

## Задачи для самостоятельной работы

### Блок А:

1. Вычислите, какое количество теплоты выделится при восстановлении  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  металлическим алюминием, если получено 336,1 г железа.

2. Вычислите тепловой эффект реакции восстановления оксида железа (II) водородом, исходя из следующих термохимических уравнений:

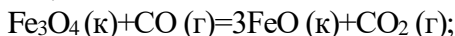


3. При взаимодействии газообразных сероводорода и оксида углерода (IV) образуются пары воды и сероуглерода  $\text{CS}_2(\text{г})$ . Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислите ее тепловой эффект в стандартных условиях.

4. Вычислите, сколько теплоты выделится при сгорании 4,48 л этилена в стандартных условиях.

5. При сгорании 23 г этилового спирта выделилось 622,6 кДж теплоты. Вычислите стандартную энтальпию образования  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ .

6. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при стандартных условиях:



7. Записать термохимическое уравнение нейтрализации серной кислоты гидроксидом калия с образованием сульфата калия. Определить энтальпию реакции при стандартных условиях.

8. Определить стандартную энтальпию образования оксида железа (II), если энтальпия реакции  $2\text{FeO}(\text{к}) + 0,5\text{O}_2(\text{г}) = \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к})$  равна:  $\Delta H_p = -292,46$  кДж/моль.

9. Определить стандартную энтальпию образования ацетилена ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ), если энтальпия реакции  $\text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) + 2,5\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$  равна:  $\Delta H_p = -1253,36$  кДж/моль.

10. Определить энтальпию реакции:  $\text{CaCO}_3(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$ .

### Блок Д:

1. Тепловой эффект реакции  $3\text{N}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{NH}_3(\text{г}) = 4\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{г})$  равен 878,64 кДж. Вычислите  $\Delta H^\circ(\text{N}_2\text{O})$ .

2. Определите количество теплоты, которое выделится при взаимодействии 1 моля калия с водой в стандартных условиях.

3. Определите стандартную энтальпию образования сероуглерода  $\text{CS}_2$ , если известно, что  $\text{CS}_2(\text{ж}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{SO}_2(\text{г}) - 1075$  кДж.

4. Вычислите тепловые эффекты реакций сгорания 10 г следующих веществ: С (графит),  $\text{H}_2(\text{г})$ , Р(к), Mg(к),  $\text{H}_2\text{S}(\text{г})$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж})$ ,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{к})$ .

5. При растворении 16 г  $\text{CaC}_2$  в воде выделяется 31,5 кДж теплоты. Определите стандартную энтальпию образования  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

6. Определить энтальпию реакции:  $\text{CuO (к)} + 2\text{HCl (г)} = \text{CuCl}_2 \text{ (к)} + \text{H}_2\text{O (ж)}$ . Данная реакция является экзотермической или эндотермической?

7. Образование сероводорода из простых веществ протекает по уравнению  $\text{H}_2 \text{ (г)} + \text{S ромб} = \text{H}_2\text{S (г)}$ ;  $\Delta H_p = -20,15 \text{ кДж/моль}$ . Исходя из значений  $\Delta S$  соответствующих веществ определите  $\Delta S_p$  и  $\Delta G_p$  для этой реакции.

8. На основании стандартных энтальпий образования и абсолютных стандартных энтропии соответствующих веществ вычислите  $\Delta G_p$  реакции, протекающей по уравнению  $\text{CO (г)} + 3\text{H}_2 \text{ (г)} = \text{CH}_4 \text{ (г)} + \text{H}_2\text{O (г)}$  Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

9. Эндотермическая реакция взаимодействия метана с диоксидом углерода протекает по уравнению  $\text{CH}_4 \text{ (г)} + \text{CO}_2 \text{ (г)} = 2\text{CO (г)} + 2\text{H}_2 \text{ (г)}$ ;  $\Delta H_p = +247,37 \text{ кДж/моль}$ . При какой температуре начнется эта реакция?

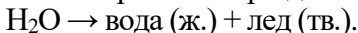
10. При какой температуре наступит равновесие системы  $\text{CO (г)} + 2\text{H}_2 \text{ (г)} = \text{CH}_3\text{OH (ж)}$ ;  $\Delta H_p = -128,05 \text{ кДж/моль}$ .

## **Тема 6. Скорость химических реакций и химическое равновесие**

*Химическая кинетика* – наука, изучающая скорость и механизмы протекания химических реакций.

*Система* – это вещество или совокупность веществ, ограниченных одним объемом.

*Фаза* – совокупность всех однородных частей системы, обладающих одинаковым химическим составом и отделенных от остальных частей системы поверхностью раздела.

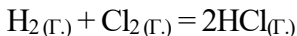


Каждое твердое вещество образует одну фазу.

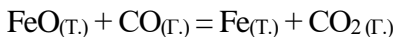
*Гомогенная система* – состоит из одной фазы.

*Гетерогенная система* – состоит из нескольких фаз, ограниченных друг от друга поверхностью раздела.

Реакции, протекающие в однофазной системе, называются *гомогенными*.



Реакции, протекающие в многофазных системах, называются *гетерогенными*. Они протекают на границе раздела фаз.



*Скорость химической реакции* – изменение концентрации реагирующих веществ (С) или продуктов реакции в единицу времени ( $\tau$ ).

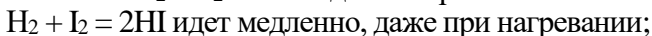
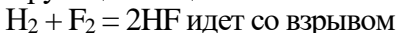
$$v = \Delta C / \Delta \tau, \text{ или } v = \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1}$$

1) Для гомогенных реакций:  $C = \frac{n}{V}$ , [моль/л];  
 где  $n$  – число молей;  
 $V$  – объём.

$$v_{\text{ГОМОГ.}} = \frac{\Delta n}{\Delta \tau \cdot V} \text{ [моль/л} \cdot \text{с]}$$

На скорость гомогенных реакций влияет:

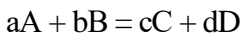
1) природа реагирующих веществ



2) концентрация реагирующих веществ.

В 1864 году Н.Н. Бекетов сформулировал, а в 1867 году подтвердили норвежские ученые К. Гульдберг и П. Вааге *закон действующих масс*:

Скорость химической реакции при  $T, P = \text{const}$ , прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции.



$$v = k[C_A]^a[C_B]^b$$

где  $a, b$  – стехиометрические коэффициенты,

$k$  – константа скорости реакции,

если  $C_A = C_B = 1$  моль/л, то  $v = k$ .

Константа скорости реакции  $k$  не зависит от концентрации реагирующих веществ, а зависит от их природы и температуры реакции.

Концентрации твердых веществ не входят в уравнения закона действующих масс,  $C_{\text{ТВ}} = \text{const}$ .

Закону действующих масс подчиняются реакции, идущие только в одну стадию.

В 1889 году шведский ученый С. Аррениус экспериментально вывел уравнение зависимости константы скорости реакции  $k$  от температуры:

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

где  $A$  – множитель, учитывающий, вероятность столкновения молекул;

$e$  – основание натурального логарифма;

$R$  – газовая постоянная ( $R = 8,31$  Дж/моль·К);

$T$  – температура, К;

$E_a$  – энергия активации.

Энергия активации  $E_a$  – это минимальный избыток энергии у молекул, достаточный для того, чтобы при их столкновении произошло взаимодействие, отнесенное к одному моллю реагирующих веществ.

### 3) Температура

Количественную зависимость установил нидерландский ученый Я.Х. Вант-Гофф.

*Правило Вант-Гоффа:*

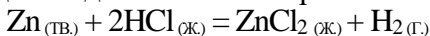
При повышении температуры на каждые  $10^0$  скорость реакции увеличивается примерно в 2–4 раза.

$$V_{T_2} = V_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} \quad \text{или} \quad \frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}};$$

где  $\gamma$  – температурный коэффициент, показывающий во сколько раз увеличивается скорость химической реакции, при повышении температуры на каждые  $10^0$ .

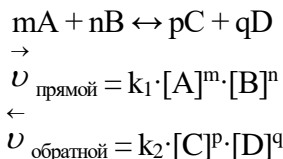
Скорость гетерогенных реакций зависит от:

1. природы реагирующих веществ;
2. величины поверхности раздела фаз;
3. диффузии жидкого или газообразного вещества к поверхности тв. фазы;
4. концентрации жидкого или газообразного вещества.



$$[\text{C}_{\text{Zn}}] = \text{const, тогда } v = k \cdot [\text{C}_{\text{HCl}}]^2$$

Химические реакции, которые при  $T, P = \text{const}$  протекают как в прямом, так и в обратном направлениях, называются *обратимыми*.



Концентрации веществ, при которых устанавливается равновесие, называются *равновесными*, при этом  $\xrightarrow{\quad} v_{\text{прямой}} = \xleftarrow{\quad} v_{\text{обратной}}$  тогда:

$$k_1 \cdot [\text{A}]^m \cdot [\text{B}]^n = k_2 \cdot [\text{C}]^p \cdot [\text{D}]^q, \text{ тогда}$$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{C}]^p [\text{D}]^q}{[\text{A}]^m [\text{B}]^n} = K_p$$

$K_p$  – это константа равновесия, она не зависит от концентрации реагирующих веществ, а зависит от их природы и температуры.

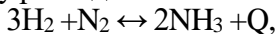
В 1884 году французским ученым А. Ле-Шателье было изучено направление смещения равновесия.

*Принцип Ле-Шателье:*

Если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказывается внешнее воздействие, то равновесие сместится в сторону уменьшения этого воздействия.

*Следствия:*

1. При повышении температуры, равновесие смещается в сторону эндотермической реакции (т.е. идущей с поглощ. тепла).
2. При увеличении давления, равновесие смещается в сторону меньшего объема (в сторону образования меньшего числа молей).
3. При увеличении концентрации одного из веществ, равновесие смещается в сторону расходования этого вещества.



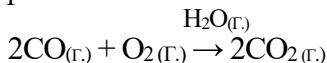
Для увеличения выхода аммиака, необходимо увеличить давление и понизить температуру.

Процесс изменения скорости реакции под воздействием катализаторов называется катализом.

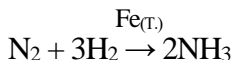
*Катализаторами* называются вещества, которые изменяют скорость химических реакций, но сами не испытывают химических превращений и остаются в том же количестве.

*Каталитическими реакциями* называются реакции, в которых скорость химической реакции изменяется за счет введения катализаторов.

*Катализ гомогенный* – катализатор и реагирующие вещества находятся в одном фазовом состоянии.



*Катализ гетерогенный* – катализатор и реагирующие вещества находятся в разных фазовых состояниях.



### Вопросы для самостоятельной работы

1. Дайте определение понятию скорость химической реакции. В каких единицах она измеряется?
2. Закон действия масс. Приведите примеры уравнений реакций и математического выражения для них закона действия масс.
3. Физический смысл константы скорости химических реакций. От каких факторов она зависит?
4. Сформулируйте правило Вант-Гоффа. Влияние температуры на скорость химических реакций.
5. Почему часть столкновений между молекулами не приводит к протеканию реакций? Энергия активации.
6. Катализаторы. Как можно объяснить их действие при гомогенном и гетерогенном катализе? Ферментативный катализ.
7. Обратимый и необратимый процессы. Состояние химического равновесия. Вывод константы равновесия в общем виде и на примере конкретной химической реакции. Свободная энергия Гиббса и равновесие.
8. Сформулируйте принцип Ле-Шателье. Как влияет изменение давления, температуры к концентрации реагирующих веществ на состояние равновесия в гомогенных и гетерогенных системах?
9. Как влияет изменение температуры на химическое равновесие в экзотермических и эндотермических реакциях? Связь константы равновесия с термодинамическими функциями.

### Лабораторная работа № 3

#### Влияние различных факторов на скорость химических реакций

**Цель:** изучить влияние различных факторов на скорость химической реакции и химическое равновесие.

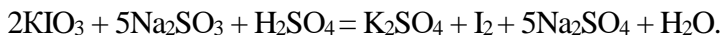
**Опыт 1.** Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

Для проведения опыта заранее приготавливаются два раствора, каждый из которых наливается в отдельную бюретку для взятия точного объема (в третьей бюретке – вода для изменения исходной концентрации):

1-й раствор – смесь сульфита натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и крахмала;

2-й раствор – раствор иодата калия  $\text{KIO}_3$ .

При взаимодействии иодата калия с сульфитом натрия в кислой среде протекает реакция с образованием свободного иода (обнаруживается крахмалом):



Опыт заключается в практическом определении зависимости времени протекания реакции ( $\Delta \tau$ ) от изменения концентрации иодата калия ( $\text{SKIO}_3$ ) при постоянной концентрации сульфита натрия.

**Порядок проведения опыта:**

1. В четыре пробирки налейте по 3 мл 1-го раствора ( $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ).

2. В четырех других пробирках приготовьте растворы  $\text{KIO}_3$  различных относительных концентраций (табл. 5).

3. Практически определите отрезки времени ( $\Delta \tau$ ) от момента сливания подготовленных растворов ( $\text{Na}_2\text{SO}_3$  и  $\text{KIO}_3$ ) до появления синего окрашивания крахмала (уже добавлен в раствор  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ) иодом.

4. Результаты наблюдений занесите в табл. 5.



Таблица 5

Влияние концентрации иодата калия  
на условную скорость реакции

№ п/п	Объем, мл			Относитель- ная концен- трация иодата калия, С (KIO <sub>3</sub> )	Время протекания реакции Δτ, с	Условная скорость реакции $\frac{1}{v = \Delta \tau}$
	1-й раствор	2-й раствор				
	Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	KIO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O			
1	3	2	6	0,25		
2	3	4	4	0,50		
3	3	6	2	0,75		
4	3	8	-	1,00		

На миллиметровой бумаге постройте график зависимости  $V$  (ось ординат) от  $C$  (ось абсцисс).

Масштаб следует выбирать таким образом, чтобы наибольшие значения величин по оси ординат и абсцисс находились на расстоянии не менее 8 см от начала координат.

В соответствии с законом действия масс зависимость скорости от концентрации должна выражаться прямой линией, проходящей через начало координат (рис. 2).

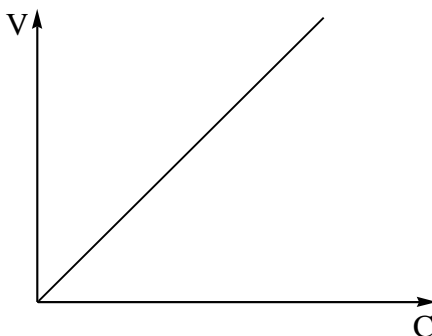


Рис. 2. Зависимость скорости  $V$  (ось ординат) реакции концентрации  $C$  (ось абсцисс) реагирующих веществ

**Опыт 2.** Смещение химического равновесия при изменениях концентраций реагирующих веществ.

Для опыта удобно воспользоваться следующей реакцией:  
$$\text{FeCl}_3 + 3\text{NH}_4\text{CNS} \leftrightarrow \text{Fe}(\text{CNS})_3 + 3\text{NH}_4\text{Cl}.$$

Из веществ этой системы  $\text{Fe}(\text{CNS})_3$  интенсивно окрашен в красный цвет, в то время как разбавленные растворы  $\text{FeCl}_3$  окрашены в желтый цвет, а растворы  $\text{NH}_4\text{CNS}$  и  $\text{NH}_4\text{Cl}$  бесцветны. Поэтому всякое изменение концентрации  $\text{Fe}(\text{CNS})_3$  сказывается на окраске. Это позволяет наблюдать, в каком направлении сдвигается равновесие при изменении концентрации реагирующих веществ.

Для проведения опыта налейте в стакан около 30-40 мл воды и добавьте точно по одной или две капли  $\text{NH}_4\text{CNS}$  и  $\text{FeCl}_3$ , раствор должен иметь светло-красный цвет (если раствор темно-красный, можно разбавить водой).

Разлейте полученный раствор в пробирки (их четыре). В первую добавьте две капли  $\text{FeCl}_3$ , во вторую - две капли  $\text{NH}_4\text{CNS}$ , в третью насыпьте сухой соли  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Перемешайте содержимое стеклянной палочкой.

Наблюдения занесите в табл.6.

Таблица 6

№ пробирки	Добавка	Наблюдения
1 (контрольная)	—	
2	+ $\text{FeCl}_3$	
3	+ $\text{NH}_4\text{CNS}$	
4	+ $\text{NH}_4\text{Cl}$	

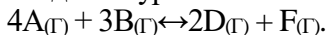
**Контрольные вопросы и задания к опыту:**

1. Составьте уравнение обратимой реакции и уравнение константы равновесия.

2. Как изменится интенсивность окраски в этих пробирках по сравнению с контрольной? Дайте объяснения, исходя из уравнения константы равновесия. В какую сторону сместилось равновесие?

## Решение типовых задач

**Пример 1.** Реакция идет по уравнению:



Исходные концентрации реагентов были:

$$C_A^{(исх)} = 2 \text{ моль/л}, C_B^{(исх)} = 1,5 \text{ моль/л}.$$

Равновесие в системе наступает, когда израсходуется 60% вещества А. Определить:

- а) константу равновесия процесса;
- б) как и во сколько раз изменится начальная скорость прямой реакции к моменту наступления равновесия;
- в) как изменятся скорости прямой и обратной реакций при уменьшении давления в 2 раза и куда при этом сместится равновесие;

**Решение:**

$$K_c = \frac{[D]^2 \cdot [F]}{[A]^4 \cdot [B]^3},$$

находим равновесные концентрации участников реакции

$$C_A^{(изр)} = 0,6 \times 2 = 1,2 \text{ моль/л};$$

$$[A] = C_A^{(исх)} - C_A^{(изр)} = 2 - 0,6 \times 2 = 0,8 \text{ моль/л};$$

$$[B] = C_B^{(исх)} - C_B^{(изр)}; \text{ на } 4 C_A^{(изр)} \text{ надо } 3 C_B^{(изр)};$$

$$C_B^{(изр)} = \frac{3}{4} C_A^{(изр)}.$$

$$[B] = 1,5 - \frac{3}{4} (0,6 \times 2) = 1,5 - 0,9 = 0,6 \text{ моль/л}.$$

Из четырех  $C_A^{(изр)}$  получается два [D],

$$\text{поэтому } [D] = \frac{1}{2} C_A^{(изр)} = \frac{1}{2} \cdot 1,2 = 0,6 \text{ моль/л}.$$

$$[F] = \frac{1}{2} [D] = \frac{1}{2} \cdot 0,6 = 0,3 \text{ моль/л}.$$

Зная равновесные концентрации  $[A] = 0,8$ ;  $[B] = 0,6$ ;  $[D] = 0,6$ ;  $[F] = 0,3$ , находим величину константы равновесия:

$$K_c = \frac{[D]^2 \cdot [F]}{[A]^4 \cdot [B]^3} = \frac{(0,6)^2 \cdot 0,3}{(0,8)^4 \cdot (0,6)^3} = 1,22.$$

б) находим начальную скорость прямой реакции по закону действующих масс ( $V = kC_A^4 \cdot C_B^3$ ):

$$V_{нач} = k(C_A^{нач})^4 \cdot (C_B^{нач})^3 = k(2)^4 \cdot (1,5)^3 = 64k$$

Находим скорость этой реакции в состоянии равновесия:

$$V_{(p)} = k[A]^4 \cdot [B]^3 = k(0,8)^4 \cdot (0,6)^3 = 0,8856k,$$

$$\frac{V_{нач}}{V_p} = \frac{64k}{0,8856k} = 72 \text{ раза}$$

в) уменьшение давления для газов означает уменьшение их концентраций, следовательно

$V_{пр} = k \left[ \frac{1}{2} A \right] \cdot \left[ \frac{1}{2} B \right] = \left( \frac{1}{2} \right)^7 k[A]^4[B]^3 = \frac{V}{128}$ , где  $V_{пр}$  – скорость прямой реакции,

$V_{обр} = k \left[ \frac{1}{2} D \right] \cdot \left[ \frac{1}{2} F \right] = \left( \frac{1}{2} \right)^3 k[D]^4[F] = \frac{V}{8}$ , где  $V_{обр}$  – скорость обратной реакции.

Равновесие в системе сдвигается влево – в сторону большего объема, так как уменьшение давления аналогично увеличению объема.

Ответ:

а)  $K_p = 1,22$ ,

б) скорость прямой реакции в состоянии равновесия в 72 раза меньше, чем в начальный момент времени.

в) при уменьшении давления в 2 раза скорость прямой реакции уменьшается в 128 раз, а скорость обратной – в 8 раз.

**Пример 2.** Реакция при  $20^\circ\text{C}$  идет со скоростью  $V_{(20)} = 2,4 \text{ к}$ , а при  $80^\circ\text{C}$  – со скоростью  $V_{(80)} = 1240 \text{ к}$ .

Определить:

а) температурный коэффициент скорости реакции ( $\gamma$ );

б) за какое время пройдет эта реакция при  $20^\circ\text{C}$  и  $50^\circ\text{C}$ , если при  $80^\circ\text{C}$  она проходит за  $\tau_{(80)} = 10 \text{ с}$ .

**Решение:**

а) в соответствии с правилом Вант-Гоффа  $\frac{V_2}{V_1} = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}}$ ,

$$\frac{V_{80}}{V_{20}} = \gamma^{\frac{80-20}{10}} = \gamma^6 = \frac{1240}{2,4} = 518; \quad \gamma^6 = 518,$$

в логарифмической форме

$$6 \lg(\gamma) = \lg 518 = 2,714; \lg(\gamma) = \frac{2,714}{6} = 0,45.$$

По таблице антилогарифмов находим  $\gamma = 2,83$ .

Ответ: а)  $\gamma = 2,83$ ;

б) так как время протекания реакции обратно пропорционально скорости, то при  $20^\circ\text{C}$  реакция будет идти в  $(1240:2,14) 518$  раз дольше, чем при  $80^\circ\text{C}$ , т.е.  $\tau_{20} = 518$ ,  $\tau_{80} = 518 \cdot 10 = 5180 \text{ с} = 1 \text{ ч } 26 \text{ мин } 20 \text{ с}$ .

$$\frac{\tau_{50}}{\tau_{80}} = \frac{V_{80}}{V_{20}} = (2,83) = \frac{80-50}{10} = 2,83^3 = 22,7 (\text{раза});$$

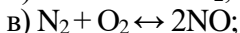
$$\tau_{50} = 22,7 \times \tau_{80} = 22,7 \cdot 10 = 227 \text{ с} = 3 \text{ мин } 47 \text{ с}.$$

Ответ: б) эта реакция, протекающая при  $80^\circ\text{C}$  за 10 с, при  $50^\circ\text{C}$  будет идти 3 мин 47 с, а при  $20^\circ\text{C}$  – 1 ч 26 мин 20 с.

### Задачи для самостоятельной работы

#### Блок А:

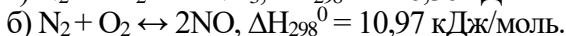
1. Выразите математически скорость следующих реакций, протекающих в гомогенной среде:



2. Напишите выражения констант равновесия для следующих обратимых и гомогенных реакций:



3. Как повлияет изменение температуры и давления на системы:



4. Реакция протекает по уравнению  $A_2 + B_2 \leftrightarrow 2AB$ . Определите константу равновесия, если равновесные концентрации равны:  $[A_2] = 0,2 \text{ моль/л}$ ,  $[B_2] = 0,3 \text{ моль/л}$ ,  $[AB] = 0,25 \text{ моль/л}$ .

5. Реакция протекает по уравнению  $A + B = 2C$ . Константа

равновесия равна 4. Определите равновесные концентрации веществ, если исходные концентрации равны (моль/л):  $C_A = 5$ ;  $C_B = 4$ .

6. Как изменится скорость реакции  $2NO + O_2 \leftrightarrow 2NO_2$ , если а) уменьшить концентрацию NO в 2 раза; б) одновременно увеличить в 3 раза концентрации NO и  $O_2$ ?

7. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если увеличить температуру на  $30^\circ C$ , а температурный коэффициент скорости равен 2?

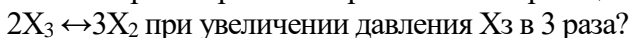
8. Во сколько раз возрастает скорость реакции при повышении температуры от 10 до  $100^\circ C$ , если температурный коэффициент равен 2?

9. Как изменится скорость реакции между сернистым ангидридом и кислородом  $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3$ , если уменьшить объем газовой смеси в 3 раза?

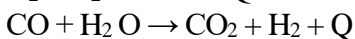
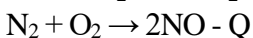
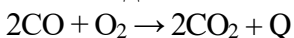
10. Температурный коэффициент равен 2. Как и во сколько раз изменится скорость данной реакции при охлаждении системы от 100 до  $60^\circ C$ ?

11. В системе  $A + B = C$ ,  $\Delta H_p < 0$ , где A, B и C – газы, установилось равновесие. Какое влияние на равновесное количество вещества C в единице объема системы окажут: а) увеличение давления; б) увеличение количества вещества A в системе; в) повышение температуры?

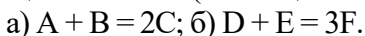
12. Во сколько раз возрастет скорость газовой реакции



13. Указать в какую сторону сместится равновесие в реакциях: при понижении температуры, при повышении температуры, при повышении давления



14. Как повлияет уменьшение давления на равновесие в следующих системах (все вещества газы):



15. Как изменится скорость реакции, если температура увеличится на  $80^\circ C$ . Температурный коэффициент реакции равен 2.

### Блок Д:

1. Равновесие реакции  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$  установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ:  $[\text{SO}_2] = 0,03$  моль/л,  $[\text{O}_2] = 0,03$  моль/л,  $[\text{SO}_3] = 0,01$  моль/л. Вычислите константу равновесия.

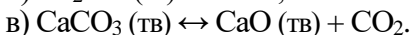
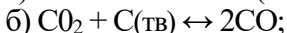
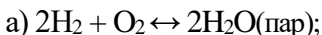
2. Как изменится скорость реакции  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$ , протекающей в закрытом сосуде, если уменьшить объем газовой смеси в 4 раза?

3. Почему изменение давления в 2 раза смещает равновесие реакции  $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$  и не смещает равновесия реакции  $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}$ ? Докажите это расчетом, вычислив изменение скоростей прямых и обратных реакций при повышении давления в 2 раза.

4. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если повысить температуру на  $30^\circ\text{C}$ , а температурный коэффициент равен 3?

5. Равновесие реакции  $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$  при некоторой температуре установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ:  $[\text{NO}_2] = 0,1$  моль/л,  $[\text{O}_2] = 0,1$  моль/л,  $[\text{NO}] = 0,2$  моль/л. Укажите первоначальную концентрацию окиси азота.

6. Напишите выражения констант равновесия для следующих систем:



7. Экзотермическая реакция (оптимальный режим) протекает при температуре  $190^\circ\text{C}$  за 10 мин. Через сколько минут она закончится, если температуру повысить до  $220^\circ\text{C}$ , а температурный коэффициент равен 3?

8. Реакция восстановления двуокиси углерода углем выражается уравнением  $\text{CO}_2 + \text{C}_{\text{тв}} \leftrightarrow 2\text{CO}$ . Нарушится ли равновесие при повышении давления? Написать выражение для константы равновесия.

9. Константа равновесия реакции  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$  равна 0,1 при температуре  $400^\circ\text{C}$ . Равновесные концентрации  $[\text{H}_2] = 0,2$  моль/л,  $[\text{NH}_3] = 0,08$  моль/л. Вычислить равновесную концентрацию азота.

10. Система  $2\text{NO}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4$  находится в равновесии. Куда сдвинется равновесие при увеличении давления?

11. Как изменятся скорости прямой и обратной реакций в равновесной системе  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$  с увеличением объема газовой смеси в 3 раза?

12. При температуре 150°C реакция заканчивается в 16 мин. Если температурный коэффициент реакции равен 2, через сколько минут закончилась бы эта же реакция при температуре 200°C? Процесс эндотермический.

13. Равновесие реакции  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$  установилось при следующих концентрациях участвующих в ней веществ:  $[\text{H}_2] = 0,25$  моль/л,  $[\text{I}_2] = 0,05$  моль/л,  $[\text{HI}] = 0,9$  моль/л. Определите исходные концентрации иода и водорода.

14. Газовая смесь состоит из водорода и хлора. Реакция идет по уравнению:  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{HCl}$ . Как изменится скорость реакции, если давление газовой смеси увеличить в 3 раза?

15. Аммиак образуется по реакции:  $\text{N}_2 (\text{г}) + 3\text{H}_2 (\text{г}) = 2\text{NH}_3 (\text{г})$ . Как изменится скорость образования аммиака, если объем системы увеличить в 2 раза, а концентрацию азота увеличить в 3 раза?

## **Раздел 4. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА**

### **Тема 7. Строение атома.**

#### **Периодически закон Д.И. Менделеева**

#### **Вопросы для самостоятельной работы**

1. Основные положения современной квантово-механической теории строения атома
  2. Строение электронной оболочки атома. Квантовые числа, их определение, буквенные обозначения и числовые значения.
  3. Принцип Паули и вытекающие из него 2 следствия.
  4. Правило Гунда. Пример.
  5. Условная запись распределения электронов по двум квантовым числам.
  6. Порядок заполнения электронами уровней и подуровней в атоме (принцип наименьшей энергии, правила Клечковского).
  7. Понятие «полные», «неполные» электронные аналоги.
- Примеры.
8. Явление проскока электронов. Примеры.
  9. Чему равно максимальное количество электронов на последнем энергетическом уровне?
  10. Классическая и современная формулировки периодического закона Д.И. Менделеева.



11. Закон Мозли. Физический смысл порядкового номера элемента.

12. Определение периода. Формулы подсчета длины четного и нечетного периодов.

13. s-, p-, d-, f-элементы, их определение и подсчет количества в системе Менделеева.

14. Валентность элементов в нормальном и возбужденном состояниях. Максимальная валентность. У каких элементов она не достигает номера группы? Примеры.

15. Металлы и неметаллы. Их положение в системе Д.И. Менделеева.

16. Энергия ионизации. Какие свойства она характеризует?

17. Энергия сродства к электрону. Какие свойства элементов она характеризует?

18. Понятие об электроотрицательности. Какие свойства элементов характеризует?

19. Периодичность изменения свойств элементов в периодах и группах периодической системы Д.И. Менделеева. Причина периодичности химических свойств элементов.



Рис. 3. Взаимосвязь между основными понятиями по теме:  
«Строение атома. Периодически закон Д.И. Менделеева»

## Решение типовых задач

**Пример 1.** Написать электронную формулу атома гелия.

**Решение:** Главное квантовое число  $n=1$ , орбитальное число  $l=n-1=0$ , что отвечает s-состоянию. Таким образом, электронная формула атома гелия (He)  $1s^2$ , где индекс 2 указывает на число электронов, находящихся на 1s орбитали.

**Пример 2.** Написать электронную формулу иона  $Mg^{2+}$ .

**Решение:** Атом магния имеет электронную формулу  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ , отдавая 2 электрона с подуровня  $3s^2$ , атом магния превращается в ион  $Mg^{2+}$ .

Электронная формула иона  $Mg^{2+}$   $1s^2 2s^2 2p^6$ .

**Пример 3.** Написать электронную формулу атома железа. Как распределяются в нем электроны d-подуровня, какова высшая валентность железа?

**Решение:** В зависимости от значения  $n$  электроны в атоме железа по слоям K, L, M, N распределяются так: 2, 8, 14, 2 (заряд ядра атома равен 26). Электронная формула  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ . Энергетически наиболее выгодное распределение d-электронов



При возбуждении  $4s^2$  подуровня один s-электрон переходит на 4p-подуровень, общее число неспаренных электронов равно 6, что и соответствует высшей валентности железа.

## Задачи для самостоятельной работы

### Блок А

1. Написать электронные формулы атомов с порядковыми номерами 7, 16, 24, 25. С точки зрения строения атома объяснить понятия «полные», «неполные» аналоги.

2. Написать электронные формулы атомов кремния и титана. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

3. Написать электронные формулы атомов с порядковыми номерами 10 и 22. К какому электронному семейству (по форми-

рующемся электронном слое) относится каждый из этих элементов?

4. Каковы электронные формулы атомов радия и германия? Сколько неспаренных электронов имеет каждый из этих атомов? Объяснить переменность валентности германия с помощью постулата о возбуждении атомов.

5. Написать электронные формулы атомов азота и серы. Сколько неспаренных электронов имеет каждый из этих атомов? Какие спин-валентности может иметь атом серы?

6. Написать электронные формулы атомов марганца и мышьяка. Какое правило используют для определения количества неспаренных электронов у каждого из этих атомов?

7. Назовите атомы d-элементов, у которых наблюдается провал s-электронов на d-подуровень.

9. Составить электронные формулы атомов скандия и галлия. Являются ли они аналогами?

10. Найти в периодической системе элементы, электронная формула которых  $np^3$ . Напишите их химические знаки и полную формулу одного из этих элементов.

### Блок Д

1. Найти в периодической системе элемент, в атоме которого завершается заполнение электронами третьего квантового уровня. Написать полную электронную формулу атомов этого элемента.

2. Написать электронную формулу атома кобальта и иона  $Co^{2+}$

3. Написать электронную формулу атома хрома и ионов  $Cr^{3+}$  и  $Cr^{+6}$ .

4. Найти в периодической системе элемент, в атоме которого завершается заполнение электронами второго квантового уровня. Написать электронную формулу атома этого элемента.

5. Сколько и какие значения может принимать магнитное квантовое число  $m_l$  при орбитальном квантовом числе  $l = 0, 1, 2, 3$ ?

6. Какие элементы в периодической системе называются s, p, d, f-элементами? Привести примеры.

7. Какие значения могут принимать квантовые числа, характеризующие состояние электронов в атоме?

8. Строение электронного слоя атома одного элемента  $3d^5 4s^2$ , а другого -  $4s^2 4p^5$ . Написать полные электронные формулы этих элементов. В каком случае будет наблюдаться аналогия в свойствах данных элементов?

9. Принцип наименьшей энергии. Объяснить порядок формирования подуровней: а)  $3d$  и  $4s$ ; б)  $3d$  и  $4p$ .

10. Какой подуровень заполняется в атоме после заполнения подуровней  $5p$  и  $5d$ ?

## **Тема 8. Химическая связь**

### **Вопросы для самостоятельной работы**

1. Периодичность свойств элементов: энергия и потенциал ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность.

2. В чем сущность метода валентных связей (ВС)?

3. Свойства ковалентной связи: насыщенность, направленность, поляризуемость.

4. Полярность ковалентной связи. Полярные и неполярные молекулы. Ионная связь.

5. Донорно-акцепторный механизм образования связи.

6. Водородная связь. Биологическое значение водородной связи.

7. Метод молекулярных орбиталей (МО), кратность связи в МО, энергетические диаграммы.

8. Гибридизация атомных орбиталей. Пространственное расположение атомов и молекул.



Рис. 4. Взаимосвязь между основными понятиями по теме: «Химическая связь»

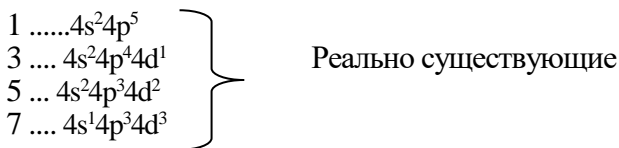
## Решение типовых задач

**Пример 1.** Какую ковалентность может проявлять бром в своих соединениях?

**Решение:** Электронная формула атома брома  $4s^2 4p^5$ . Ковалентность определяется числом неспаренных электронов (по методу ВС). Ковалентность равна 1. Но бром может проявлять ковалентность, равную 3 и выше. У атома брома есть свободные d-орбитали на четвертом энергетическом уровне. При переходе одного из p-электронов на d-подуровень в неспаренном состоянии окажутся три электрона. При переводе второго p-электрона в возбужденное состояние в неспаренном состоянии окажутся пять электронов. Ковалентность, равную семи, можно объяснить теоретически, но такое состояние неизвестно.

4s	4p	4p	4p	4d	4d	4d	4d	4d
↑↓	↑↓	↑↓	↑					

Электронные формулы брома, соответствующие значениям ковалентности:



**Пример 2.** Какая из связей H - N, H - S, H - Te, H - Li является наиболее полярной? К какому из атомов смещено молекулярное электронное облако в каждом из приведенных примеров?

**Решение:** Чтобы определить характер связи, необходимо найти разность относительных электроотрицательностей ( $\Delta OЭО$ ) в приведенных парах, используя табличные данные (прилож. 17):

- а)  $\Delta OЭО (H - N) = 3,0 - 2,1 = 0,9$ ;
- б)  $\Delta OЭО (H - S) = 2,5 - 2,1 = 0,4$ ;
- в)  $\Delta OЭО (H - Te) = 2,1 - 2,1 = 0,0$ ;
- г)  $\Delta OЭО (H - Li) = 2,1 - 1,0 = 1,1$ .

Чем больше разность электроотрицательностей, тем более полярна связь. Наиболее полярна связь H - Li. Молекулярное электронное облако смещается в сторону с большей электроотрицательностью, т.е. к азоту в первом примере  $H \rightarrow N$ ; к сере  $H \rightarrow S$ ; к

водороду  $H \rightarrow Li$ . Молекулярное электронное облако находится на одинаковом расстоянии от  $H$  и от  $Te$ .

### Задачи для самостоятельной работы

#### Блок А

1. Исходя из метода ковалентных связей, сделайте вывод о возможных валентностях марганца, кобальта в нормальном и возбужденном состояниях.

2. Образование ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму. Приведите примеры соединений, объясните механизм их образования.

3. Приведите примеры молекул, в атомах которых наблюдается  $sp^2$ -гибридизация. Какова структура этих молекул?

4.  $sp^3$ -гибридизация атомных орбиталей. Приведите примеры молекул, в атомах которых наблюдается  $sp^3$ -гибридизация. Какова структура этих молекул?

5. Что называется электрическим моментом диполя молекулы? Какая из молекул  $H_2O$ ,  $H_2S$ ,  $H_2Se$  имеет наибольший дипольный момент?

6. Как с помощью электроотрицательности объясните последовательность в изменении дипольных моментов молекул  $HF$ ,  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$ ?

7. В каком направлении будет меняться характер химической связи по ряду  $NaCl \rightarrow MgCl_2 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow SiCl_4 \rightarrow PCl_5 \rightarrow SCl_2 \rightarrow Cl_2$ ?

8. В каких фторидах связь элемент - фтор будет носить ионный характер:  $NaF$ ,  $AlF_3$ ,  $CF_4$ ,  $BaF_2$ ,  $NF_3$ ,  $F_2O$ ?

9. Какая из связей  $Ca - H$ ,  $C - S$ ,  $I - Cl$  является наиболее полярной? К какому из атомов смещено молекулярное электронное облако?

10. Какую форму могут иметь трехатомные молекулы типа  $AB_2$ ? Рассмотрите на примерах молекул  $BeCl_2$ ,  $ZnBr_2$ ,  $CO_2$ ,  $H_2O$ .

#### Блок Д

1. Напишите электронные формулы фтора и хлора и определить возможные валентности этих элементов в нормальном и возбужденном состояниях.

2. Какую ковалентную связь называют  $\sigma$ -связью, какую  $\pi$ -связью? Ответ подтвердите конкретным примером.



3.  $sp^1$ -гибридизация. Приведите примеры молекул, при образовании которых происходит  $sp^1$ -гибридизация атомных орбиталей. Какова структура этих молекул?

4. Определите тип химической связи между атомами в молекулах  $CH_4$ ,  $H_2S$ . Какова структура этих молекул? В какой из них наблюдается гибридизация атомных орбиталей?

5. В каком из приведенных соединений  $LiF$ ,  $BeF_2$ ,  $BF_3$ ,  $CF_4$  связь Э-Ф больше приближается к ковалентной?

6. Какие электроны ( $P_x$ ,  $P_y$ ,  $P_z$ ) участвуют в образовании  $\sigma$ - и  $\pi$ -связей в молекуле азота?

7. Объяснить образование химической связи в молекуле воды. Чем объяснить отличие валентного угла в воде ( $104,5^\circ$ ) от прямого?

8. Как образуются химические связи в молекулах  $NH_3$  и  $BCl_3$ , какова структура этих молекул?

9. Разместить электроны на молекулярных орбиталях в молекуле  $N_2$ . Изобразить схему образования орбиталей в молекуле из атомов азота.

10. Определить типы химической связи  $H_2O$ ,  $H_3O^+$ ,  $NH_4^+$ ,  $HNO_3$ ,  $O_2$ ,  $CO$ ,  $CO_2$ .

## Раздел 5. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ

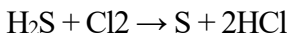
### Тема 9. Окислительно-восстановительные реакции

Окислительно-восстановительные реакции – это химические реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, реализующихся путём перераспределения электронов между атомом-окислителем и атомом-восстановителем.

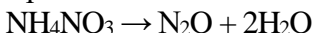
В процессе окислительно-восстановительной реакции восстановитель отдаёт электроны, то есть окисляется; окислитель присоединяет электроны, то есть восстанавливается. Причём любая окислительно-восстановительная реакция представляет собой единство двух противоположных превращений – окисления и восстановления, происходящих одновременно и без отрыва одного от другого (прилож. 18–20).

Виды окислительно-восстановительных реакций:

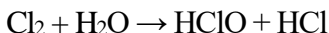
межмолекулярные – реакции, в которых окисляющиеся и восстанавливающиеся атомы находятся в молекулах разных веществ, например:



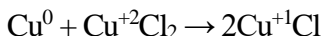
внутримолекулярные – реакции, в которых окисляющиеся и восстанавливающиеся атомы находятся в молекулах одного и того же вещества, например:



диспропорционирование – реакции, в которых атомы с промежуточной степенью окисления превращаются в эквимольную смесь атомов с более высокой и более низкой степенями окисления:



компропорционирование – в исходных веществах разная степень окисления одного и того же элемента, в продуктах – промежуточная:



Степень окисления элемента в соединении определяют в соответствии со следующими правилами: 1) степень окисления элемента в простом веществе равна нулю; 2) алгебраическая сумма всех степеней окисления атомов в молекуле равна нулю; 3) алгебраическая сумма всех степеней окисления атомов в сложном ионе, а также степень окисления элемента в простом одноатомном ионе равна заряду иона; 4) отрицательную степень окисления проявляют в соединении атомы элемента, имеющего наибольшую электроотрицательность; 5) максимально возможная (положительная) степень окисления элемента соответствует номеру группы, в которой расположен элемент в Периодической таблице Д.И. Менделеева.

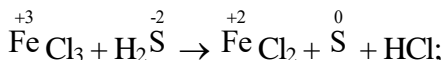
*Метод электронного баланса* обычно используют для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих между газами, твердыми веществами и в расплавах.

Последовательность операций следующая:

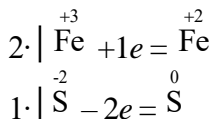
1. Записывают формулы реагентов и продуктов реакции в молекулярном виде:



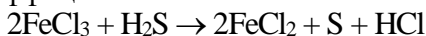
2. Определяют степени окисления атомов, меняющих ее в процессе реакции:



3. По изменению степеней окисления устанавливают число электронов, отдаваемых восстановителем, и число электронов, принимаемых окислителем, и составляют электронный баланс с учетом принципа равенства числа отдаваемых и принимаемых электронов:



4. Множители электронного баланса записывают в уравнение окислительно-восстановительной реакции как основные стехиометрические коэффициенты:

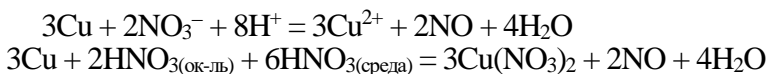
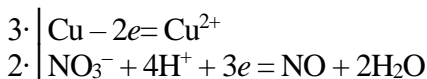
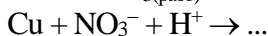
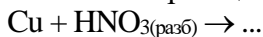


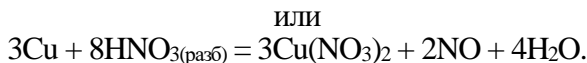
5. Подбирают стехиометрические коэффициенты остальных участников реакции:



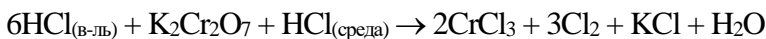
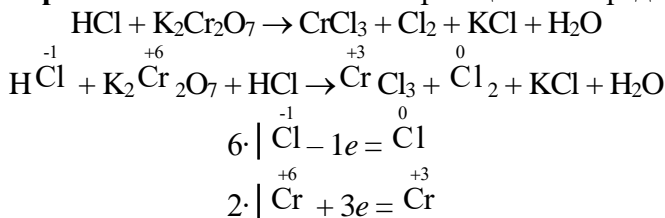
При составлении уравнений следует учитывать, что окислитель (или восстановитель) могут расходоваться не только в основной окислительно-восстановительной реакции, но и при связывании образующихся продуктов реакции, т.е. выступать в роли среды и солеобразователя.

**Пример 1.** Окислитель является реакционной средой:





**Пример 2.** Восстановитель является реакционной средой:



или



При расчете количественных, массовых и объемных соотношений участников окислительно-восстановительных реакций, используют основные стехиометрические законы химии, и, в частности, закон эквивалентов, учитывая, что число эквивалентности окислителя равно числу электронов, которые принимает одна формульная единица окислителя, а число эквивалентности восстановителя равно числу электронов, которые отдает одна формульная единица восстановителя.

### Вопросы для самостоятельной работы

1. Дайте определение понятию степень окисления. Сравните понятия степень окисления и валентность.
2. Какие окислительные числа имеют кислород, водород в свободном состоянии, в соединениях? Приведите примеры.
3. Окисление, восстановление.
4. Важнейшие окислители, восстановители.
5. Типы окислительно-восстановительных реакций.
6. Влияние реакций среды на окислительно-восстановительные реакции.

## Лабораторная работа № 4

### Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)

**Цель:** практически наблюдать ОВР и овладеть методом электронного баланса для составления химических уравнений.

#### Порядок выполнения опытов

1. Записать схему реакции (схемы приведены ниже).
2. Осуществить реакцию практически (см. описание каждой реакции).
3. Уравнять ОВР методом электронного баланса.
4. Получить сокращенное ионное уравнение и записать наблюдения.

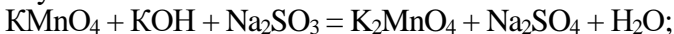
**Опыт 1.** Влияние среды раствора на окислительные способности перманганата калия ( $\text{KMnO}_4$ ).

В зависимости от среды перманганат-ион (ион  $\text{MnO}_4^-$ ), окрашивающий раствор в фиолетовый цвет, восстанавливается до:

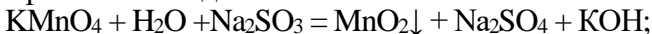
- а) в щелочной среде –  $\text{MnO}_4^{2-}$ , окрашивающего раствор в зеленый цвет;
- б) в нейтральной среде –  $\text{MnO}_2$ , бурого осадка;
- в) в кислой среде –  $\text{Mn}^{2+}$ , не окрашивающего водный раствор, т.е. изменение заряда иона можно увидеть по изменению окраски раствора  $\text{Mn}^{+7}$  (входит в состав иона  $\text{MnO MnO}_4^-$ ).

#### Последовательность проведения реакций:

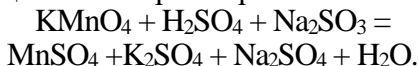
а) в пробирку налейте 1-2 мл раствора  $\text{KMnO}_4$ , 1-2 мл концентрированного раствора  $\text{KOH}$  и по каплям добавьте свежеприготовленный раствор  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  до перехода малиновой окраски раствора в зеленую.



б) в пробирку налейте 1-2 мл  $\text{KMnO}_4$ , 1-2 мл  $\text{H}_2\text{O}$  и раствор  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  до образования осадка.



в) в пробирку налейте 1-2 мл  $\text{KMnO}_4$ , 1-2 мл  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и раствор  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  до обесцвечивания раствора.



**Опыт 2.** Окислительно-восстановительные способности перекиси водорода ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ).

**Внимание!** Перекись водорода при обращении требует повышенной осторожности, так как вспенивает растворы.

В составе  $\text{H}_2\text{O}_2$  кислородный атом находится в промежуточной степени окисления (-1). Этим обусловлена окислительная или восстановительная способность  $\text{H}_2\text{O}_2$  в зависимости от реагента-партнера.

**Опыт 2а.** Окисление перекиси водорода перманганатом калия.

В пробирку налейте 1-2 мл  $\text{KMnO}_4$ , 1-2 мл  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и добавьте по каплям перекись водорода до обесцвечивания раствора.

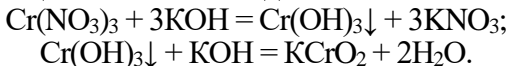


**Опыт 2б.** Восстановление перекиси водорода хромит-ионом.

В опыте используется способность ионов хрома по-разному окрашивать раствор в зависимости от степени окисления.  $\text{Cr}^{+3}$  (входит в состав хромит-иона  $\text{CrO}_2^-$ ) окрашивает раствор в сине-зеленый цвет, а  $\text{Cr}^{+6}$  (входит в состав хромат-иона  $\text{CrO}_4^{2-}$  или бихромат-иона  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ) соответственно окрашивает раствор в желтый или оранжевый цвет.

### Последовательность выполнения опыта:

1. Получите раствор хромита, используя амфотерность  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ , для чего в пробирку налейте 1-2 мл раствора нитрата хрома (III) и добавьте концентрированный раствор  $\text{KOH}$  до растворения появляющегося сначала осадка.



2. Проведите ОВР, для чего к полученному раствору хромита калия добавьте 4-5 капель перекиси водорода и нагрейте раствор до кипения.



Запишите наблюдения и все реакции опыта в ионном виде.

## Задачи для самостоятельной работы

### Блок А

1. В каком из перечисленных соединений степень окисления марганца равна +4:  $\text{H}_2\text{MnO}_4$ ;  $\text{HMnO}_4$ ;  $\text{H}_2\text{MnO}_3$ ;  $\text{MnO}_3$ .

2. В каком из указанных процессов происходит понижение степени окисления элементов:  $\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$ ;  $\text{ClO}_3^- \rightarrow \text{Cl}^-$ ;  $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnO}_4^-$ ;  $2\text{HBr} \rightarrow \text{Br}_2$ ;  $\text{CuS} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$ ;  $\text{As}_2\text{S}_3 \rightarrow 2\text{H}_3\text{AsO}_4$ ;  $\text{CaH}_2 \rightarrow \text{H}_2$ ;  $\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{ClO}_3^-$ .

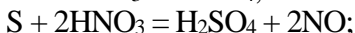
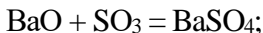
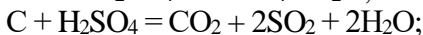
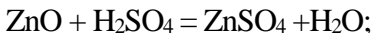
3. В каком из указанных процессов происходит повышение степени окисления элементов:  $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ ;  $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ ;  $\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$ ;  $2\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ;  $\text{Cl}^- \rightarrow \text{ClO}_3^-$ ;  $\text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$ ;  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}$ ;  $2\text{IO}_3^- \rightarrow \text{I}_2$ .

4. Какие из перечисленных ионов могут играть роль окислителей и почему:  $\text{Cu}^{2+}$ ;  $\text{S}^{2-}$ ;  $\text{Br}^-$ ;  $\text{Fe}^{3+}$ ;  $\text{Al}^{3+}$ ;  $\text{Cl}^-$ ;  $\text{ClO}_4^-$ ;  $\text{MnO}_4^-$ ;  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ;  $\text{CrO}_4^{2-}$ ;  $\text{NO}_3^-$ .

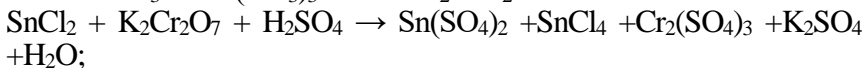
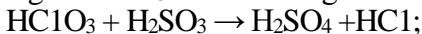
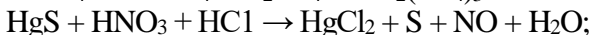
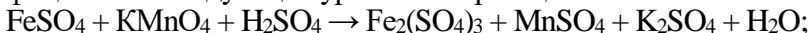
5. Какие из перечисленных соединений могут быть восстановителями и почему?  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{PbO}_2$ .

6. Какие из перечисленных соединений могут быть окислителями и почему?  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ .

7. Какие из перечисленных уравнений реакций являются окислительно-восстановительными и почему?



8. Пользуясь электронными уравнениями, подберите коэффициенты в следующих уравнениях реакций:



## Блок Д

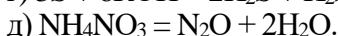
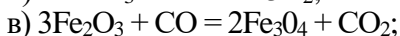
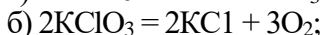
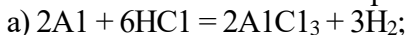
1. В каком из перечисленных соединений степень окисления хлора равна +1:  $\text{HClO}_4$ ;  $\text{KClO}_3$ ;  $\text{KClO}$ ;  $\text{KCl}$ ?

2. В каком из указанных процессов происходит окисление элементов:  $\text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$ ;  $\text{Sn}^{4+} \rightarrow \text{Sn}^{2+}$ ;  $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_4^+$ ;  $\text{I}_2 \rightarrow 2\text{IO}_3^-$ ;  $2\text{HBr} \rightarrow \text{Br}_2$ ;  $\text{NO}_2 \rightarrow \text{NO}_3^-$ .

3. В каком из указанных процессов происходит восстановительный процесс:  $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}$ ;  $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$ ;  $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}^{+6}$ ;  $\text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb}^{2+}$ ;  $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2$ ;  $\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+$ .

4. Какие из веществ: а)  $\text{HNO}_3$ ; б)  $\text{NH}_3$ ; в)  $\text{HNO}_2$ ; г)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; д)  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ; е)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  могут быть восстановителями и почему?

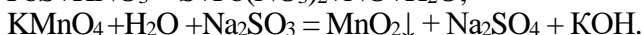
5. Укажите окислитель, восстановитель и определите тип окислительно-восстановительной реакции:



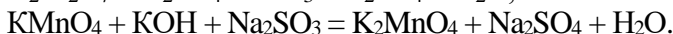
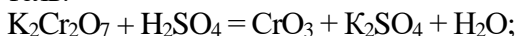
6. Определите степень окисления азота в следующих соединениях:  $\text{N}_2\text{H}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{KNO}_3$ .

7. Определите заряд иона висмута в составе сложного иона:  $(\text{BiO}_2)^+$ ;  $(\text{BiO}_3)^-$ .

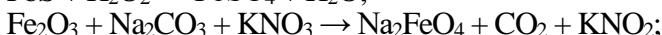
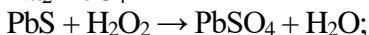
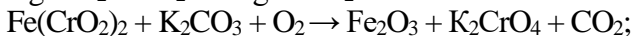
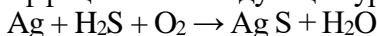
8. Расставьте коэффициенты в полученных уравнениях методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:



9. Расставьте коэффициенты в полученных уравнениях методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:



10. Пользуясь электронными уравнениями, подберите коэффициенты в следующих уравнениях реакций:





## Раздел 6. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

### Тема 11. Комплексные соединения

*Комплексное соединение* – химическое вещество, в состав которого входят комплексные частицы.

*Комплексная частица* – сложная частица, способная к самостоятельному существованию в кристалле или растворе, образованная из других, более простых частиц, также способных к самостоятельному существованию.

Например, гидратированный ион меди  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$  – комплексная частица, так как она реально существует в растворах и некоторых кристаллогидратах, образована из ионов  $\text{Cu}^{2+}$  и молекул  $\text{H}_2\text{O}$ , молекулы воды – реально существующие молекулы, а ионы  $\text{Cu}^{2+}$  существуют в кристаллах многих соединений меди. Напротив, ион  $\text{SO}_4^{2-}$  не является комплексной частицей, так как, хотя ионы  $\text{O}^{2-}$  в кристаллах встречаются, ион  $\text{S}^{6+}$  в химических системах не существует.

Примеры других комплексных частиц:  $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2+}$ ,  $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ ,  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_2\text{Br}_2]$ ,  $[\text{HgI}_4]^{2-}$ .

Вместе с тем к комплексным частицам относят ионы  $\text{NH}_4^+$  и  $\text{H}_3\text{O}^+$ , хотя ионы  $\text{H}^+$  в химических системах не существуют.

По заряду комплексные частицы могут быть катионами, анионами, а также нейтральными молекулами. Комплексные соединения, включающие такие частицы, могут относиться к различным классам химических веществ (кислотам, основаниям, солям). Примеры:  $(\text{H}_3\text{O})[\text{AuCl}_4]$  – кислота,  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$  – основание,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  – соли.

*Комплексообразователь* – центральный атом комплексной частицы.

Обычно комплексообразователь – атом элемента, образующего металл, но это может быть и атом кислорода, азота, серы, йода и других элементов, образующих неметаллы. Степень окисления комплексообразователя может быть положительной, отрицательной или равной нулю; при образовании комплексного соединения из более простых веществ она не меняется.

*Лиганды* – атомы или изолированные группы атомов, располагающиеся вокруг комплексообразователя.

Лигандами могут быть частицы, до образования комплексного соединения представлявшие собой молекулы ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{NH}_3$

и др.), анионы ( $\text{OH}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  и др.), а также катион водорода. Различают *унидентатные* или монодентатные лиганды (связанные с центральным атомом через один из своих атомов, то есть, одной  $\sigma$ -связью), *бидентатные* (связанные с центральным атомом через два своих атома, то есть, двумя  $\sigma$ -связями), *тридентатные* и т. д.

*Координационное число (КЧ)* – число  $\sigma$ -связей, образуемых центральным атомом с лигандами.

Если лиганды унидентатные, то координационное число равно числу таких лигандов.

КЧ зависит от электронного строения центрального атома, от его степени окисления, размеров центрального атома и лигандов, условий образования комплексного соединения, температуры и других факторов. КЧ может принимать значения от 2 до 12. Чаще всего оно равно шести, несколько реже – четырем.

Существуют комплексные частицы и с несколькими центральными атомами.

*Внутренняя сфера комплексного соединения* – центральный атом со связанными с ним лигандами, то есть, собственно комплексная частица.

*Внешняя сфера комплексного соединения* – остальные частицы, связанные с комплексной частицей ионной или межмолекулярными связями, включая водородные.

### *Классификация комплексных соединений*

Как химические вещества комплексные соединения делятся на ионные (их иногда называют *ионогенными*) и молекулярные (*неионогенные*) соединения. Ионные комплексные соединения содержат заряженные комплексные частицы – ионы – и являются кислотами, основаниями или солями. Молекулярные комплексные соединения состоят из незаряженных комплексных частиц (молекул), например:  $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$  или  $[\text{Cr}(\text{C}_6\text{H}_6)_2]$  – отнесение их к какому-либо основному классу химических веществ затруднительно.

Входящие в состав комплексных соединений комплексные частицы довольно разнообразны. Поэтому для их классификации используется несколько классификационных признаков: число центральных атомов, тип лиганда, координационное число и другие.

### *Основы номенклатуры комплексных соединений*

Формула комплексного соединения составляется также, как и формула любого ионного вещества: на первом месте записывается формула катиона, на втором – аниона.

Формула комплексной частицы записывается в квадратных скобках в следующей последовательности: на первом месте ставится символ элемента-комплексообразователя, далее – формулы лигандов, бывших до образования комплекса катионами, затем – формулы лигандов, бывших до образования комплекса нейтральными молекулами, и после них – формулы лигандов, бывших до образования комплекса анионами.

Название комплексного соединения строится также, как и название любой соли или основания (комплексные кислоты называются солями водорода или оксония). В название соединения входит название катиона и название аниона.

В название комплексной частицы входит название комплексообразователя и названия лигандов (название записывается в соответствии с формулой, но справа налево. Для комплексообразователей в катионах используются русские названия элементов, а в анионах – латинские.

#### **Пример 1.** Назовите комплексные соединения и ионы

$[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$  – ион тетрааквацинк

$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]^{2+}$  – ион хлоропентаакважелеза(III)

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  – ион диамминсеребра(I)

$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_4(\text{OH})_2]^+$  – ион дигидроксотетраакваалюминия

$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$  – тетрагидроксоцинкат-ион

$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$  – ди(тиосульфато)аргентат(I)-ион

$[\text{Cr}(\text{CN})_6]^{3-}$  – гексацианохромат(III)-ион

$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_4]^-$  – тетрагидроксодиакваалюминат-ион

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]^-$  – тетранитродиаамминкобальтат(III)-ион

$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})(\text{CN})_5]^{3-}$  – пентацианоакваферрат(II)-ион

$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$  – пентакарбонилжелезо

$[\text{Cr}(\text{C}_6\text{H}_6)_2]$  – дибензолхром

$\text{Co}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3$  – трихлороамминкобальт

#### **Пример 2.**

Комплексное соединение состава  $\text{Fe}(\text{CN})_3 \times 3\text{KCN}$  записывается так:  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,

комплексообразователь  $\text{Fe}^{3+}$ ;  
 лиганды  $\text{CN}^-$   
 координационное число 6;  
 внутренняя сфера  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ ;  
 внешняя сфера  $3\text{K}^+$ .

**Пример 3.** Вычислите заряд комплексного иона, образованного платиной, со степенью окисления +4  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]$ .

**Решение.** Степень окисления Pt = +4, заряд  $\text{NH}_3$  равен нулю, а заряд двух хлорид-ионов равен -2, алгебраическая сумма зарядов:  $+4 + (-2) = +2$ .

Диссоциация комплексных соединений на внешнюю и внутреннюю сферу протекает полностью - первичная диссоциация. Диссоциация комплексного иона протекает в незначительной степени - вторичная диссоциация, к которой применим закон действующих масс для составления константы диссоциации комплексного иона, характеризующая устойчивость внутренней сферы комплексного соединения, и называется константой нестойкости (прилож. 21).

**Пример 4.** Запишите уравнения диссоциации комплексных соединений  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ ,  $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ .

**Решение.**

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} \leftrightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{Cl}^-$  первичная диссоциация  
 $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2] \leftrightarrow \text{K}^+ + [\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$  вторичная диссоциация  
 $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2\text{CN}^-$

Константы нестойкости указанных ионов:

$$\begin{aligned}
 K_{\text{H}}[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]_{+} &= \frac{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{NH}_3]^2}{\{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+\}} = 6,8 \cdot 10^{-8} \\
 K_{\text{H}}[\text{Ag}(\text{CN})_2]_{-} &= \frac{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{CN}^-]^2}{\{[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-\}} = 1,0 \cdot 10^{-21}
 \end{aligned}$$

В приведенных примерах комплекс  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$  более прочен, чем комплекс  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ .

### Вопросы для самостоятельной работы

1. В чем сущность координационной теории Вернера? Комплексообразователи и лиганды, их виды.
2. Основные типы комплексных соединений. Номенклатура.
3. Природа химических связей в комплексных соединениях.
4. Способность атомов различных элементов к комплексообразованию.
5. Диссоциация комплексных соединений.
6. Константа образования и константы нестойкости комплексных соединений.
7. Биологическая роль комплексных соединений. Важнейшие бионеорганические комплексы.

### Лабораторная работа № 5

#### Комплексные соединения

**Цель:** изучить особенности реакций комплексообразования

#### Опыт 1. Диссоциация двойной соли.

В три пробирки налейте по 2 мл железоаммонийных квасцов  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ . В одну пробирку влейте 2-3 мл  $\text{NaOH}$  или  $\text{KOH}$ . Содержимое пробирки нагрейте. Обнаружьте выделение  $\text{NH}_3$  (по запаху и по посинению влажной красной лакмусовой бумажки). Эта реакция свидетельствует о наличии иона  $\text{NH}_4^+$ .

Во вторую пробирку добавьте раствор  $\text{NH}_4\text{CNS}$ . Появление кроваво-красной окраски указывает на присутствие иона  $\text{Fe}^{3+}$ .

В третьей пробирке сделайте пробу на ион  $\text{SO}_4^{2-}$ , добавляя раствор  $\text{BaCl}_2$ . Образуется осадок  $\text{BaSO}_4$ , не растворимый в кислотах и щелочах. Составьте уравнение электролитической диссоциации раствора железоаммонийных квасцов. Напишите молекулярные и ионные уравнения проделанных реакций.

**Опыт 2.** Различие между простыми и комплексными ионами.

1. К 2 мл раствора  $\text{FeCl}_3$  прибавьте раствор  $\text{NH}_4\text{CNS}$ . Наблюдать появление кроваво-красной окраски вследствие образования роданового железа. Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах. Эта реакция характерна для иона  $\text{Fe}^{3+}$ .

2. Проведите аналогичный опыт, взяв вместо  $\text{FeCl}_3$ , желе-

зосинеродистый калий  $K_3[Fe(CN)_6]$ . Содержит ли раствор этой соли ионы  $Fe^{3+}$ ?

**Опыт 3.** Получение комплексных катионов. Образование аммиаката серебра.

Налейте в пробирку 2 мл раствора  $AgNO_3$  и 2 мл раствора  $HCl$ . Наблюдайте образование белого осадка  $AgCl$ . К части полученного осадка приете концентрированный раствор аммиака. При этом образуется комплексное соединение  $[Ag(NH_3)_2]Cl$ . Наблюдайте, что происходит с осадком. К полученному раствору прибавьте раствор  $HNO_3$  до кислой реакции (определить по лакмусу при перемешивании). Что образуется? Напишите уравнения реакций. Все остатки серебра слейте в специальную колбу.

**Опыт 4.** Окислительно-восстановительные свойства комплексных соединений.

1. Окисление двухвалентного железа в ионе  $[Fe(CN)_6]^{4-}$  до трехвалентного  $[Fe(CN)_6]^{3-}$ .

К 2-3 мл бромной воды ( $Br_2$ ) прилейте несколько капель желтой кровяной соли. Кипятите раствор до удаления брома, не вступившего в реакцию. Затем откройте в растворе образовавшийся ион  $[Fe(CN)_6]^{3-}$  прибавлением кристаллика  $FeSO_4$ . Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

2. Восстановление трехвалентного железа в ионе  $[Fe(CN)_6]^{3-}$  до двухвалентного  $[Fe(CN)_6]^{4-}$ .

К 2 мл раствора  $K_3[Fe(CN)_6]$  прибавьте несколько капель раствора  $FeCl_3$ . Наблюдайте окраску раствора. Прибавьте несколько капель  $H_2O_2$  и 2 мл  $KOH$ . Наблюдайте изменение окраски раствора. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. К окислительно-восстановительным реакциям составьте электронные уравнения.

**Опыт 5.** Диссоциация комплексных ионов.

1. Налейте в две пробирки 2 мл раствора  $CuSO_4$ , в одну пробирку добавьте 2 мл раствора  $NaOH$ , а в другую – 2 мл раствора  $Na_2S$ . В первой пробирке образуется осадок  $Cu(OH)_2$  голубого цвета, а во второй – черный осадок  $CuS$ . Эта реакция на ион  $Cu^{2+}$ . Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

2. Приготовьте раствор комплексного соединения аммиаката меди путем приливания избытка  $NH_4OH$  к 2 мл раствора  $CuSO_4$  (до растворения образовавшегося вначале осадка). Полученный

раствор  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$  разлейте в две пробирки. В одну пробирку влейте раствор  $\text{NaOH}$  (осадка не образуется), а в другую –  $\text{Na}_2\text{S}$  (выпадает черный осадок). Объясните наблюдаемые явления, исходя из величин произведения растворимости  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  и  $\text{CuS}$  и значений констант нестойкости комплексного иона  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ .

### Задачи для самостоятельной работы

#### Блок А

1. Для указанных ниже соединений: а) дайте название; б) разложите по теории Вернера; в) напишите уравнение первичной и вторичной диссоциации, выражение константы нестойкости комплексного иона:  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{K}[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{CNS})_4]$ .
2. Определите заряд комплексного иона, координационное число и степень окисления комплексообразователя в соединениях: а)  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ; б)  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$ ; в)  $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ .
3. Определите степень окисления комплексообразователя в следующих комплексных ионах: а)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$ ; б)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Br}_2]^+$ ; в)  $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$ .
4. Назовите комплексные соли: а)  $[\text{Pd}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_2\text{Cl}]\text{Cl}$ ; б)  $(\text{NH}_4)_3[\text{RhCl}_6]$ ; в)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$ .
5. Напишите координационные формулы следующих комплексных соединений: а) нитрат диакватетраамминникеля (II); б) трифторогидроксобериллат магния; в) диамминтетрахлороплатина.
6. Константы нестойкости комплексных ионов  $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ,  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  соответственно равны  $1,0 \cdot 10^{-7}$ ;  $2,6 \cdot 10^{-11}$ ;  $4,6 \cdot 10^{-14}$ . Какой из этих ионов является более прочным? Чему равно координационное число и заряд комплексообразователя в этих соединениях?
7. Напишите уравнения диссоциации на ионы следующих соединений:  $\text{KA1}(\text{SO}_4)_2$ ,  $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$ ,  $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ . Укажите также уравнения вторичной диссоциации комплексных ионов этих соединений.
8. Написать формулы комплексных соединений, имеющих состав  $\text{AgCl} \cdot 2\text{NH}_3$ ,  $\text{AgCN} \cdot \text{KCN}$ ,  $\text{CoCl}_3 \cdot 3\text{KCl}$ . Укажите заряд и координационное число комплексообразователя, величину и знак заряда комплексного иона.
9. Безводный хлорид хрома  $\text{CrCl}_3$ , присоединяя аммиак, может образовать две комплексные соли:  $\text{CrCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$  и

$\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$ . Напишите комплексные формулы этих солей и уравнения их первичной диссоциации на ионы, зная, что из раствора одной соли нитрат серебра осаждает весь содержащийся в ней хлор, а из другой – только  $2/3$  входящего в ее состав хлора.

10. Напишите уравнения первичной диссоциации на ионы следующих комплексных солей кобальта, заключив комплексные ионы в квадратные скобки:  $\text{Co}(\text{NO}_3)_3 \cdot 3\text{KNO}_3$ ,  $\text{Co}(\text{NO}_2)_3 \cdot \text{KNO}_2 \cdot 2\text{NH}_3$ .

11. Комплексная соль имеет состав  $\text{CoClSO}_4 \cdot 5\text{NH}_3$ . При действии на ее раствор нитратом серебра осадка не образуется, а хлорид бария осаждает из раствора  $\text{BaSO}_4$ . Напишите уравнение диссоциации этой соли на ионы, заключив комплексный ион в квадратные скобки.

12. Константы нестойкости комплексных ионов  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ ,  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ ,  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  соответственно равны  $6,2 \cdot 10^{-36}$ ;  $1 \cdot 10^{-37}$ ;  $1 \cdot 10^{-44}$ . Какой из этих ионов является более прочным? Укажите величину и знак комплексообразователей в этих соединениях.

13. Какое комплексное соединение образуется в результате реакции  $\text{CuCl}_2 + 4\text{NH}_3$ ? Чему равен заряд комплексного иона, координационное число комплексообразователя? Напишите уравнение константы нестойкости комплексного иона.

14. Определите заряд, координационное число комплексообразователя в комплексном соединении  $\text{H}[\text{AuCl}_4]$ . Напишите уравнение первичной и вторичной диссоциации этого соединения.

15. Из раствора комплексной соли  $\text{Pt}(\text{NH}_3)_6\text{Cl}_4$  нитрат серебра осаждает весь хлор в виде  $\text{AgCl}$ , а из раствора соли  $\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_4$ , – только  $1/4$  часть входящего в ее состав хлора. Напишите формулы указанных солей, заключив комплексные ионы в квадратные скобки, укажите координационное число платины.

#### Блок Д

1. Определите заряд и координационное число комплексообразователя в соединениях  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ ,  $\text{K}_4[\text{TiCl}_8]$ ,  $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ ,  $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ .

2. Определите заряд комплексного иона, координационное число и заряд комплексообразователя в соединениях  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ ,  $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ .

3. Определите величину и знак заряда у следующих ком-



плексных ионов:  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]$ ,  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3 \cdot \text{Cl}_3]$ ,  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ ,  $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ , имея в виду, что комплексообразователями являются ионы  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Pt}^{4+}$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Co}^{3+}$ ?

4. Напишите выражения для констант нестойкости комплексных ионов  $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$ ,  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ,  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ . Чему равен заряд и координационное число комплексообразователей в этих ионах?

5. Укажите для комплексных соединений  $\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$ ,  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ ,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ ,  $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ ,  $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$  координационное число, заряд комплексообразователя, лиганды.

6. Напишите формулу комплексного иона, в котором комплексообразователем с координационным числом, равным 4, является ион  $\text{Cu}^{2+}$ , а лигандами – молекулы воды. Напишите выражение константы нестойкости этого иона.

7. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций обмена между следующими, взятыми попарно, солями:  $\text{CuSO}_4$  и  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{FeSO}_4$  и  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{AgNO}_3$  и  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Образующиеся в результате реакций комплексные соли нерастворимы в воде.

8. Напишите уравнения диссоциации на ионы следующих комплексных солей, заключив формулы комплексных ионов в квадратные скобки:  $\text{Cr}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}_3$ ,  $\text{Cr}(\text{NH}_3)_4\text{H}_2\text{OCl}_3$ ,  $\text{Co}(\text{NH}_3)_5(\text{NO}_2)_3$ . Координационное число хрома и кобальта равно 6.

9. Чему равен заряд и координационное число комплексообразователя в соединениях  $\text{Pb}[\text{SbBr}_6]$ ,  $\text{K}[\text{SbCl}_6]$ ,  $\text{Na}[\text{Sb}(\text{SO}_4)_2]$ ?

10. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакции между  $\text{KCl}$  и  $\text{Na}_2[\text{PtCl}_6]$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$  и  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ . В обоих случаях образуются труднорастворимые комплексные соединения.

11. Определите величину, знак заряда комплексного иона и координационное число комплексообразователя в соединениях  $\text{K}[\text{AlCl}_4]$ ,  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ ,  $\text{H}[\text{BF}_4]$ .

12. Константы нестойкости комплексных ионов  $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ ,  $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$ ,  $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$  соответственно равны  $3,0 \cdot 10^{-16}$ ;  $4,0 \cdot 10^{-14}$ ;  $1,4 \cdot 10^{-17}$ . Какой из этих ионов является более прочным? Укажите величину и знак заряда комплексообразователя в этих ионах. Напишите выражение для констант нестойкости указанных комплексных ионов.

13. Напишите выражения для констант нестойкости комплексных ионов  $[\text{HgBr}_4]^{2-}$ ,  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ ,  $[\text{PtCl}_6]^{2-}$ . Чему равны степень окисления и координационное число комплексообразовате-

лей?

14. Чему равен заряд и координационное число комплексообразователя в соединениях  $K_3[Co(NO_2)_6]$ ,  $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$ ,  $[Co(NH_3)_5Br]SO_4$ ? Напишите уравнения первичной диссоциации этих соединений.

15. Зная, что координационное число комплексообразователя  $Co^{3+}$  равно 6, составьте уравнения диссоциации в растворе комплексных солей  $3NaNO_2 \cdot Co(NO_2)_3$ ,  $CoCl_3 \cdot 3NH_3 \cdot 2H_2O$ . Комплексные ионы заключить в квадратные скобки.

## РАЗДЕЛ 7. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

### Тема 12. Химия s - элементов

Все элементы главных подгрупп I и II групп Периодической системы, а также водород и гелий, относят к s-элементам (всего 13 элементов).

Электронная структура внешнего энергетического уровня имеет вид  $ns^1$  и  $ns^2$  соответственно.

Все они, кроме *водорода* и *гелия*, являются металлами. Металлы I группы называют *щелочными*, так как они реагируют с водой, образуя щелочи. Металлы II группы, за исключением бериллия и магния, называют *щелочноземельными*. Франций, завершающий I группу, и радий, завершающий II группу, являются *радиоактивными*.

Химические свойства s-элементов сходны между собой – они легко отдают свои валентные электроны, т.е. являются типичными восстановителями, и образуют ионы с устойчивыми конфигурациями благородных газов.

Высокая восстановительная активность щелочных и щелочноземельных металлов проявляется в очень низких значениях их потенциалов (энергий) ионизации (ПИ) и электроотрицательностей (ЭО). Это активные металлы. Сверху вниз по группе их активность увеличивается, так как уменьшаются потенциалы ионизации. Как правило, они образуют соединения с ионным типом связи (кроме водорода – ковалентная связь).

Наиболее характерная степень окисления: +1, +2. У атомов s-элементов второй группы более устойчивая электронная конфи-

гурация, состоящая из заполненного двумя электронами s-подуровня и незаполненного 2p-подуровня.

Большинство природных соединений калия, натрия растворимы в воде и слабых кислотах. Поэтому ионы этих металлов могут мигрировать из водных растворов в организм растений, животных, человека.

При обычных условиях s-металлы находятся в кристаллическом состоянии.

### **Вопросы для подготовки к семинару**

1. Чем определяется принадлежность элементов к семейству s-элементов?
2. Какие степени окисления могут проявлять s-элементы?
3. Каковы значения стандартных электродных потенциалов, характерных для щелочных металлов?
4. Почему литий имеет наибольший электродный потенциал по сравнению с другими элементами своей подгруппы?
5. Каков характер связей, образуемых щелочными металлами в кристаллических решетках их соединений?
6. Почему для щелочноземельных металлов более характерно образование комплексных соединений, чем для щелочных?
7. Почему литий проявляет большое сходство в свойствах с магнием?
8. Почему фториды щелочноземельных металлов малорастворимы в воде, а хлориды хорошо растворимы?
9. Почему щелочные и щелочноземельные металлы более склонны к образованию катионов?
10. Чем объясняется увеличение термической устойчивости карбонатов от магния к барию?
11. Какие кислородные соединения образуются при горении щелочных металлов в кислороде?
12. Каковы способы получения щелочных и щелочноземельных металлов?
13. Почему для щелочноземельных элементов практически невозможно получение отрицательно заряженных ионов?
14. Чем отличается поведение щелочных металлов в воде от поведения в жидком аммиаке?

### Тема 13. Химия р-элементов

Неорганическая химия углерода, кислорода, серы, азота, фосфора, галогенов. Их биологическая роль. 3-8 группы элементов периодической системы.

Большинство известных на Земле соединений – соединения р-элементов. Их изучение особенно важно, т.к. пять из них (углерод, азот, кислород, азот и фосфор) являются органогенами и составляют основу всех живых систем, а фтор, хлор и йод – незаметные микроэлементы.

К р-элементам относятся непереходные металлы и большинство неметаллов. р-элементы имеют различные свойства, как физические, так и механические. р-неметаллы - это высокорекреационные, как правило, вещества, имеющие сильную электроотрицательность, р-металлы - умеренно активные металлы, причём их активность повышается в группе.

р-элементы имеют общую электронную конфигурацию  $ns^2np^{1-6}$  и образуют подгруппы IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA и VIIIA периодической системы.

В подгруппе IIIA рассматривают отдельно B, Al и подгруппу галлия (Ga, In, Tl), в IVA – C, Si и подгруппу германия (Ge, Sn, Pb), в VA – N, P и подгруппу мышьяка (As, Sb, Bi), в VIA – O и подгруппу халькогенов (S, Se, Te, Po), в VIIA – галогены (F, Cl, Br, I, At), в VIIIA – Ne, Ar и подгруппу криптона (Kr, Xe, Rn). В отличие от s-элементов, р-элементы поливалентны. Высшие положительные степени окисления равны номеру группы, отрицательные – числу неспаренных электронов для элементов IVA–VIIA подгрупп. Промежуточные на 2 меньше. Для элементов подгруппы Kr возможны только формально положительные четные степени окисления.

При переходе сверху вниз в подгруппах возрастает разница энергий s- и p-подуровней, поэтому легким элементам свойственны высшие степени окисления, тяжелым – низшие. Так, в подгруппе IVA стабильность соединений  $E^{2+}$  возрастает в ряду  $Ge^{2+} < Sn^{2+} < Pb^{2+}$ . В той же последовательности уменьшается устойчивость соединений  $E^{4+}$ . Подтверждением этому служит изменение термической устойчивости водородных соединений  $EH_4$ .

Восстановительные свойства р-элементов в группе сверху вниз усиливаются, а окислительные ослабевают. Окислителями и восстановителями являются соединения, в которых элементы находятся в неустойчивых степенях окисления и в ходе реакции

переходят в более устойчивые. Так, для элементов IVA подгруппы стабильность степени окисления +2 увеличивается с ростом порядкового номера. Если  $\text{Ge}^{+2}$  – сильный восстановитель, то  $\text{Pb}^{+4}$  – энергичный окислитель.

Окислительная активность  $\text{Pb}^{+4}$  проявляется в реакции при разрядке свинцового аккумулятора



Элементы-неметаллы склонны образовывать молекулярные водородные соединения с ковалентными связями.

Все простые вещества, образуемые атомами этих элементов (за исключением азота) – твердые. Для многих элементов характерна аллотропия (В, С, Sn, Р, As). Устойчивых молекулярных веществ всего три: азот  $\text{N}_2$ , белый фосфор  $\text{P}_4$  и желтый мышьяк  $\text{As}_4$ .

### **Вопросы для подготовки к семинару**

1. Чем определяется принадлежность элементов к семейству р-элементов?
2. Какие степени окисления могут проявлять р-элементы?
3. Прокомментируйте изменения атомных радиусов у элементов семейства по группе и по периоду.
4. Каков характер связей, образуемых атомами в их соединениях?
5. Каковы способы получения неметаллов?
6. Прокомментируйте общие химические свойства, проявляемые неметаллами р-семейства
7. Дайте общую характеристику (по плану) углерода, кислорода, азота, серы, фосфора и хлора.

### ***План – характеристика элемента***

1. Положение в периодической системе Д.И. Менделеева, строение атома, электронно-графические формулы;
2. Валентности и степени окисления, проявляемые элементами, в различных соединениях;
3. Нахождение в природе, биологическая роль в организме животных и растений;
4. Физические и химические свойства, способы получения.

## Тема 14. Химия d-элементов

К d-элементам относят те элементы, атомы которых содержат валентные электроны на  $(n-1)d$ -уровнях и составляют побочные (IIIВ–VIIВ, IB, IIB) подгруппы, занимая промежуточное положение между типичными s-металлами (IA, IIA) и p-элементами. Из 109 элементов периодической системы 37 относятся к d-элементам; из них последние 7 радиоактивны и входят в незавершенный седьмой период. Электронное строение атомов d-элементов определяет их химические свойства. 3d-Элементы по химическим свойствам существенно отличаются от 4d- и 5d-элементов.

Атомы d-элементов характеризуются общей электронной формулой  $(n-1)d^{1-10}ns^{0-2}$ . Некоторые из тяжелых d-элементов не являются полными электронными аналогами. Увеличение числа электронов иногда сопровождается немонотонностью заселения d-орбиталей. Это обусловлено сближением энергий  $(n-1)d$ - и  $ns$ -орбиталей и усилением межэлектронного взаимодействия к концу периода.

По мере увеличения числа d-электронов в периоде они могут переходить с одного уровня на другой для достижения одной из наиболее устойчивых конфигураций ( $d^5$ ,  $d^{10}$ ). Такие переходы реализуются, например, в случае  $\text{Cr}(3d^5 4s^1)$ ,  $\text{Cu}(3d^{10} 4s^1)$ ,  $\text{Mo}(4d^5 5s^1)$ ,  $\text{Ag}(4d^{10} 5s^1)$ .

d-элементы обладают некоторыми особенностями по сравнению с элементами главных подгрупп.

Поскольку часть валентных электронов находится на s-орбиталях, то проявляемые ими низшие степени окисления как правило равны 2. Исключение составляют элементы, ионы которых  $\text{Э}^{+3}$  и  $\text{Э}^{+}$  имеют устойчивые конфигурации  $d^0$ ,  $d^5$  и  $d^{10}$ :  $\text{Sc}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Cu}^{+}$ ,  $\text{Ag}^{+}$ ,  $\text{Au}^{+}$ .

Соединения, в которых d-электроны находятся в промежуточных степенях окисления, проявляют амфотерные свойства и окислительно-восстановительную двойственность.

d-элементы IIIВ–VIIВ подгрупп в высших степенях окисления по свойствам подобны соответствующим p-элементам. Так, в высших степенях окисления Mn (VII) и Cl (VII) являются электронными аналогами.

В периоде с ростом заряда ядра восстановительные свойства металлов уменьшаются, достигая минимума у элементов IB

группы. Тяжелые металлы VIIIВ и IVB групп за свою инертность названы благородными.

Окислительно-восстановительные тенденции соединений d-элементов определяются изменением устойчивости высших и низших степеней окисления в зависимости от положения их в периодической системе. Соединения с максимальной степенью окисления элемента проявляют исключительно окислительные свойства, а с низшей – восстановительные. Так, соединения хрома (VI) ( $\text{CrO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) и марганца(VII) ( $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{KMnO}_4$ ) – сильные окислители, а  $\text{WO}_3$ ,  $\text{Re}_2\text{O}_7$  и соли соответствующих им кислот ( $\text{H}_2\text{WO}_4$ ,  $\text{HReO}_4$ ) восстанавливаются с трудом.

На кислотно-основные свойства гидроксидов d-элементов влияют те же факторы (величина ионного радиуса и заряд иона), что и на гидроксиды p-элементов.

Гидроксиды низших степеней окисления d-элементов обычно проявляют основные свойства, а отвечающие высшим степеням окисления – кислотные. В промежуточных степенях окисления гидроксиды амфотерны. Особенно отчетливо изменение кислотно-основных свойств гидроксидов при изменении степени окисления проявляется в соединениях марганца. В ряду  $\text{Mn}(\text{OH})_2 - \text{Mn}(\text{OH})_3 - \text{Mn}(\text{OH})_4 - \text{H}_2\text{MnO}_4 - \text{HMnO}_4$  свойства гидроксидов меняются от слабого основания  $\text{Mn}(\text{OH})_2$  через амфотерные  $\text{Mn}(\text{OH})_3$  и  $\text{Mn}(\text{OH})_4$  к сильным кислотам  $\text{H}_2\text{MnO}_4$  и  $\text{HMnO}_4$ .

В пределах одной подгруппы гидроксиды d-элементов одинаковой степени окисления характеризуются увеличением основных свойств при движении сверху вниз. Например, в IIIВ группе  $\text{Sc}(\text{OH})_3$  – слабое, а  $\text{La}(\text{OH})_3$  – сильное основание. Элементы IVB группы Ti, Zn, Hf образуют амфотерные гидроксиды  $\text{Э}(\text{OH})_4$ , но кислотные свойства их ослабевают при переходе от Ti к Hf.

### **Вопросы для подготовки к семинару**

1. Чем определяется принадлежность элементов к семейству d-элементов?
2. Какие степени окисления могут проявлять d-элементы?
3. Прокомментируйте изменения атомных радиусов у элементов семейства по группе и по периоду.
4. Каков характер связей, образуемых атомами в их соединениях?
5. Каковы способы получения металлов и их сплавов?

6. Прокомментируйте общие химические свойства, проявляемые металлами d -семейства

7. Дайте общую характеристику (по плану) хрома, марганца, железа, кобальта, никеля, меди, цинка и кадмия.



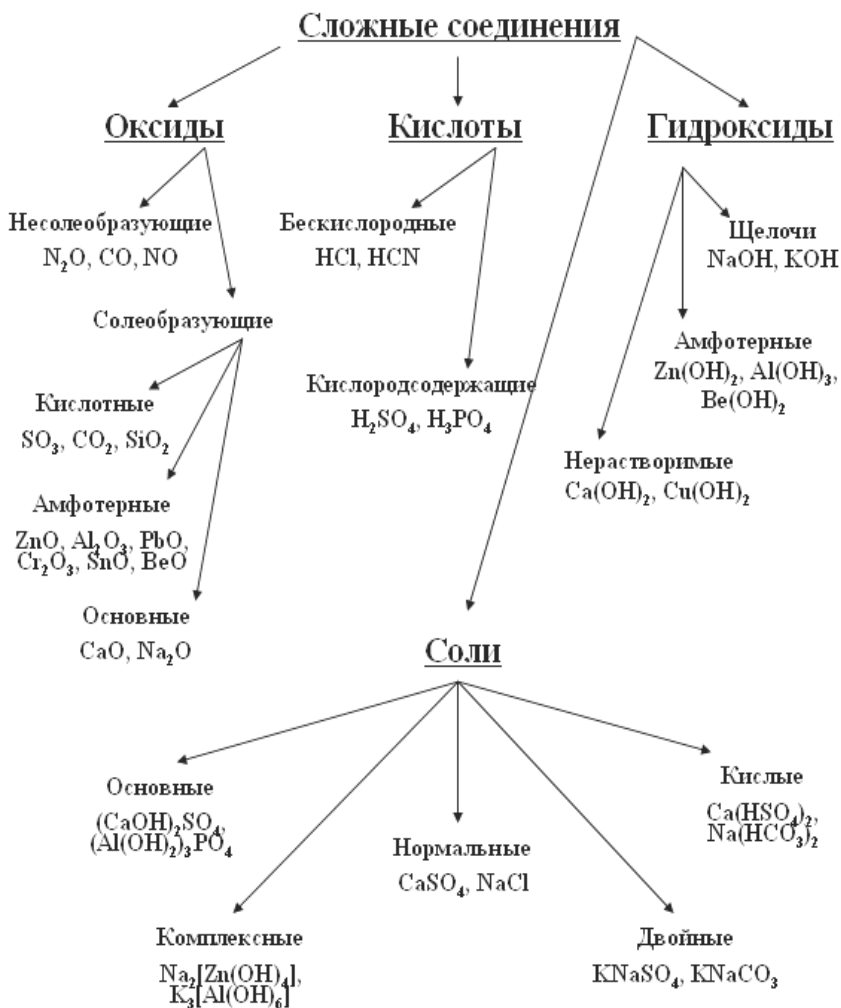
## ПРИЛОЖЕНИЯ

### Приложение 1

#### *Фундаментальные постоянные*

Постоянная	Обозначение	Значение
Атомная единица массы	а. е. м.	$1,6606 \times 10^{-27}$ кг
Молярный объем идеального газа	$V_0 = RT_0/p_0$	22,4138 л/моль
Нормальная атмосфера	$P$	101325 Па
Постоянная Авогадро		$6,02204 \times 10^{23}$ моль <sup>-1</sup>
Постоянная Больцмана	$k = R/N_A$	$1,38066 \times 10^{-23}$ Дж/К
Постоянная Планка	$h$	$6,62618 \times 10^{-34}$ Дж×с
Постоянная Фарадея	$F$	$9,6484 \times 10^4$ л/моль
Электрическая постоянная	$\varepsilon_0$	$8,85419 \times 10^{-12}$ Ф×м <sup>-1</sup>
Универсальная газовая постоянная <i>Несистемные единицы</i>	$R$	8,31441 Дж/(К×моль) 0,82057 л×атм/(град×моль) 1,9872 кал/(К×моль)
Скорость света в вакууме		2,997925 м/с

*Основные классы неорганических соединений*



Приложение 3

**Номенклатура кислот и средних солей**

Название кислоты	Формула	Название соли	
		тривиальная номенклатура	международная номенклатура
Азотистая	$\text{HNO}_2$	Азотисто-кислые	Нитриты
Азотная	$\text{HNO}_3$	Азотно-кислые	Нитраты
Борная (орто)	$\text{H}_3\text{BO}_3$	Борно-кислые	Бораты
Бромисто-водородная	$\text{HBr}$	Бромистые	Бромиды
Двухромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Двухромовокислые	Дихроматы
Иодоводородная	$\text{HI}$	Йодистые	Иодиды
Кремневая	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	Кремнекислые	Силикаты
Марганцовая	$\text{HMnO}_4$	Марганцово-кислые	Перманганаты
Серная	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Серно-кислые	Сульфаты
Сернистая	$\text{H}_2\text{SO}_3$	Сернисто-кислые	Сульфиты
Сероводородная	$\text{H}_2\text{S}$	Сернистые	Сульфиды
Хлороводородная(соляная)	$\text{HCl}$	Хлористые	Хлориды
Угольная	$\text{H}_2\text{CO}_3$	Углекислые	Карбонаты
Уксусная	$\text{CH}_3\text{COOH}$	Уксусно-кислые	Ацетаты
Фосфорная (орто)	$\text{H}_3\text{PO}_4$	Фосфорно-кислые (орто)	Фосфаты (орто)
Фосфорная (мета)	$\text{HPO}_3$	Фосфорно-кислые (мета)	Фосфаты (мета)
Фтороводородная (плавиковая)	$\text{HF}$	Фтористые	Фториды
Хлорноватистая	$\text{HClO}$	Хлорноватисто-кислые	Гипохлориты
Хлористая	$\text{HClO}_2$	Хлористо-кислые	Хлориты
Хлорноватая	$\text{HClO}_3$	Хлорновато-кислые	Хлораты
Хлорная	$\text{HClO}_4$	Хлорно-кислые	Перхлораты
Хромовая	$\text{H}_2\text{CrO}_4$	Хромово-кислые	Хроматы
Цианисто-водородная (синильная)	$\text{HCN}$	Цианистые	Цианиды
Щавелевая	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Щавелево-кислые	Оксалаты

***Растворимость солей, кислот и гидроксидов  
(оснований) в воде***

Катио- ны	Анионы											
	OH <sup>-</sup>	Cl <sup>-</sup>	Br <sup>-</sup>	I <sup>-</sup>	S <sup>2-</sup>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>
H <sup>+</sup>		р	р	р	р	р	р	р	р	н	р	р
Na <sup>+</sup>	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	р	р	р	р	р	р	р	р	р	-	р	р
Ba <sup>2+</sup>	р	р	р	р	н	н	н	н	н	н	р	р
Ca <sup>2+</sup>	м	р	р	р	м	н	м	н	н	н	р	р
Mg <sup>2+</sup>	н	р	р	р	м	н	р	н	н	-	р	р
Al <sup>3+</sup>	н	р	р	р	-	-	р	н	-	-	р	м
Mn <sup>2+</sup>	н	р	р	р	н	н	р	н	н	-	р	р
Zn <sup>2+</sup>	н	р	р	р	н	н	р	н	н	-	р	р
Cr <sup>2+</sup>	н	р	р	р	-	-	р	н	-	-	р	р
Fe <sup>2+</sup>	н	р	р	р	н	н	р	и	н	-	р	р
Fe <sup>3+</sup>	н	р	р	р	н	-	р	н	-	-	р	р
Co <sup>2+</sup>	н	р	р	р	н	н	р	н	н	-	р	р
Ni <sup>2+</sup>	н	р	р	р	н	н	р	н	н	-	р	р
Sn <sup>2+</sup>	н	р	р	н	н	-	р	н	-	-	р	р
Pb <sup>2+</sup>	н	м	м	н	н	н	н	н	н	-	р	р
Cu <sup>2+</sup>	н	р	р	-	н	н	р	н	-	-	р	р
Ag <sup>+</sup>	-	н	н	н	н	н	м	н	н	-	р	р
Hg <sup>+</sup>	.	н	н	н	н	-	м	н	н	-	р	м
Hg <sup>2+</sup>	-	р	н	н	н	-	р	н	-	-	р	р

Обозначения: р – растворимое вещество; н – нерастворимое; м – малорастворимое; «-» не существует в растворе вследствие гидролиза или не получено.

**Эквивалентом вещества** называется такое его количество, которое соединяется без остатка с 1 молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.

Масса одного эквивалента называется его **эквивалентной массой** или **молярной массой эквивалента**. Выражается в г/моль.

**Эквивалентная масса оксида** складывается из значений эквивалентных масс составляющих оксид элементов.

**Эквивалентная масса кислоты** равна её молярной массе, деленной на основность кислоты (число атомов водорода в молекуле кислоты).

**Эквивалентная масса основания** равна его молярной массе, деленной на валентность металла; образующего основание.

**Эквивалентная масса соли** равна отношению её молярной массы к произведению валентности металла на число его атомов в молекуле.

Таблица 7

Расчет эквивалентных масс классов неорганических соединений

№ п/п	Тип соединения	Формула для расчета	Пример
1.	Кислоты	$M_{\text{эkv}} = \frac{M}{nH}$	$M_{\text{эkv}}(H_3PO_4) = \frac{98}{3} = 32,67\text{г} - \text{эkv}$
2.	Гидроксиды	$M_{\text{эkv}} = \frac{M}{nOH}$	$M_{\text{эkv}}(Ca(OH)_2) = \frac{74}{2} = 37\text{г} - \text{эkv}$
3.	Оксиды	$M_{\text{эkv}} = \frac{M}{n_{\text{эл}} \cdot \text{вал}_{\text{эл}}}$	$M_{\text{эkv}}(CO_2) = \frac{44}{1 \cdot 4} = 11\text{г} - \text{эkv}$
4.	Соли	$M_{\text{эkv}} = \frac{M}{n_{\text{Me}} \cdot \text{вал}_{\text{Me}}}$	$M_{\text{эkv}}(Na_2CO_3) = \frac{96}{2 \cdot 1} = 48\text{г} - \text{эkv}$

*Плотность водных растворов хлорида натрия при 20°C*

Плотность $\rho$ , г/мл	Концентрация		
	% (масс.)	моль/л	г/л
1,005	1	0,1720	10,05
1,012	2	0,3464	20,24
1,027	4	0,7026	41,06
1,041	6	1,060	62,48
1,056	8	1,445	84,47
1,071	10	1,831	107,0
1,086	12	2,228	130,2
1,100	14	2,636	154,1
1,116	16	3,055	178,5
1,132	18	3,485	203,7
1,148	20	3,927	229,5
1,164	22	4,380	256,0
1,180	24	4,846	283,2
1,197	26	5,325	311,2

**Криоскопические и эбулиоскопические константы**

Растворитель	$K_K$	$t^\circ_{\text{зам}} \text{ C}$	$K_E$	$t^\circ_{\text{кип}} \text{ C}$
Анилин	5,87	-5,96	3,22	+184,4
Ацетон	2,40	-94,60	1,48	+56,0
Бензол	5,10	+5,40	2,57	+80,2
Вода	1,86	0	0,52	+100,0
Диоксан	4,63	+11,70	3,27	+100,3
Кислота муравьиная	2,77	+8,40	2,40	+100,8
Кислота уксусная	3,90	+16,50	3,07	+118,5
Пиридин	4,97	-40,00	2,69	+115,8
Сероуглерод	-	-	2,29	+46,30
Хлороформ	4,90	-63,20	3,88	+61,20
Четыреххлористый углерод	2,98	-23,00	5,30	+76,70
Этилацетат	-	-	2,79	+75,50

*Примечания:* $K_K$  - криоскопическая константа; $K_E$  - эбулиоскопическая константа; $t^\circ_{\text{зам}}$  - температура замерзания чистого растворителя; $t^\circ_{\text{кип}}$  - температура кипения чистого растворителя.

*Деление электролитов по силе*

Сильные $\alpha \geq 30\%$	Средней силы $3\% < \alpha < 30\%$	Слабые $\alpha < 3\%$
		H <sub>2</sub> O
Кислоты		
HCl, HBr, HI, HNO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , HClO <sub>3</sub> , HClO <sub>4</sub> , HMnO <sub>4</sub> , H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	HF, HClO <sub>2</sub> , H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> S, H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> , HCN, HNO <sub>2</sub> , CH <sub>3</sub> COOH, HClO, H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>
Основания		
NaOH, KOH, RbOH, Ca(OH) <sub>2</sub> , Sr(OH) <sub>2</sub> , Ba(OH) <sub>2</sub> , CsOH	LiOH, Mg(OH) <sub>2</sub>	NH <sub>4</sub> OH, Cu(OH) <sub>2</sub> , Fe(OH) <sub>3</sub> и все остальные гидрок- сиды
Соли		
NaCl, Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> и многие другие с ионной кристалли- ческой решеткой	Различные соли в зависимости от раз- бавления раствора	Mg(CN) <sub>2</sub> , HgCl <sub>2</sub> , Fe(SNC) <sub>3</sub> и другие соли многозарядных ионов



Приложение 9

**Степень диссоциации кислот, оснований и солей  
в водных растворах при 18°C**

Электролит	Формула	Степень диссоциации	
		в 1 н растворах	в 0,1 н растворах
Кислоты			
Азотная	HNO <sub>3</sub>	82	92
Соляная	HCl	78	91
Бромистоводная	HBr	-	90
Иодистоводная	HI	-	90
Серная	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	51	58
Щавелевая	H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	-	31
Фосфорная (орто)	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	-	26
Фтороводородная	HF	-	15
Уксусная	CH <sub>3</sub> COOH	0.4	1.3
Угольная	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	-	0.17
Сероводородная	H <sub>2</sub> S	-	0.07
Борная	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	-	0.01
Синильная	HCN	-	0.007
Основания			
Гидроксид калия	KOH	77	89
Гидроксид натрия	NaOH	73	84
Гидроксид аммония	NH <sub>4</sub> OH	0.4	1,3
Соли			
Типа Me <sup>+</sup> An <sup>-</sup>	KCl, KNO <sub>3</sub>		86
Типа Me <sub>2</sub> An <sup>2-</sup>	K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , Na <sub>2</sub> S		74
Типа Me <sup>2+</sup> A	BaCl <sub>2</sub>		73
Типа Me <sub>3</sub> An <sup>3-</sup>	K <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>		65
Типа Me <sup>3+</sup> An <sup>3-</sup>	Cr(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> , AlCl <sub>3</sub>		60
Типа Me <sup>2+</sup> An <sup>2+</sup>	CuSO <sub>4</sub> , ZnSO <sub>4</sub>		40

*Примечание.* Для сильных электролитов приведены значения кажущейся степени диссоциации.

**Константы диссоциации некоторых кислот и оснований**

Вещество		Кд
HN <sub>3</sub>		$2,0 \times 10^5$
HNO <sub>2</sub>		$6,9 \times 10^{-4}$
HBO <sub>2</sub>		$7,5 \times 10^{-10}$
H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	I	$7,1 \times 10^{-10}$
	II	$1,8 \times 10^{-13}$
	III	$1,6 \times 10^{-14}$
H <sub>2</sub> B <sub>4</sub> O <sub>7</sub>	I	$1,8 \times 10^{-4}$
	II	$2,0 \times 10^{-8}$
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	I	$2,6 \times 10^{-12}$
	II	$\approx 10^{-25}$
H <sub>2</sub> WO <sub>4</sub>	I	$6,3 \times 10^{-3}$
	II	$2,0 \times 10^{-4}$
H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	I	$5,0 \times 10^{-1}$
	II	$3,2 \times 10^{-3}$
H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>6</sub>	I	$6,3 \times 10^{-1}$
	II	$4,0 \times 10^{-4}$
H <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	III	$5,6 \times 10^{-3}$
	IV	$6,0 \times 10^{-5}$
H <sub>5</sub> IO <sub>6</sub>	I	$2,5 \times 10^{-2}$
	II	$4,3 \times 10^{-9}$
	III	$1,0 \times 10^{-15}$
HIO <sub>3</sub>		$1,7 \times 10^{-1}$
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	I	$2,2 \times 10^{-10}$
	II	$1,6 \times 10^{-12}$
H <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub>	I	$10^{-1}$
	II	$7,1 \times 10^{-11}$
H <sub>2</sub> MoO <sub>4</sub>	I	$2,9 \times 10^{-3}$
	II	$1,4 \times 10^{-4}$
H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	I	$5,6 \times 10^{-3}$
	II	$1,7 \times 10^{-7}$
	III	$3,0 \times 10^{-12}$
H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub>		$5,9 \times 10^{-10}$
H <sub>2</sub> SnO <sub>3</sub>		$4 \times 10^{-10}$
H <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub>	I	$1,8 \times 10^{-3}$
	II	$3,2 \times 10^{-9}$
H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub>	I	$1 \times 10^{-3}$
	II	$1,2 \times 10^{-2}$
H <sub>2</sub> Se		$1,3 \times 10^{-4}$

	II	$1,0 \times 10^{-11}$
$\text{H}_2\text{SO}_3$	I	$1,4 \times 10^{-2}$
	II	$6,2 \times 10^{-8}$
$\text{H}_2\text{S}$	I	$1,0 \times 10^{-7}$
	II	$2,5 \times 10^{-18}$
$\text{HCN}$		$5,0 \times 10^{-10}$
$\text{H}_3\text{SbO}_4$	I	$4,0 \times 10^{-5}$
$\text{HSbO}_2$		$1,0 \times 10^{-11}$
$\text{H}_2\text{Te}$	I	$2,3 \times 10^{-3}$
	II	$6,9 \times 10^{-13}$
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	I	$2,5 \times 10^{-1}$
	II	$1,9 \times 10^{-2}$
$\text{H}_2\text{CO}_3$	I	$4,5 \times 10^{-7}$
	II	$4,7 \times 10^{-11}$
$\text{H}_3\text{PO}_4$	I	$7,1 \times 10^{-3}$
	II	$6,2 \times 10^{-8}$
	III	$5,0 \times 10^{-13}$
$\text{HF}$		$6,2 \times 10^{-4}$
$\text{HClO}_2$		$1,1 \times 10^{-2}$
$\text{HClO}$		$3,0 \times 10^{-8}$
$\text{HOCN}$		$2,7 \times 10^{-4}$
$\text{Al(OH)}_3$	III	$1,4 \times 10^{-9}$
$\text{NH}_4\text{OH}$		$1,7 \times 10^{-5}$
$\text{Ba(OH)}_2$	II	$2,3 \times 10^{-1}$
$\text{Ga(OH)}_3$	II	$1,6 \times 10^{-11}$
	III	$4 \times 10^{-12}$
$\text{Fe(OH)}_2$	II	$1,3 \times 10^{-4}$
$\text{Fe(OH)}_3$	II	$1,8 \times 10^{-11}$
	III	$1,4 \times 10^{-12}$
$\text{Cd(OH)}_2$	II	$5,0 \times 10^{-3}$
$\text{Ca(OH)}_2$	II	$4,0 \times 10^{-2}$
$\text{Co(OH)}_2$	II	$4,0 \times 10^{-5}$
$\text{LiOH}$		$6,8 \times 10^{-1}$
$\text{Mg(OH)}_2$	II	$2,5 \times 10^{-3}$
$\text{Mn(OH)}_2$	II	$5,0 \times 10^{-4}$
$\text{Cu(OH)}_2$	II	$3,4 \times 10^{-7}$
$\text{Ni(OH)}_2$	II	$2,5 \times 10^{-5}$
$\text{Pb(OH)}_2$	I	$9,6 \times 10^{-4}$
	II	$3,0 \times 10^{-8}$
$\text{AgOH}$		$5,0 \times 10^{-3}$
$\text{Se(OH)}_3$	III	$7,6 \times 10^{-10}$
$\text{Sr(OH)}_2$	II	$1,5 \times 10^{-1}$
$\text{Th(OH)}_4$	IV	$2,0 \times 10^{-10}$
$\text{Cr(OH)}_3$	III	$1,0 \times 10^{-10}$

## Окончание прилож.10

$\text{Zn}(\text{OH})_2$	II	$4 \times 10^{-5}$
$\text{NH}_2\text{OH}$		$8,9 \times 10^{-9}$
Лимонная кислота ( $\text{HOOCCH}_2$ ) <sub>2</sub> $\text{C}(\text{OH})\text{COOH}$	I	$7,4 \times 10^{-4}$
	II	$2,2 \times 10^{-5}$
	III	$4,0 \times 10^{-7}$
	IV	$1,0 \times 10^{-6}$
Молочная кислота $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$	I	$1,5 \times 10^{-4}$
Муравьиная кислота $\text{HCOOH}$		$1,8 \times 10^{-4}$
Уксусная кислота $\text{CH}_3\text{COOH}$		$1,7 \times 10^{-5}$
Щавелевая кислота $\text{HOOC}\text{COOH}$	I	$5,6 \times 10^{-2}$
	II	$5,4 \times 10^{-5}$
Янтарная кислота $\text{HOOCCH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$	I	$1,6 \times 10^{-5}$

## Приложение 11

**Коэффициенты активности некоторых электролитов  
в растворах (при 298K)**

Концентрация, моль/1000г $\text{H}_2\text{O}$	Коэффициенты активности для электролитов						
	NaCl	KCl	NaOH	KOH	HCl	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{CaCl}_2$
0,001	0,965	0,966	0,966	0,966	0,966	0,830	0,840
0,01	0,874	0,901	0,900	0,900	0,904	0,544	0,580
0,1	0,778	0,769	0,776	0,766	0,796	0,265	0,518
0,5	0,681	0,651	0,693	0,712	0,758	0,156	0,448
1,0	0,657	0,607	0,679	0,735	0,809	0,132	0,500
2,0	0,668	0,576	0,700	0,683	1,010	0,128	0,792
5,0	0,874	-	1,060	1,670	2,380	0,208	0,890

Приложение 12

***Коэффициенты активности ионов в водных растворах (при 298K)***

Ионы	Коэффициент активности для ионной силы					
	0,001	0,01	0,02	0,05	0,07	0,1
Однозарядные	0,98	0,92	0,89	0,85	0,83	0,80
Двухзарядные	0,77	0,58	0,50	0,40	0,36	0,30
Трехзарядные	0,73	0,47	0,37	0,28	0,25	0,21

Приложение 13

***Концентрации катионов водорода, гидроксид-ионов, рН и рОН для разбавленных водных растворов кислот, оснований, солей***

Среда	$[H^+]$	рН	$[OH^-]$	рОН
Сильнокислая	$10^0$	0	$10^{-14}$	14
	$10^{-1}$	1	$10^{-13}$	13
	$10^{-2}$	2	$10^{-12}$	12
Кислая	$10^{-3}$	3	$10^{-11}$	11
	$10^{-4}$	4	$10^{-10}$	10
Слабокислая	$10^{-5}$	5	$10^{-9}$	9
	$10^{-6}$	6	$10^{-8}$	8
Нейтральная	$10^{-7}$	7	$10^{-7}$	7
Слабощелочная	$10^{-8}$	8	$10^{-6}$	6
	$10^{-9}$	9	$10^{-5}$	5
Щелочная	$10^{-10}$	10	$10^{-4}$	4
	$10^{-11}$	11	$10^{-3}$	3
Сильнощелочная	$10^{-12}$	12	$10^{-2}$	2
	$10^{-13}$	13	$10^{-1}$	1
	$10^{-14}$	14	$10^0$	0

**Важнейшие индикаторы**

Название индикатора	Цвет индикатора в различных средах		
	в кислой	в нейтральной	в щелочной
Метиловый оранжевый	Красный ( $\text{pH} < 3,1$ )	Оранжевый ( $3,1 < \text{pH} < 4,4$ )	Желтый ( $\text{pH} > 4,4$ )
Метиловый красный	Красный ( $\text{pH} < 4,2$ )	Оранжевый ( $4,2 < \text{pH} < 6,3$ )	Желтый ( $\text{pH} > 6,3$ )
Фенолфталеин	Бесцветный ( $\text{pH} < 8,0$ )	Бледно-малиновый ( $8,0 < \text{pH} < 9,8$ )	Малиновый ( $\text{pH} > 9,8$ )
Лакмус	Красный ( $\text{pH} < 5,0$ )	Фиолетовый ( $5,0 < \text{pH} < 8,0$ )	Синий ( $\text{pH} > 8,0$ )

**Степень гидролиза 0,1 М растворов некоторых солей при 25°C**

Формула соли	Степень гидролиза, %	Формула соли	Степень гидролиза, %
$\text{NaHSO}_3$	0,0002	$\text{CH}_3\text{COONH}_4$	0,5
$\text{NaH}_2\text{PO}_4$	0,0004	$\text{KCN}$	1,2
$\text{NaHCO}_3$	0,005	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	3,5
$\text{NH}_4\text{Cl}$	0,007	$\text{Na}_2\text{CO}_3$	5,0
$\text{CH}_3\text{COONa}$	0,007	$\text{NH}_4\text{HS}$	7,0
$\text{NaHS}$	0,1	$\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$	32,0
$\text{Na}_2\text{CO}_3$	0,13	$\text{Na}_3\text{PO}_4$	34,0
$\text{Na}_2\text{HCO}_3$	0,13	$\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$	40,0
$\text{NaClO}$	0,18	$\text{Na}_2\text{S}$	99,0
$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$	0,5	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	99,0

**Термодинамические характеристики некоторых веществ  
(стандартные условия)**

Вещество (состояние)	$\Delta H^0$ образования, кДж/моль	$S^0$ Дж/К·моль	$\Delta G^0$ , кДж/моль
H <sub>2</sub> (г)	0	130,7	0
O <sub>2</sub> (г)	0	205,18	0
N <sub>2</sub> (г)	0	191,49	0
C (графит)	0	5,21	0
H <sub>2</sub> O (жидк.)	-285,0	70,08	237,1
H <sub>2</sub> O (пар)	-241,82	188,78	-228,6
CO <sub>2</sub> (г)	-393,51	213,65	-394,4
CO(г)	-110,53	197,57	-137,2
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> (г)	226,75	200,08	209,2
CH <sub>4</sub> (г)	-74,85	186,19	-50,5
CH <sub>3</sub> COOH(ж)	-484,2	160,44	-392,5
CH <sub>3</sub> COOC <sub>2</sub> H <sub>5</sub> (г)	-215,57	-153,5	294,9
CH <sub>3</sub> OH(ж)	-201,17	126,8	-167,09
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	-1676,8	50,92	-1582,3
CaO(к)	-635,5	38,10	-604,20
Ca(OH) <sub>2</sub> (к)	-986,5	83,40	-898,49
CaCO <sub>3</sub> (к)	-1206,60	91,71	-1128,75
CaC <sub>2</sub> (к)	-59,8	70,0	-64,9
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	-822,10	84,96	-740,35
Fe(к)	0	27,32	0
Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub> (к)	-1117,13	146,19	-1014,16
FeO(к)	-264,85	60,75	-244,30
SO <sub>3</sub> (г)	-396,1	256,65	-371,1
NH <sub>3</sub> (г)	-46,10	192,7	-16,45
NO(г)	90,25	210,66	86,69
NO <sub>2</sub> (г)	33,18	239,95	51,84
N <sub>2</sub> O(г)	82,05	219,88	104,20
Cl <sub>2</sub> (г)	0	222,95	0
Br <sub>2</sub> (г)	0	152,21	0
J <sub>2</sub> (г)	0	116,15	0
C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub>	-1274,45	-910,56	212,13
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH(г)	-234,60	282,42	-168,07
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH(ж)	-276,94	161,00	-174,21
CS <sub>2</sub> (г)	115,28	237,76	67,09
CS <sub>2</sub> (ж)	89,0	151,3	64,6
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (ж)	-814,21	156,90	-690,29
H <sub>2</sub> S(г)	-20,63	205,64	-33,56
HCl(г)	-92,31	186,68	-95,20
CuO(к)	-162,00	42,74	-129,70
CuCl <sub>2</sub> (к)	-218,00	108,07	-161,58
K(к)	0	64,7	0
KOH(к)	-424,58	78,87	-378,51
K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (к)	-1437,8	175,6	-1321,4
SO <sub>2</sub> (г)	-296,8	248,2	-300,1

**Относительная электроотрицательность элементов  
(по Полингу)**

Группа							
1	2	3	4	5	6	7	8
H 2.1							
Li 1.0	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	
Na 0.9	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.6	Cl 3.0	
K 0.9	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.7	Fe 1.9 Co 1.9 Ni 1.9
Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.6	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2 Rh 2.2 Pd 2.2
Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe 2.6
Cs 0.7	Ba 0.9	La-Li 1.0-1.2	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2 Ir 2.2 Pt 2.2
Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.9	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	
Fr 0.7	Ra 0.9	Ac-Md 1.1-1.2					



**Электродные потенциалы в водных растворах при 25°C и при парциальном давлении газов, равном нормальному атмосферному давлению**

Электродный процесс	Значение стандартного электродного потенциала ( $E^\circ$ ), В
$\text{Li}^+ + e = \text{Li}$	- 3,045
$\text{K}^+ + e = \text{K}$	- 2,925
$\text{Ca}^{2+} + 2e = \text{Ca}$	- 2,866
$\text{Na}^+ + e = \text{Na}$	- 2,714
$\text{Mg}^{2+} + 2e = \text{Mg}$	- 2,363
$\text{Al}^{3+} + 3e = \text{Al}$	- 1,662
$\text{Ti}^{2+} + 2e = \text{Ti}$	- 1,628
$\text{Mn}^{2+} + 2e = \text{Mn}$	- 1,180
$\text{Zn}^{2+} + 2e = \text{Zn}$	- 0,763
$\text{Cr}^{3+} + 3e = \text{Cr}$	- 0,744
$\text{Fe}^{2+} + 2e = \text{Fe}$	- 0,44
$\text{Cd}^{2+} + 2e = \text{Cd}$	- 0,40
$\text{Co}^{2+} + 2e = \text{Co}$	- 0,28
$\text{Ni}^{2+} + 2e = \text{Ni}$	- 0,25
$\text{Sn}^{2+} + 2e = \text{Sn}$	- 0,14
$\text{Pb}^{2+} + 2e = \text{Pb}$	- 0,13
$\text{Fe}^{3+} + 3e = \text{Fe}$	- 0,036
$2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2$	0,00
$\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$	0,34
$\text{Hg}_2^{2+} + 2e = 2\text{Hg}$	0,79
$\text{Ag}^+ + e = \text{Ag}$	0,80
$\text{Hg}^{2+} + 2e = \text{Hg}$	0,85
$\text{Pt}^{2+} + 2e = \text{Pt}$	1,20
$\text{A}_4 + 3e = \text{A}_4$	1,50

*Некоторые окислители и продукты их восстановления*

Формула, название	Продукты восстановления окислителя
Галогены: $F_2$ , $Cl_2$ , $Br_2$ , $I_2$	Галогенид-ионы: $F^-$ , $Cl^-$ , $Br^-$ , $I^-$
Концентрированная серная кислота $H_2SO_4$	$SO_2$ - малоактивные металлы: Cu, Pb - более активные металлы: Zn, Fe, Al, $H_2S$ - активные металлы: Ca, Mg
Концентрированная азотная кислота $HNO_3$	$NO_2$ – металлы; $NO$ – неметаллы
Разбавленная азотная кислота $HNO_3$	O – малоактивные металлы: Cu, Pb, $O_2$ - более активные металлы: Zn, Fe, Al, $NH_3$ , $NH_4^+$ , $NO_2$ - активные металлы: Ca, Mg
Перманганат калия $KMnO_4$	$Mn^{2+}$ - кислотная среда $MnO^{2+}$ - нейтральная, слабощелочная среда; $K_2MnO_4$ – сильнощелочная среда
Бихромат калия $K_2Cr_2O_7$	$Cr^{3+}$ - кислотная среда
Хромат калия $K_2CrO_4$	$[Cr(OH)_6]^{3-}$ -щелочная среда
Оксид свинца (4)	Оксид свинца (2)
Соли Fe (3)	Соли Fe(2)
Соли Bi(3)	$Bi^0$
Йодат калия $KIO_3$	$I_2$
Хлорноватистая кислота $HClO$ , Гипохлориты ( $KClO$ )	$Cl_2$ , $Cl^-$
Бертолетова соль ( $KClO_3$ )	$Cl_2$ , $Cl^-$
Перекись водорода ( $H_2O_2$ )	$H_2O$

*Некоторые восстановители и продукты их окисления*

Восстанови- тель	Продукт окисления восстановите- ля	Окисли- тель	Среда или реагент	Продукт восстановле- ния окислите- ля
Металлы	Me <sup>n+</sup>	Галогены F <sub>2</sub> , Cl <sub>2</sub> , Br <sub>2</sub>		Ионы галоге- нов 2F <sup>-</sup> , 2Cl <sup>-</sup> , 2Br <sup>-</sup>
H <sub>2</sub>	2H <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> конц.	С активными металлами	H <sub>2</sub> S
HCl, HBr, HF, HI и их соли	Cl <sub>2</sub> , Br <sub>2</sub> , F <sub>2</sub> , I <sub>2</sub>		С металлами средней ак- тивности	S <sup>0</sup>
H <sub>2</sub> S и сульфиды	S <sup>0</sup>		С малоактив- ными метал- лами	SO <sub>2</sub>
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> и сульфиты	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> и сульфаты	HNO <sub>3</sub> конц.	С металлами	NO <sub>2</sub>
			С неметалла- ми	NO
HNO <sub>2</sub> и нитриты	HNO <sub>3</sub> и нит- раты	HNO <sub>3</sub> разб.	С активными металлами	NH <sub>3</sub>
			С металлами средней ак- тивности	N <sub>2</sub> O
Соли с ионом Fe <sup>+2</sup>	Соли с ионом Fe <sup>+3</sup>			С малоактив- ными метал- лами
Соли с ионом Cr <sup>+3</sup>	Щелочная среда – CrO <sub>2</sub> <sup>-2</sup>	KMnO <sub>4</sub>	Кислая среда (H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> )	Mn <sup>+2</sup> SO <sub>4</sub>
	Кислая среда – CrO <sub>7</sub> <sup>-2</sup>		Нейтральная среда	MnO <sub>2</sub>
				Щелочная среда (KOH, NaOH)
Соли с ионом Sn <sup>+2</sup>	Sn <sup>+4</sup>	K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Кислая среда (H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> )	Cr <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>
			Щелочная среда	KCrO <sub>2</sub>

**Константы нестойкости некоторых  
комплексных соединений**

Комплексный ион	Значение константы нестойкости, $K_n$	Комплексный ион	Значение константы нестойкости, $K_n$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$9 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$2 \cdot 10^{-17}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$8 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1 \cdot 10^{-37}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$8 \cdot 10^{-6}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-44}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$6 \cdot 10^{-36}$	$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$	$4 \cdot 10^{-41}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$5 \cdot 10^{-14}$	$[\text{Fe}(\text{CNS})_6]^{3-}$	$5 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2 \cdot 10^{-9}$	$[\text{Hg}(\text{CNS})_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$4 \cdot 10^{-9}$	$[\text{CdCl}_4]^{2-}$	$9 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-21}$	$[\text{CdI}_4]^{2-}$	$5 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Co}(\text{CN})_4]^{2-}$	$8 \cdot 10^{-20}$	$[\text{NgCl}_4]^{2-}$	$6 \cdot 10^{-17}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$	$5 \cdot 10^{-28}$	$[\text{HgBr}_4]^{2-}$	$2 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$3 \cdot 10^{-16}$	$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$5 \cdot 10^{-31}$

## БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

### *Основной*

*Мартынова Т.В.* Неорганическая химия: учебник / Т.В. Мартынова, И.И. Супоницкая, Ю.С. Агеева. – Москва: ИНФРА-М, 2021. – 336 с. (ЭБС Инфра-М: URL: <https://znanium.com/catalog/product/1206069>)

### *Дополнительный*

1. *Иванов В.Г.* Неорганическая химия. Краткий курс / В.Г. Иванов, О.Н. Гева. – М.: КУРС: НИЦ ИНФРА-М, 2019. – 256 с. – (ЭБС Инфра-М: <https://znanium.com/catalog/product/1026945>)
2. *Гаршин, А. П.* Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах, химических реакциях: учебное пособие / А.П. Гаршин. – 2-е изд., испр. и доп. – Москва: ИНФРА-М, 2021. – 304 с. (ЭБС Инфра-М : <https://znanium.com/catalog/product/1070937>).

## СОДЕРЖАНИЕ

<b>Предисловие.....</b>	<b>3</b>
<b>Введение.....</b>	<b>4</b>
<b>Раздел 1. Классы неорганических соединений.....</b>	<b>7</b>
Тема 1. Классификация химических веществ.....	7
Тема 2. Основные классы неорганических веществ.....	8
<b>Раздел 2. Растворы.....</b>	<b>25</b>
Тема 3. Понятие о растворах. Способы выражения концентрации и коллигативные свойства растворов.....	25
Лабораторная работа № 1. Приготовление раствора поваренной соли (NaCl) заданной концентрации.....	28
Тема 4. Реакции в растворах электролитов. Гидролиз солей.....	34
Лабораторная работа № 2. Реакции в растворах электролитов. Гидролиз солей.....	42
<b>Раздел 3. Основные закономерности химических превращений.....</b>	<b>46</b>
Тема 5. Энергетика химических процессов.....	46
Тема 6. Скорость химических реакций и химическое равновесие.....	51
Лабораторная работа № 3. Влияние различных факторов на скорость химических реакций.....	56
<b>Раздел 4. Строение атома и химическая связь. Периодический закон Д.И. Менделеева.....</b>	<b>64</b>
Тема 7. Строение атома. Периодический закон Д.И. Менделеева.....	64
Тема 8. Химическая связь.....	69
<b>Раздел 5. Окислительно-восстановительные процессы...</b>	<b>73</b>
Тема 9. Окислительно-восстановительные реакции.....	73
Лабораторная работа № 4. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР).....	77
<b>Раздел 6. Комплексные соединения.....</b>	<b>81</b>
Тема 11. Комплексные соединения.....	81
Лабораторная работа № 5. Комплексные соединения.....	85

<b>Раздел 7. Неорганическая химия элементов и их соединений.....</b>	<b>90</b>
Тема 12. Химия s – элементов.....	90
Тема 13. Химия p-элементов.....	92
Тема 14. Химия d-элементов.....	94
<b>Приложения.....</b>	<b>97</b>
<b>Библиографический список.....</b>	<b>117</b>

Коваль Юлия Ивановна  
Бокова Татьяна Ивановна

## **НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

Учебно- методическое пособие  
для выполнения лабораторных и самостоятельных работ  
по дисциплине

Издается в авторской редакции

Подписано в печать 2022 г.  
Формат 60 x 84 1/16 Объем 3,81 уч.- изд. л., 7,5 усл. печ. л.  
Тираж 100 экз.  
Изд. № Заказ №

---

Издательский центр НГАУ «Золотой колос»  
630039, Новосибирск, ул. Добролюбова, 160, оф.106  
Тел. (383) 267-09-10, 2134539@mail.ru