

Государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования "Красноярский государственный
медицинский университет имени профессора В.Ф.Войно-Ясенецкого"
Министерства здравоохранения Российской Федерации

Фармацевтический колледж

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

СБОРНИК МЕТОДИЧЕСКИХ УКАЗАНИЙ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ К ВНЕАУДИТОРНОЙ (САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ) РАБОТЕ

по специальности 33.02.01 – Фармация (очная форма обучения)

Красноярск
2015

УДК 54(07)
ББК 24.1
О-28

Общая и неорганическая химия : сб. метод. указаний для обучающихся к внеаудитор. (самостоят.) работе по специальности 33.02.01 – Фармация (очная форма обучения) / сост. Л.В. Ростовцева, Е.Н. Казакова ; Фармацевтический колледж. – Красноярск : тип. КрасГМУ, 2015. – 69 с.

Составители: Ростовцева Л.В.;
Казакова Е.Н.

Сборник методических указаний предназначен для внеаудиторной работы обучающихся. Составлен в соответствии с ФГОС СПО 2014 г. по специальности 33.02.01 – Фармация (очная форма обучения), рабочей программой дисциплины (2014 г.) и СТО СМК 4.2.01-11. Выпуск 3.

Рекомендован к изданию по решению методического совета (Протокол №__ от «__»_____2015).

КрасГМУ
2015

ОГЛАВЛЕНИЕ

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА.....	4
Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Теория строения вещества.....	5
Классы неорганических соединений.....	12
Комплексные соединения.....	18
Растворы.....	22
Теория электролитической диссоциации. Гидролиз солей.....	30
Окислительно-восстановительные реакции.	
Метод электронного баланса и ионно-электронный метод.....	36
Галогены. Халькогены.....	42
<i>p</i> -элементы главной подгруппы V, IV, III групп.....	48
<i>s</i> -, <i>d</i> - элементы I, II группы главной и побочной подгруппы.....	54
<i>d</i> - элементы VI, VII, VIII групп побочной подгруппы...	60
ПЕРЕЧЕНЬ КОНСПЕКТОВ, РЕФЕРАТОВ И ПРЕЗЕНТАЦИЙ.....	66
ЛИТЕРАТУРА.....	67
ПРИЛОЖЕНИЕ 1. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.....	68
ПРИЛОЖЕНИЕ 2. Таблица растворимости кислот, оснований и солей в воде.....	69

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Сборник методических указаний для внеаудиторной (самостоятельной) работы по общей и неорганической химии предназначен для студентов, обучающихся по специальности 33.02.01 – Фармация.

Сборник составлен для самоподготовки обучающихся к практическим занятиям, закрепления знаний и умений, их углубления и расширения, а также развития самостоятельности студентов.

Для подготовки к практическому занятию необходимо изучить основной теоретический материал, который рассматривается на аудиторных занятиях. После изучения темы предлагается ответить на вопросы для самоподготовки.

Для углубленного изучения темы, формирования умений в пособие предлагается выполнение обязательной внеаудиторной работы. Самостоятельная работа состоит из заданий, которые необходимо выполнить по завершению изученной темы.

Одним из видов внеаудиторной самостоятельной работы является составление конспекта, подготовка рефератов и презентаций, тематика и требования к которым представлены в главе «Перечень конспектов, рефератов и презентаций».

Содержание пособия соответствует требованиям Федерального государственного образовательного стандарта среднего профессионального образования по специальности.

В результате освоения учебной дисциплины обучающийся должен **уметь:**

- доказывать с помощью химических реакций химические свойства веществ неорганической природы, в том числе лекарственных;
- составлять формулы комплексных соединений и давать им названия;

знать:

- периодический закон и характеристику элементов периодической системы Д.И. Менделеева;
- основы теории протекания химических процессов;
- строение и реакционные способности неорганических соединений;
- способы получения неорганических соединений;
- теорию растворов и способы выражения концентрации растворов;
- формулы лекарственных средств неорганической природы

Тема: ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА. ТЕОРИЯ СТРОЕНИЯ ВЕЩЕСТВА

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен **знать:**

- периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева;
- электронное строение атомов элементов;
- характеристика элементов I-IV периодов, исходя из их положения в периодической системе, с точки зрения теории строения атома.

уметь:

- давать характеристику строения атома химического элемента на основании его положения в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева,
- составлять электронные и электронно-графические формулы атомов элементов в основном и возбужденном состоянии,
- определять валентные возможности и степени окисления атомов элементов по электронно-графическим формулам.

Значение темы

Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева – основа современной химии. С открытием периодического закона химия перестала быть описательной наукой – она получила инструмент научного предвидения. Закон помогает ученым создавать новые химические элементы и новые соединения элементов, получать вещества с нужными свойствами.

Открытие периодического закона способствовало развитию учения о строении атома. Изучение строения атома вскрывает физический смысл периодического закона и объясняет закономерности изменения свойств элементов в периодах и группах периодической системы. Знание строения атомов является необходимым для понимания причин образования химической связи. Природа химической связи в молекулах определяет свойства веществ.

Периодический закон играет важную роль в развитии всего естествознания (физики, биологии и других наук), имеет большое философское значение – он подтвердил наиболее общие законы природы.

Краткое содержание темы

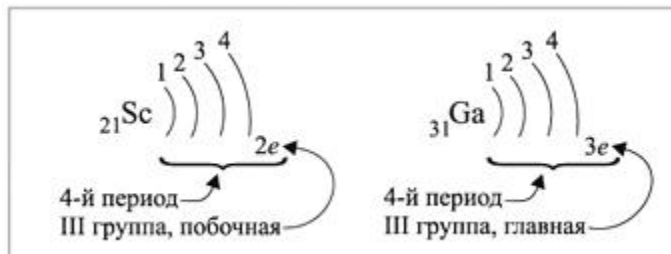
Состояние электрона в атоме описывают:

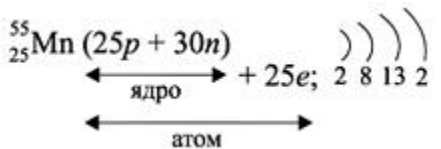
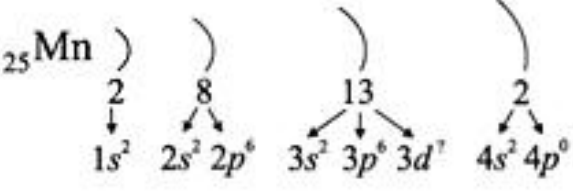
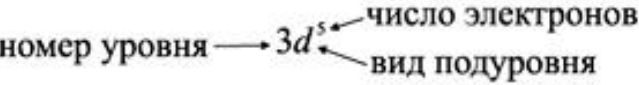
- **схема электронного строения** - показывает количество уровней в атоме и распределение электронов по энергетическим уровням;

- **электронная формула** – показывает распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням;
- **электронно-графическая формула** – показывает распределение электронов по уровням, подуровням, а также спины электронов.

Таблица 1.

Алгоритм составления схемы электронного строения и электронной формулы

Последовательность действий	Примеры
1. Определить общее число электронов в атоме (по порядковому номеру).	Общее <i>число электронов в нейтральном атоме</i> равно порядковому номеру, т.е. заряду ядра атома: 
2. Определить число энергетических уровней (по номеру периода).	<i>Число энергетических уровней в атоме</i> равно номеру периода, в котором находится химический элемент. Энергетические уровни условно обозначают так (например, для Al): 
3. Определить число внешних электронов (по виду подгруппы и номеру группы). <i>число внешних электронов равно:</i> • для элементов главных подгрупп – номеру группы; • для элементов побочных подгрупп оно не может быть больше двух.	 <i>Схема определения числа внешних электронов атомов</i>

4. Указать число электронов на всех уровнях, кроме предпоследнего. На каждом энергетическом уровне может находиться ограниченное число электронов: • на первом – не более двух электронов; • на втором – не более восьми электронов; • на третьем – не более восемнадцати электронов.	
5. Рассчитать число электронов на предпоследнем уровне.	Всего $25e$; распределили $(2 + 8 + 2) = 12e$; значит, на третьем уровне находится: $25 - 12 = 13e$. Получили распределение электронов в атоме марганца: 
6. Распределить электроны по энергетическим подуровням. Число возможных подуровней равно номеру уровня. Первый уровень состоит из одного s-подуровня. Второй уровень состоит из двух подуровней – s и p. Третий уровень – из трех подуровней – s, p и d. На каждом подуровне может находиться строго ограниченное число электронов: на s-подуровне – не больше $2e$ на p-подуровне – не больше $6e$;	 В целом электронная конфигурация атома марганца записывается так: ${}_{25}\text{Mn } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2.$ Здесь и далее приняты следующие обозначения: 

на <i>d</i>-подуровне – не больше $10e^-$ Подуровни одного уровня заполняются в строго определенном порядке: $s \rightarrow p \rightarrow d$.	
7. Определить число валентных электронов. Валентные электроны находятся на внешнем энергетическом уровне (для элементов главных подгрупп) и незавершенном <i>d</i>-подуровне предвнешнего уровня (для элементов побочных подгрупп).	Определим число валентных электронов для марганца: $\text{Mn} \quad \underbrace{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6}_{\substack{\text{завершенные} \\ \text{уровни} \\ \text{и подуровни}}} \quad \underbrace{3d^5 4s^2}_{\substack{\text{валентные} \\ \text{электроны}}}$ или сокращенно: $\text{Mn} \dots 3d^5 4s^2$.

Таблица 2.

Характеристика состояния электронов в атоме

Энергетический уровень	<i>n</i>	Подуровни		Значение m_l	Число АО
		буквенное обозначение	значение <i>l</i>		
K	1	s	0	0	1
L	2	s	0	0	1
		p	1	-1, 0, +1	3
M	3	s	0	0	1
		p	1	-1, 0, +1	3
		d	2	-2, -1, 0, +1, +2	5
N	4	s	0	0	1
		p	1	-1, 0, +1	3
		d	2	-2, -1, 0, +1, +2	5
		f	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7

Вопросы для самоподготовки

1. Как сформулировал Д.И. Менделеев периодический закон? Какова современная формулировка периодического закона?
2. Что является графическим изображением периодического закона? Расскажите о структуре периодической системы.
3. Каков физический смысл порядкового номера химического элемента, номера периода, номера группы? Приведите примеры.

4. Как изменяются радиус атома, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность, металличность и неметалличность элементов в малых периодах и главных подгруппах?
5. Что называется атомной орбиталью? Что такое электронное облако?
6. Что характеризует и какие значения принимает главное квантовое число?
7. Что такое энергетический уровень? Чему равно число электронов на данном энергетическом уровне?
8. Что характеризует и какие значения принимает побочное квантовое число?
9. Что такое энергетический подуровень? Чему равно число электронов на данном энергетическом подуровне?
10. Что характеризует и какие значения принимает магнитное квантовое число?
11. Что характеризует и какие значения принимает спиновое квантовое число?
12. Охарактеризуйте основные правила и принципы заполнения орбиталей электронами:
 - а) принцип минимальной энергии,
 - б) Правило Клечковского,
 - в) принцип запрета Паули,
 - г) правило Гунда.

Задания для самостоятельной работы студентов

1. Опишите строение атома и составьте электронные и электронно-графические конфигурации атомов элементов с порядковыми номерами 16 и 28 в основном и возбужденном состоянии. К какому электронному семейству относится каждый из элементов?
2. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: $4d$ или $5s$; $5p$ или $6s$? Почему? Составьте электронную и электронно-графическую формулу атома элемента с порядковым номером 43.
3. Опишите строение атома и составьте электронную формулу элемента с порядковым номером 22, укажите его валентные электроны. Какое максимальное число может принимать s - p - d - f - орбитали данного энергетического уровня? Почему?
4. Заполните таблицу «Виды химической связи» и распределите вещества по виду химической связи в колонке «Примеры веществ»: SiO_2 , N_2 , H_2O , CaCl_2 , Zn , O_2 , CH_4 , KI , NH_3 , Cu , I_2 , LiBr , S_8 , HF .

Виды химической связи

Виды химической связи				
Ионная	Ковалентная		Металлическая	Водородная
	полярная	неполярная		
Природа связанных химических элементов				
Механизм образования химической связи				
Схема образования связи				
Тип кристаллической решетки				
Примеры веществ				

Раздел самоконтроля

Выберите один правильный вариант ответа

1. ЧИСЛО ЭЛЕКТРОНОВ НАХОДИТСЯ НА $3p$ -ПОДУРОВНЕ В ОСНОВНОМ СОСТОЯНИИ АТОМА ФОСФОРА

- 1) 5
- 2) 3
- 3) 7
- 4) 1

2. ЧИСЛО ПРОТОНОВ В ИОНЕ F^-

- 1) 19
- 2) 20
- 3) 9
- 4) 10

3. РАЗМЕР ОРБИТАЛЕЙ И ЭЛЕКТРОННЫХ ОБЛАКОВ ХАРАКТЕРИЗУЕТ КВАНТОВОЕ ЧИСЛО

- 1) главное
- 2) орбитальное
- 3) магнитное
- 4) спиновое

4. ЗНАЧЕНИЯ МАГНИТНОГО КВАНТОВОГО ЧИСЛА ДЛЯ ОРБИТАЛЕЙ d - ПОДУРОВНЯ

- 1) 0, 1, 2
- 2) -1, 0 +1
- 3) -2, -1, 0, +1, +2
- 4) 1, 2, 3

5. ФОРМУЛА ЭЛЕМЕНТА С БОЛЕЕ ВЫРАЖЕННЫМИ НЕМЕТАЛЛИЧЕСКИМИ СВОЙСТВАМИ

- 1) C
- 2) N
- 3) O
- 4) F

6. ФОРМУЛА ВЫСШЕГО ОКСИДА ЭЛЕМЕНТА III ПЕРИОДА, В АТОМЕ КОТОРОГО В ОСНОВНОМ СОСТОЯНИИ СОДЕРЖИТСЯ ТРИ НЕСПАРЕННЫХ ЭЛЕКТРОНА

- 1) $\text{Э}_2\text{O}_3$
- 2) $\text{Э}_2\text{O}_5$
- 3) ЭO_2
- 4) $\text{Э}_2\text{O}_7$

7. ЧИСЛО ОРБИТАЛЕЙ НА f -ПОДУРОВНЕ

- 1) 1
- 2) 3
- 3) 5
- 4) 7

8. ОБОЗНАЧЕНИЕ ПОДУРОВНЯ, ДЛЯ КОТОРОГО $n=4$ и $l=0$

- 1) $4f$
- 2) $4d$
- 3) $4p$
- 4) $4s$

9. ВЫСШАЯ ВАЛЕНТНОСТЬ ЭЛЕМЕНТА С ПОРЯДКОВЫМ НОМЕРОМ 53

- 1) III
- 2) V
- 3) VII
- 4) I

10. В РЯДУ $\text{F} \rightarrow \text{Cl} \rightarrow \text{Br} \rightarrow \text{I}$

- 1) увеличивается число валентных электронов
- 2) уменьшается радиус атома
- 3) увеличивается число электронных слоев
- 4) уменьшается степень окисления в высших оксидах

Эталон ответов

№ вопроса	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Вариант ответа	2	3	1	3	4	2	4	4	3	3

Тема: КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен **знать:**

- классификация неорганических веществ,
- способы получения, номенклатура, физические и химические свойства основных, кислотных и амфотерных оксидов; амфотерных гидроксидов, кислот, оснований.
- генетическая связь между классами неорганических веществ

уметь:

- подтверждать химическими реакциями свойства оксидов, кислот, оснований, амфотерных гидроксидов и солей, в т.ч. лекарственных веществ; оставлять генетические ряды и соответствующие им уравнения химических реакций

Значение темы

В настоящее время известно более 100 тысяч неорганических веществ. Все неорганические вещества можно разделить на классы. Каждый класс объединяет вещества, сходные по свойствам и составу.

В номенклатуре лекарственных средств значительное место занимают неорганические соединения. Около ста статей, включенных в ГФ РФ, составляют фармакопейные статьи по неорганическим фармацевтическим препаратам.

Четкое представление о свойствах и способах получения важнейших классов неорганических соединений необходимо для успешного изучения свойств отдельных химических элементов и их соединений, в т.ч. лекарственных, а также имеет важное значение при изучении специальных дисциплин – аналитическая химия, фармацевтическая химия, фармацевтическая технология, фармакология и др.

Краткое содержание темы

Все неорганические вещества делятся на простые и сложные.

Простые вещества подразделяются на металлы, неметаллы и инертные газы (в настоящее время их всё чаще относят к неметаллам, т.к. для многих из них был синтезирован ряд химических соединений).

Важнейшими классами сложных неорганических веществ являются оксиды, основания, кислоты, амфотерные гидроксиды, соли.

Единство и многообразие химических веществ наиболее ярко проявляется в генетической связи, которая отражается в так называемых генетических рядах.

Генетическим называют ряд веществ - представителей разных классов, являющихся соединениями одного элемента, связанных взаимопревращениями и отражающих общность происхождения этих веществ или их *генезис*.

Генетическая связь – понятие более общее, чем генетический ряд, который является ярким, но частным проявлением этой связи, которая реализуется при любых взаимопревращениях веществ.

Таблица 1.

Классификация неорганических соединений

Оксиды /Э _x O _y ⁻² /			Основания /Me ⁺ⁿ (OH) _n /		Кислоты /H _x Ac/			Соли
солеобразующие			По растворимости		По содержанию кислорода			Средние Me _x A _y
Основ ные	Амфоте рные	Кислот ные	Раствор имые /щелочи/	Нерас твори мые	Кислородсо держажие		Бескислород ные	Кислые /NaHSO ₄ /
Me ⁺¹ ₂ O	Me ⁺³ ₂ O ₃	Me ⁺⁵ ₂ O ₅	I – A группа	Все осталь ные	HNO ₃ H ₂ SO ₄ HClO ₄		HCl H ₂ S	Основные /CuOHCl/
Me ⁺² O	Me ⁺⁴ O ₂	Me ⁺⁶ O ₃	LiOH NaOH		По основности /x/			Двойные KAl(SO ₄) ₂
	Исключе ния /ст.ок +2/: ZnO SnO PbO BeO	Me ⁺⁷ ₂ O ₇	KOH RbOH CsOH II-A группа		x = 1 одноосн овные	x = 2 двухос новные	x = 3 трехос новные	Комплексные Na[Al(OH) ₄]
		Неме _x O _y	Ca(OH) ₂ Sr(OH) ₂ Ba(OH) ₂		HCl HNO ₃ HClO ₄	H ₂ SO ₄ H ₂ S H ₂ SO ₃	H ₃ PO ₄	
Пример:								
CrO	Cr ₂ O ₃	CrO ₃						
Несолеобразующие: CO, SiO, NO, N ₂ O								

Таблица 2.

Общие химические свойства и способы получения основных классов неорганических веществ

	Металл	Вода	Оксид металла	Основание	Соль
Неметалл	соль оксид	-	-	-	-
Вода	щелочь + H ₂ ↑ ¹ оксид + H ₂ ↑ ²	-	щелочь ³	-	гидролиз некоторых солей
Оксид неметалла	-	кислота ⁴	соль	соль + H ₂ O ⁵	-
Кислота	соль + H ₂ ↑ ⁶	-	соль + H ₂ O	соль + H ₂ O	другая соль + другая кислота (↓ или ↑)
Соль	другая соль + другой металл ⁷	гидролиз некоторых солей	-	другая соль + другое основание ⁸ (↓)	две новые соли (↓)

Пояснения и примеры к таблице 2 «Общие химические свойства и способы получения основных классов неорганических веществ»

- Только щелочные и щелочноземельные металлы (I и II группа главная подгруппа, кроме Be и Mg)

$$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$$
- Менее активные металлы в ряду активности до водорода при t°

$$\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ZnO} + \text{H}_2$$
- Только оксиды щелочных и щелочноземельных металлов

$$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$$
- Исключение: оксид кремния (IV) SiO₂ с водой не реагирует

$$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$$

5. В реакцию вступают растворимые в воде основания – щелочи

$$2\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$$
6. Металлы, стоящие в ряду напряжения до водорода. Исключение: для реакции не следует брать конц. серную кислоту H_2SO_4 и азотную кислоту HNO_3 любой концентрации.

$$\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$$

$$\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$
7. Более активный металл вытесняет менее активный из раствора его соли согласно ряду активности металлов. Не следует брать щелочные и щелочноземельные металлы, т.к. они активно взаимодействуют с водой

$$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} \rightarrow \text{Cu} + \text{FeSO}_4$$
8. В реакцию вступают только основания растворимые в воде (щелочи), при этом образуется не растворимое основание ($\downarrow$)

$$\text{AlCl}_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$$

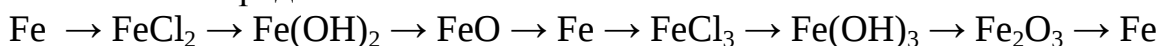
Вопросы для самоподготовки

1. Что такое оксиды? Классификация оксидов.
2. Что такое основания? Классификация оснований.
3. Что такое кислоты? Классификация кислот.
4. Что такое амфотерные гидроксиды?
5. Что такое соли? Классификация солей.

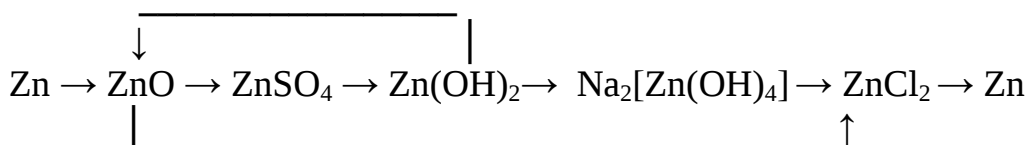
Задания для самостоятельной работы студентов

1. Осуществите схемы превращений между классами неорганических соединений

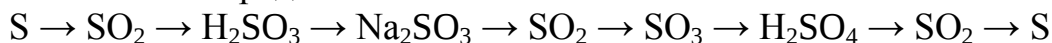
Генетический ряд металла:



Генетический ряд металла, которому соответствуют амфотерные оксиды и гидроксиды:



Генетический ряд неметалла:



Раздел самоконтроля

Выберите один правильный вариант ответа

1. ОКСИД, ОБРАЗУЮЩИЙ КИСЛОТУ СОСТАВА H_2EO_3

- 1) CO_2
- 2) P_2O_5
- 3) SO_3
- 4) N_2O_5

2. ТОЛЬКО ОСНОВНЫЕ ОКСИДЫ НАХОДЯТСЯ В РЯДУ

- 1) ZnO , CO_2 , CaO , N_2O
- 2) CaO , K_2O , MgO , SiO_2
- 3) BaO , Li_2O , MnO , CrO_3
- 4) CaO , Li_2O , MgO , Na_2O

3. АМФОТЕРНЫЙ ОКСИД

- 1) CO_2
- 2) MgO
- 3) Al_2O_3
- 4) Na_2O

4. ПАРА ВЕЩЕСТВ, ВЗАИМОДЕЙСТВУЮЩИХ С ОКСИДОМ СЕРЫ (VI)

- 1) оксид фосфора (V) и вода
- 2) оксид фосфора (V) и гидроксид натрия
- 3) гидроксид калия и вода
- 4) оксид кальция и углекислый газ

5. РЯД, В КОТОРОМ ВСЕ ВЕЩЕСТВА ПРИ ДОБАВЛЕНИИ ВОДЫ ОБРАЗУЮТ ЩЕЛОЧИ

- 1) Na_2O , Li , CaO , K
- 2) Fe_2O_3 , Li , CaO , Na
- 3) Al_2O_3 , CO_2 , Li , Fe_2O_3
- 4) CaO , Na_2O , Al_2O_3 , Ca

6. ГИДРОКСИД КАЛИЯ ВЗАИМОДЕЙСТВУЕТ С КАЖДЫМ ИЗ ДВУХ ВЕЩЕСТВ

- 1) NH_3 и HCl
- 2) CO_2 и $CuCl_2$
- 3) H_2SO_4 и $NaNO_3$
- 4) MgO и HNO_3

7. ДВУХОСНОВНАЯ СЛАБАЯ КИСЛОТА

- 1) азотная
- 2) серная
- 3) сероводородная
- 4) бромоводородная

8. ФОРМУЛЫ КИСЛОТЫ, СРЕДНЕЙ СОЛИ И АМФОТЕРНОГО ГИДРОКСИДА СООТВЕТСТВЕННО

- 1) HBr , NH_4Cl , $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- 2) H_2SO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$
- 3) NH_3 , CaSO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- 4) HNO_3 , KHCO_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$

9. ФОРМУЛА КИСЛОЙ СОЛИ

- 1) NaCl
- 2) KHCO_3
- 3) $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$
- 4) MgNH_4PO_4

10. РАЗБАВЛЕННАЯ ХЛОРОВОДОРОДНАЯ КИСЛОТА ВЗАИМОДЕЙСТВУЕТ С КАЖДЫМ ИЗ ДВУХ ВЕЩЕСТВ

- 1) медь и гидроксид натрия
- 2) магний и нитрат серебра
- 3) железо и оксид кремния (IV)
- 4) свинец и нитрат калия

11. ГИДРОКСИД КАЛИЯ ВЗАИМОДЕЙСТВУЕТ С КАЖДЫМ ИЗ ДВУХ ВЕЩЕСТВ

- 1) CO_2 и CuCl_2
- 2) NH_3 и HCl
- 3) H_2SO_4 и NaNO_3
- 4) MgO и HNO_3

12. ПАРА ВЕЩЕСТВ ДЛЯ ПОСЛЕДОВАТЕЛЬНОГО ОСУЩЕСТВЛЕНИЯ СХЕМЫ ПРЕВРАЩЕНИЙ $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2$

- 1) CO_2 , Cl_2
- 2) Na_2CO_3 , NaCl
- 3) Na_2CO_3 , HCl
- 4) CO_2 , HClO_2

Эталон ответов

№ вопроса	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
Вариант ответа	1	4	3	3	1	2	3	2	2	2	1	3

Тема: КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен **знать:**

- строение, классификация, номенклатура, получение и свойства комплексных соединений.
- виды химической связи в комплексных соединениях.

уметь:

- составлять формулы комплексных соединений по названию,
- давать названия комплексным соединениям,
- составлять уравнения первичной диссоциации комплексных соединений,
- проводить химические реакции и получение комплексных соединений катионного и анионного типа.

Значение темы

Изучение комплексных соединений – одна из интереснейших областей химии. Комплексные соединения в живых организмах выполняют специфические функции в обмене веществ. Огромна роль природных комплексных соединений в процессах фотосинтеза, биологического окисления, дыхания и ферментативном катализе. Например, хлорофилл, ответственный за фотосинтез в растениях, является комплексным соединением магния, а гемоглобин, снабжающий кислородом клетки животных организмов, – комплексом железа, где ион железа Fe^{2+} – комплексообразователь, а лиганды – четыре кольца пиррола, имеющие боковые цепи. Витамин B_{12} – это комплексное соединение кобальта.

Комплексные соединения используются в аналитической и фармацевтической химии, в медицине, в технике, в химической промышленности. Например, в аналитической и фармацевтической химии для качественного обнаружения ионов Fe^{2+} и ионов Fe^{3+} используются соединения $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Комплексные соединения применяют в комплексонометрии – разделе количественного анализа, с помощью этого метода определяют: жесткость воды, тяжелые металлы в фармацевтических препаратах и лекарственном растительном сырье, кальций в плазме крови и др.

Комплексы золота и платины используют для диагностики и лечения некоторых видов злокачественных опухолей.

Краткое содержание темы

Комплексными соединениями называются определённые химические соединения, образованные сочетанием отдельных компонентов и представляющие собой сложные ионы или молекулы, способные существовать как в кристаллическом, так и в растворённом состоянии.

В соответствии с координационной теорией комплексные соединения

состоят из внутренней и внешней сферы. Во внутреннюю сферу входит центральный ион-комплексобразователь, окруженный связанными с ним лигандами.

Ионами-комплексобразователями являются ионы металлов. Наибольшую склонность к комплексообразованию имеют ионы d-элементов. Заряд внутренней сферы (комплексного иона) равен алгебраической сумме зарядов иона-комплексобразователя и лигандов.

Важнейшие лиганды:

Анионы:

I^- - иодо, Cl^- - хлоро, Br^- - бром, OH^- - гидроксо, CN^- - циано, NO_2^- – нитро, амидо - NH_2^- , SO_4^{2-} - сульфато, тиосульфато - $S_2O_3^{2-}$, тиоцианато – SCN^- карбонато - CO_3^{2-} , оксалато - $C_2O_4^{2-}$

Нейтральные молекулы:

NH_3^0 – аммин, H_2O^0 – аква, CO^0 – карбонил, NO -нитрозо

Координационные числа некоторых комплексобразователей

	+1	→	2	Координационные числа (выделены наиболее характерные)
Заряд	+2	→	4, 6	
центрального	+3	→	6, 4	
иона	+4	→	8, 6	

Номенклатура комплексных солей

Соль содержит комплексный катион

1. Называют анион соли (сульфат, фосфат, хлорид и т.д.)
2. Называют входящие во внутреннюю сферу лиганды-анионы с окончанием на «о» (OH^- - гидроксо, Cl^- - хлоро, NO_2^- - нитро и т.д.). После этого называют лиганды, представляющие собой нейтральные молекулы (NH_3 – аммин, H_2O – аква). Если одинаковых лигандов во внутренней сфере больше одного, то их количество указывают греческими числительными (2 - ди, 3 – три, 4 – тетра, 5- пента, 6- гекса и т. д.)
3. Называют центральный ион – комплексобразователь в русской транскрипции в родительном падеже. Если центральный атом имеет переменную валентность, её указывают римской цифрой в скобках после названия комплексобразователя.

Соль содержит комплексный анион

- 1) Называют входящие во внутреннюю сферу лиганды-анионы с окончанием на «о» (OH^- - гидроксо, Cl^- - хлоро, NO_2^- - нитро и т.д.). После этого называют

лиганды, представляющие собой нейтральные молекулы (NH_3 – аммин, H_2O – акво). Если одинаковых лигандов во внутренней сфере больше одного, то их количество указывают греческими числительными (2 – ди, 3 – три, 4 – тетра, 5- пента, 6- гекса и т. д.)

- 2) Называют центральный ион – комплексообразователь в латинской транскрипции с прибавлением суффикса – «ат»

(Fe – феррат, Cu – купрат, Ag – аргентат, Zn – цинкат, Hg – меркурат, Co – кобальтат, Cr – хромат и т.д.)

Если центральный атом имеет переменную валентность, её указывают римской цифрой в скобках после названия комплексообразователя.

- 3) Называют катион внешней сферы русским названием в родительном падеже.

Например:

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ – хлорид диамминсеребра

$\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$ – гексахлороплатинат (IV) калия

$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6][\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ – гексанитрокобальтат (III) гексаамминникеля (III)

Вопросы для самоподготовки

1. Какие соединения называются комплексными?
2. Что такое ион-комплексообразователь? У каких ионов наиболее выражена склонность к комплексообразованию?
3. Что такое лиганды? Назовите важнейшие лиганды.
4. Что такое координационное число?
5. Как определить заряд комплексного иона?
6. Как определить заряд иона-комплексообразователя? Приведите примеры.
7. Объясните природу химической связи в комплексных соединениях.
8. Как классифицируются комплексные соединения?

Задания для самостоятельной работы студентов

1. Дайте название и разберите строение следующих комплексных соединений: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$, $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$, $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.
2. Осуществите следующие превращения. Разберите строение и дайте название полученного комплексного соединения.
 - а) $\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{AlCl}_3$
 - б) $\text{FeO} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$
3. К раствору $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ прилили раствор KI, к полученному осадку добавили избыток KI. Напишите соответствующие уравнения химических реакций. Дайте название полученной комплексной соли.
4. К раствору сульфата цинка прилили избыток гидроксида калия. Напишите соответствующие уравнения химических реакций. Дайте название полученной комплексной соли.

Раздел самоконтроля

Выберите один правильный вариант ответа

1. ЛИГАНДЫ В СОЕДИНЕНИИ $\text{Na}_3 [\text{Cr}(\text{OH})_6]$

- 1) OH^-
- 2) Cr^{3+}
- 3) Na^+
- 4) $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$

2. МОЖЕТ ВЫСТУПАТЬ В КАЧЕСТВЕ КОМПЛЕКСООБРАЗОВАТЕЛЯ

- 1) J^-
- 2) NH_3
- 3) Al^{3+}
- 4) H_2O

3. КООРДИНАЦИОННОЕ ЧИСЛО В СОЕДИНЕНИИ $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4] \text{SO}_4$

- 1) 3
- 2) 4
- 3) 12
- 4) 2

4. ЗАРЯД ИОНА-КОМПЛЕКСООБРАЗОВАТЕЛЯ $1+$ В СОЕДИНЕНИИ

- 1) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$
- 2) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4] \text{SO}_4$
- 3) $\text{K}_2[\text{HgJ}_4]$
- 4) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$

5. ЗАРЯД КОМПЛЕКСНОГО ИОНА В СОЕДИНЕНИИ $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$

- 1) $2+$
- 2) $3+$
- 3) $3-$
- 4) $6-$

Закончите предложение

6. СОЕДИНЕНИЕ С ФОРМУЛОЙ $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ НАЗЫВАЕТСЯ _____

7. ЗАРЯД ИОНА-КОМПЛЕКСООБРАЗОВАТЕЛЯ В СОЕДИНЕНИИ $\text{K}_2[\text{HgJ}_4]$ РАВЕН _____

8. ЗАРЯД КОМПЛЕКСНОГО ИОНА В СОЕДИНЕНИИ $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ РАВЕН _____

Эталон ответов

№ вопроса	1	2	3	4	5	6	7	8
Вариант ответа	1	3	2	1	3	Хлорид гексааквахрома (III)	$2+$	$3-$

Тема: РАСТВОРЫ

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен

знать:

- понятие о растворимом веществе и растворителе,
- виды растворов,
- способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярная концентрация и молярная концентрация эквивалента.

уметь:

- решать задачи с использованием понятия массовая доля растворенного вещества в растворе,
- рассчитывать навеску при приготовлении растворов молярной концентрации и молярной концентрации эквивалента,
- определять факторы эквивалентности кислот, оснований, солей.

Значение темы

Растворы имеют большое значение для живых организмов. Сложные физико – химические процессы в организме человека, животных и растений протекают в растворах. Растворами являются важнейшие физиологические жидкости: плазма крови, лимфа, желудочный сок и др.

Многие лекарственные препараты применяются в виде жидких лекарственных форм, например, физиологический раствор (0,9% р-р NaCl), который по составу соответствует плазме крови и его вводят в кровь при некоторых заболеваниях. В медицине широко применяется 5%-ный спиртовой раствор йода для обработки ран, ссадин, операционного поля. При некоторых аллергических заболеваниях взрослым назначают раствор с массовой долей хлорида кальция CaCl_2 10%.

Знания о свойствах растворов, способах выражения концентрации растворов необходимы для освоения профессии фармацевта. Фармацевт должен уметь изготавливать лекарственные формы по рецептам и требованиям учреждений здравоохранения, в т.ч. и жидкие лекарственные формы. Для этого необходимо уметь произвести нужные расчеты, знать способы приготовления растворов с различными видами концентрации.

Краткое содержание темы

Раствор – гомогенная равновесная система переменного состава, образованная из двух или более компонентов (ингредиентов).

Раствор - физико-химическая система, состоящая из растворителя, растворенного вещества и продуктов химического взаимодействия растворителя и растворенного вещества.

Растворимость – определяется массой вещества, способной раствориться в 1000 мл растворителя при данной температуре.

Растворимые - > 10 г на 1000 мл воды;

Малорастворимые – от 10 до 0,01 г на 1000 мл воды;

Нерастворимые - < 0,01 г на 1000 мл воды.

Растворимость веществ зависит

от природы растворенного вещества и природы растворителя, температуры, давления (для газов, растворимость газов при повышении температуры уменьшается, при повышении давления – увеличивается)

Массовая доля растворенного вещества ω – это отношение массы растворенного вещества к массе раствора

$$\omega = m_{\text{р.в-ва}} / m_{\text{р-ра}}$$

ω – безразмерная величина, принимающая значения от 0 до 1 или от 0 до 100% (в последнем случае говорят о *процентной концентрации*).

Молярная концентрация растворенного вещества, или *молярность*, C – число молей растворенного вещества n в 1 л раствора, моль/л, или, сокращенно, M :

$$C = n/V = \frac{m}{MV}$$

где V – объем раствора (л); m – масса растворенного вещества (г); M – молярная масса растворенного вещества (г/моль).

Молярная концентрация эквивалента растворенного вещества, или *нормальная концентрация*, или *нормальность*, $C_{\text{экв}}$ – число молей эквивалентов растворенного вещества $n_{\text{экв}}$ в 1 л раствора, мольэкв/л

$$C(^{1/z}X) = n(^{1/z}X)/V = m/M(^{1/z}X) \cdot V$$

где $M(^{1/z}X)$ – молярная масса эквивалента растворенного вещества (г/моль экв); V – объем раствора (л); m – масса растворенного вещества (г).

$$M(^{1/z}X) = ^{1/z}X \cdot M(X)$$

Титр – масса вещества, растворённого в 1 мл раствора.

Для расчёта титра пользуются формулами:

$$T = m/V$$

$$T = C(^{1/z}X) \cdot M(^{1/z}X)/1000$$

Формулы пересчета концентраций

$$C(^{1/z}X) = \omega \cdot \rho \cdot 10 / M(^{1/z}X)$$

$$C(X) = \omega \cdot \rho \cdot 10 / M(X)$$

$$C(X) = C(^{1/z}X) \cdot M(^{1/z}X) / M(X)$$

$$C(^{1/z}X) = C(X) \cdot M(X) / M(^{1/z}X)$$

**Алгоритм нахождения массы растворенного вещества и массы воды,
необходимые для приготовления раствора.**

Задача.

Вычислить массу соли и воды, необходимые для приготовления 40 г раствора NaCl с массовой долей 5%.

1. Запишите условие задачи с помощью общепринятых обозначений

Дано:

$$m_{\text{р-ра}} = 40\text{г}$$

$$\omega = 5\%$$

$$m(\text{NaCl}) - ?$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) - ?$$

Решение:

1. Рассчитайте массу растворенного вещества по формуле:

$$m_{\text{в-ва}} = \omega \cdot m_{\text{р-ра}} / 100\%$$

$$m(\text{NaCl}) = 5\% \cdot 40\text{г} / 100\% = 2\text{г}$$

2. Найдите массу воды по разности между массой раствора и массой растворенного вещества:

$$m_{\text{р-ля}} = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{в-ва}}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 40\text{г} - 2\text{г} = 38\text{ г.}$$

3. Запишите ответ.

Ответ: для приготовления раствора необходимо взять 2г соли и 38г воды.

Алгоритм нахождения массовой доли растворенного вещества при разбавлении (упаривании) раствора

Задача

К 15% раствору, масса которого 80г, добавили 30г воды. Какой стала массовая доля растворённого вещества в полученном растворе?

1. Запишите условие задачи с помощью общепринятых обозначений.

Дано:

$$\omega_1 = 15\%$$

$$m_{\text{р-ра1}} = 80\text{г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 30\text{г}$$

$$\omega_2 = ?$$

Решение:

1. В результате разбавления (упаривания) раствора масса раствора увеличилась (уменьшилась), а вещества в нём осталось столько же.

Рассчитайте массу растворённого вещества, преобразуя формулу:

$$\omega = m_{\text{в-ва}} / m_{\text{р-ра}} \cdot 100\%$$

$$m_{\text{в-ва}} = \omega_1 \cdot m_{\text{р-ра1}} / 100\%$$

$$m_{\text{в-ва}} = 15\% \cdot 80\text{г} = 12\text{г}$$

2. При разбавлении раствора общая масса его увеличивается (при упаривании - уменьшается).

Найдите массу вновь полученного раствора:

$$m_{\text{р-ра2}} = m_{\text{р-ра1}} + m(\text{H}_2\text{O})$$

$$m_{\text{р-ра2}} = 80\text{г} + 30\text{г} = 110\text{г}$$

3. Рассчитайте массовую долю растворённого вещества в новом растворе:

$$\omega_2 = m_{\text{в-ва}} / m_{\text{р-ра2}} \cdot 100\%$$

$$\omega_2 = 12\text{г} / 110\text{г} \cdot 100\% = 10,9\%$$

4. Запишите ответ

Ответ: массовая доля растворенного вещества в растворе при разбавлении равна 10,9%

Алгоритм решения задач по «правилу креста»

Для получения раствора с заданной массовой долей (%) растворенного вещества путем смешивания двух растворов с известной массовой долей растворенного вещества пользуются диагональной схемой ("правило креста").

Сущность этого метода состоит в том, что по диагонали из большей величины массовой доли растворенного вещества вычитают меньшую.

$$\begin{array}{rcl} a & c - b \\ \backslash & / \\ c & \\ / & \backslash \\ b & a - c \end{array}$$

Разности $(c-b)$ и $(a-c)$ показывают, в каких соотношениях нужно взять растворы a и b , чтобы получить раствор c .

Если для разбавления в качестве исходного раствора используют чистый растворитель, например, H_2O , то концентрация его принимается за 0 и записывается с левой стороны диагональной схемы.

Задача

Для обработки рук хирурга, ран, послеоперационного поля используется йодная настойка с массовой долей 5%. В каком массовом соотношении нужно смешать растворы с массовыми долями йода 2,5% и 30%, чтобы получить 330 г йодной настойки с массовой долей йода 5%?

1. Запишите условие задачи с помощью общепринятых обозначений.

Дано:

$$\omega_1 = 30\%$$

$$\omega_2 = 2,5\%$$

$$\omega_3 = 5\%$$

$$m_3 = 330\text{г}$$

$$m_1 = ?$$

$$m_2 = ?$$

Решение:

1. Составьте "диагональную схему". Для этого запишите массовые доли исходных растворов друг под другом, по левую сторону креста, а в центре заданную массовую долю раствора.

30

\ /

5

/ \

2,5

2. Вычитают из бóльшей массовой доли меньшую ($30-5=25$; $5-2,5=2,5$) и находят результаты.

Записывают найденные результаты с правой стороны диагональной схемы: при возможности сокращают полученные числа. В данном случае 25 в десять раз больше, чем 2,5, то есть вместо 25 записывают 10, вместо 2,5 пишут 1.

30 2,5 (1)
 \ /
 5
 / \
2,5 25 (10)

Числа (в данном случае 25 и 2,5 или 10 и 1) называют массовыми числами. Массовые числа показывают, в каком соотношении необходимо взять исходные растворы, чтобы получить раствор с массовой долей йода 5%.

3. Определите массу 30% и 2,5% раствора по формуле:

$$m_{\text{р-ра}} = \text{число частей} \cdot m_3 / \text{сумму массовых частей}$$

$$m_1(30\%) = 1 \cdot 330\text{г} / 1+10 = 30\text{г}$$

$$m_2(2,5\%) = 10 \cdot 330\text{г} / 1+10 = 300\text{г}$$

4. Запишите ответ.

Ответ: для приготовления 330 г раствора с массовой долей йода 5% необходимо смешать 300 г раствора с массовой долей 2,5% и 30 г с массовой долей 30%.

Алгоритм решения задач на приготовление раствора из кристаллогидрата

Задача

Определить массу кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и воды, которые необходимо взять для приготовления раствора массой 540 г. с массовой долей карбоната натрия 15%.

1. Запишите условие задачи с помощью общепринятых обозначений.

Дано:

$$m_{\text{р-ра}} = 540 \text{ г}$$

$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 15\%$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = ?$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Решение:

1. Определите массу карбоната натрия Na_2CO_3 , содержащегося в 540 г. раствора

$$m_{\text{в-ва}} = \omega_1 \cdot m_{\text{р-ра}} / 100\%$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 15\% \cdot 540 \text{ г.} / 100\% = 81 \text{ г.}$$

2. Сделайте пересчет рассчитанной массы на кристаллогидрат. Для этого рассчитайте молярные массы Na_2CO_3 и $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 286 \text{ г/моль}$$

Отсюда по формуле $m = n \cdot M$ найдите массы Na_2CO_3 и $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, приняв количество вещества n равным 1 моль

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г.}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 286 \text{ г.}$$

3. Вычислите массу кристаллогидрата, составив отношение:

в 286 г. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ содержится 106 г. Na_2CO_3 ,

а в x г. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ----- 81 г. Na_2CO_3

$x = 286 \cdot 81 / 106 = 219 \text{ г.}$ – масса $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, необходимая для приготовления раствора.

4. Вычислите массу воды:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{в-ва}}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 540 - 219 = 321 \text{ г.}$$

5. Запишите ответ:

Ответ: для приготовления раствора потребуется 219 г. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и 321 г. воды

Вопросы для самоподготовки

1. Что такое растворы?
2. От каких факторов зависит растворимость веществ?
3. Какие процессы протекают при растворении веществ в воде?
4. Что называется массовой долей растворенного вещества в растворе? Запишите формулу расчета.
5. Как изменится концентрация раствора после его разбавления? Изменится ли при этом масса растворенного вещества, масса раствора?
6. Как изменится концентрация раствора после его упаривания? Изменится ли при этом масса растворенного вещества, масса раствора?
7. Что показывает молярная концентрация раствора? Запишите формулу расчета.
8. Что показывает молярная концентрация эквивалента? Запишите формулу расчета.
9. Что показывает фактор эквивалентности?

Задания для самостоятельной работы студентов

Решите задачи

1. К 350 г водного раствора этанола с массовой долей 20% добавили 120 мл C_2H_5OH (плотность 0,80 г/мл). Рассчитайте массу (г) спирта в полученном растворе.
2. Сульфат меди (II) оказывает прижигающее, антисептическое, вяжущее и рвотное действие. В какой массе (г) воды нужно растворить 25 г $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, чтобы получить 4%-ный раствор $CuSO_4$?
3. Для обработки рук хирурга, ран, операционного поля используется йодная настойка с массовой долей 5%. В каком массовом соотношении нужно смешать растворы с массовыми долями йода 2,5% и 30%, чтобы получить 330г йодной настойки с массовой долей 5%?
4. Какой объем (мл) воды надо прибавить к 200 мл 20%-ного раствора серной кислоты ($\rho=1,14$ г/мл), чтобы получить 5%-ный раствор?
5. К 250 мл 32%-ного раствора азотной кислоты ($\rho=1,20$ г/мл) прибавили 1 л воды. Чему равна массовая доля (%) кислоты в полученном растворе?
6. Определите долю воды в 5% спиртовом растворе борной кислоты, если для его приготовления использован 96% раствор спирта.
7. Найдите массу KNO_3 (г), необходимую для приготовления 200 мл 0,1М раствора.
8. Сколько граммов (г) Na_2CO_3 содержится в 300 мл 0,3н раствора?
9. Определите молярную концентрацию (моль/л) раствора с массовой долей гидроксида натрия 0,2 и плотностью 1,22 г/мл.

10. Какой объем раствора (мл) с массовой долей серной кислоты 9,3% (плотность 1,05 г/мл) потребуется для приготовления 0,35М раствора H_2SO_4 объемом 40 мл?

Ответы:

№ задачи	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Ответ	166	375	300; 30	684	7,4	3,8	2,02	4,77	6,1	14,05

Тема: ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен

знать:

- основные положения теории электролитической диссоциации,
- понятие о степени константе диссоциации,
- понятие о рН среды раствора
- условия течения реакций ионного обмена до конца,
- типы гидролиза солей.

уметь:

- составлять молекулярные и молекулярно-ионные уравнения реакций между электролитами,
- определять тип гидролиза солей,
- писать уравнения гидролиза солей.

Значение темы:

Растворы широко применяются в различных сферах деятельности человека. Они имеют большое значение для живых организмов. Сложные физико-химические процессы в организмах человека, животных и растений протекают в растворах.

В различных производственных и биологических процессах большую роль играют растворы электролитов. Свойства этих растворов объясняет теория электролитической диссоциации. Знание ТЭД является основой для изучения свойств неорганических соединений, для глубокого понимания механизмов химических реакций в растворах электролитов.

Используемая для характеристики среды раствора электролита величина рН имеет большое значение в химических и биологических процессах. Поэтому определение рН очень важно в технике, сельском хозяйстве,

медицине. Изменение рН крови или желудочного сока является медицинским тестом в медицине. Отклонение рН от нормы даже на 0,01 единицы свидетельствует о патологических процессах в организме. Постоянство концентраций ионов водорода H^+ является одной из важных констант внутренней среды живых организмов.

Краткое содержание темы

Реакции, протекающие между ионами, называются **ионными реакциями**.

Условия течения реакций обмена между сильными электролитами в водных растворах до конца:

- 1) образование малорастворимых веществ (осадки), ↓
- 2) образование газообразных или летучих веществ, ↑
- 3) образование малодиссоциирующих веществ, например, H_2O

Таблица 1.

Алгоритм составления ионных уравнений

Последовательность действий	Примеры
1. Напишите уравнение реакции в молекулярном виде. Стрелками покажите выпадение осадка (↓) или выделение газа (↑)	$AgNO_3 + HCl \rightarrow AgCl\downarrow + HNO_3$
2. Напишите ионы диссоциирующих веществ, указав их число и заряды. Помните, что диссоциации не подвергаются • осадки, • газообразные вещества • вода • оксиды	$Ag^+ + NO_3^- + H^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow + H^+ + NO_3^-$ - это полное ионное уравнение
3. Подчеркните одинаковые ионы в левой и правой части уравнения	$Ag^+ + \underline{NO_3^-} + \underline{H^+} + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow + \underline{H^+} + \underline{NO_3^-}$
4. Запишите сокращенное уравнение реакции (без участия подчеркнутых ионов).	$Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow$ - это сокращенное ионное уравнение

Таблица 2.

Сильные и слабые электролиты

Степень электролитической диссоциации	Основания	Кислоты	Соли
Сильные $\alpha > 30\%$	Гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов LiOH, KOH, NaOH, RbOH, CsOH, Ca(OH) ₂ , Ba(OH) ₂ , Sr(OH) ₂	HCl, H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , HIO ₃ , HI, HBr, HClO ₄ , HBrO ₃ , HClO ₃	Все растворимые соли: хлориды, бромиды, йодиды, сульфаты, сульфиты, сульфиды щелочных металлов и аммония, нитраты всех металлов.
Электролиты средней силы		H ₃ PO ₄ , H ₂ SO ₃	
Слабые $\alpha < 3\%$	NH ₄ OH и все труднорастворимые гидроксиды: Zn(OH) ₂ , Cu(OH) ₂ , Cr(OH) ₃ , Fe(OH) ₂ , Mn(OH) ₂ , Fe(OH) ₃ , Ni(OH) ₂ , Sn(OH) ₂ , Al(OH) ₃ , Co(OH) ₂ , Pb(OH) ₂	H ₂ CO ₃ , H ₂ S, HCN, HClO, HClO ₂ , H ₃ BO ₃ , H ₃ PO ₃ , H ₂ SiO ₃ , H ₃ AsO ₄ , H ₂ SnO ₄	

Гидролиз – обменная реакция ионов некоторых солей с водой.
Возможность и характер протекания гидролиза определяется составом соли.

Типы солей по составу:

1. Соль образована сильным основанием и сильной кислотой

Примеры: NaCl, K₂SO₄, Ba(NO₃)₂

Гидролизу не подвергаются, pH = 7, среда раствора нейтральная

2. Соль образована сильным основанием и слабой кислотой

Примеры: NaCN, K₂CO₃, Li₂S

Подвергаются гидролизу по аниону, pH > 7, среда раствора щелочная

3. Соль образована слабым основанием и сильной кислотой

Примеры: CuCl₂, FeSO₄, Al(NO₃)₃

Подвергаются гидролизу по катиону, pH < 7, среда раствора кислая

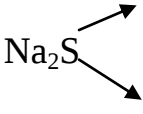
4. Соль образована слабым основанием и слабой кислотой

(NH₄)₂S, Al₂S₃, Pb(NO₂)₂

Подвергаются гидролизу по катиону и по аниону, pH ≈ 7,
среда раствора слабокислая или слабощелочная

Таблица 3.

Алгоритм составления уравнений обратимого гидролиза солей

Последовательность действий	Примеры
1. Рассмотреть состав соли, определить к какому типу солей по составу она относится.	 NaOH сильное основание H₂S слабая кислота Соль образована сильным основанием и слабой кислотой, подвергается гидролизу по аниону
2. Записать уравнение электролитической диссоциации соли (распада на ионы)	$\text{Na}_2\text{S} \leftrightarrow 2\text{Na}^+ + \text{S}^{2-}$
3. Выбрать слабый ион, соответствующий слабому основанию или слабой кислоте	S^{2-}
4. Записать уравнение гидролиза слабого иона с водой	$\text{S}^{2-} + \text{H}^+\text{OH}^- \leftrightarrow \text{HS}^- + \underline{\text{OH}^-}$
5. Определить среду раствора (pH)	Т.к. в растворе накапливаются ионы OH ⁻ , то среда раствора щелочная, pH > 7
6. Записать уравнение гидролиза в молекулярной форме.	$\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NaHS} + \text{NaOH}$

Вопросы для самоподготовки

1. Какие вещества называются электролитами, а какие - неэлектролитами? Приведите примеры.
2. Что называется электролитической диссоциацией, или ионизацией?
3. Что называется степенью диссоциации? От чего она зависит?
4. Какие электролиты называются сильными, а какие – слабыми? Приведите примеры сильных и слабых электролитов.
5. Какие типы сред водных растворов вы знаете? С помощью, каких веществ можно определить характер среды раствора?
6. Что называется водородным показателем? По какой формуле можно рассчитать водородный показатель?
7. Какие реакции называются ионными? В каких случаях реакции обмена в растворах электролитов являются необратимыми (протекают до конца)?
8. Что такое гидролиз солей?
9. От чего зависит возможность и характер протекания гидролиза солей? Приведите примеры.

Задания для самостоятельной работы студентов

1. Заполните таблицу изменения цветов индикаторов в зависимости от среды раствора

индикатор \ раствор	HCl	KI	Na ₂ S	Ba(OH) ₂	AlCl ₃	NaHCO ₃	NaBr	ZnSO ₄
лакмус								
метилоранж								
фенолфталеин								

2. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей: нитрат свинца (II), карбонат калия, хлорид кобальта (II). Какие значения pH имеют растворы этих солей?

3. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения совместного гидролиза, происходящего при смешивании раствора сульфида калия и хлорида хрома (III).

4. Вычислите pH раствора по следующим данным. Как изменится цвет лакмуса в данных растворах?

1. $[H^+] = 1 \cdot 10^{-2}$ моль/л
2. $[H^+] = 1 \cdot 10^{-8}$ моль/л
3. $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-1}$ моль/л
4. $pOH = 5$

Раздел самоконтроля

Выберите один правильный вариант ответа

1. КИСЛАЯ СРЕДА ПОЛУЧАЕТСЯ ПРИ РАСТВОРЕНИИ В ВОДЕ
 - 1) хлорида железа (III)
 - 2) хлорида бария
 - 3) сульфата натрия

- 4) сульфата кальция
2. ФЕНОЛФТАЛЕИН ИЗМЕНЯЕТ ОКРАСКУ В ВОДНОМ РАСТВОРЕ
- 1) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
 - 2) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$
 - 3) K_2S
 - 4) Na_2SO_4
3. СОЛЬ, ГИДРОЛИЗ КОТОРОЙ ИДЕТ ПО КАТИОНУ
- 1) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
 - 2) KNO_2
 - 3) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
 - 4) NaCl
4. СОЛЬ, ГИДРОЛИЗ КОТОРОЙ ИДЕТ ПО АНИОНУ
- 1) сульфат калия
 - 2) сульфат натрия
 - 3) нитрат калия
 - 4) сульфид калия
5. НЕОБРАТИМО ГИДРОЛИЗУЕТСЯ СОЛЬ
- 1) хлорид меди (II)
 - 2) сульфит натрия
 - 3) нитрат цинка (II)
 - 4) сульфид хрома (III)
6. СРЕДА РАСТВОРА КАРБОНАТА КАЛИЯ
- 1) щелочная
 - 2) кислая
 - 3) нейтральная
 - 4) слабокислая

Установите соответствие

7.

Формула вещества	Кислотность среды
1) Na_2CO_3	А) $\text{pH} = 7$
2) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	Б) $\text{pH} > 7$
3) ZnSO_4	В) $\text{pH} < 7$
4) Na_2SO_4	

8.

Формула вещества	Цвет лакмуса
1) K_2SiO_3	А) фиолетовый
2) ZnCl_2	Б) синий
3) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$	В) красный
4) Li_2SO_4	

Эталон ответов

№ вопроса	1	2	3	4	5	6	7	8
Вариант ответа	1	3	3	4	4	1	БВВА	БВВА

Тема: ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ. МЕТОД ЭЛЕКТРОННОГО БАЛАНСА И ИОННО-ЭЛЕКТРОННЫЙ МЕТОД

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен

знать:

- основные понятия и сущность окислительно-восстановительных реакций,
- правила составления окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса и ионно-электронным методом (полуреакций).

уметь:

- составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций,
- подбирать коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях методом электронного баланса и ионно-электронным методом

Значение темы

Окислительно-восстановительные реакции чрезвычайно распространены. С ними связаны, например, процессы дыхания и обмена веществ, протекающие в живом организме, гниение и брожение, фотосинтез.

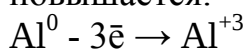
Окислительно-восстановительные процессы сопровождают круговороты веществ в природе. Их можно наблюдать при сгорании топлива, в процессах коррозии металлов, при электролизе и выплавке металлов. С их помощью получают щелочи и кислоты, а так же многие другие ценные продукты. Окислительно-восстановительные реакции лежат в основе преобразования химической энергии в электрическую энергию в гальванических и топливных элементах.

Окислительно-восстановительные реакции широко применяются в качественном и количественном анализе в аналитической и фармацевтической химии, при проведении внутриаптечного контроля лекарственных средств. Так, в их используют для открытия катионов и анионов, дающих характерные реакции с окислителями и восстановителями, они лежат в основе ряда титриметрических методов анализа: перманганатометрия, иодометрия и др.

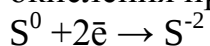
Краткое содержание темы

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – химические реакции, сопровождающиеся переходом электронов от одного атома к другому, что ведёт к изменению степени окисления атомов элементов, участвующих в реакции.

Окисление - процесс отдачи электронов; степень окисления при этом повышается.



Восстановление - процесс присоединения электронов; степень окисления при этом понижается.

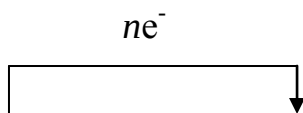


Окислитель – вещество, в состав которого входит элемент, способный принимать электроны.

Восстановитель – вещество, в состав которого входит элемент, отдающий электроны.

Окисление всегда сопровождается восстановлением, восстановление всегда связано с окислением.

В общем виде окислительно-восстановительную реакцию можно представить схемой:



Восстановитель + окислитель = продукты реакции

Оба процесса в системе протекают одновременно, причём число электронов, отданных в процессе окисления, равно общему числу электронов, присоединённых в процессе восстановления.

Правила вычисления степени окисления (с. о.)

Степень окисления - это условная величина, которая показывает заряд того или иного элемента в соединении при условии, что все составляющие его частицы представляют собой ионы.

1. В молекулах простых веществ степень окисления атомов равна нулю.
2. У кислорода в соединениях степень окисления равна -2 ,
исключение: фторид кислорода OF_2 , где с.о. $+2$, пероксиды H_2O_2 , Na_2O_2 , где с.о. -1
3. У фтора во всех соединениях степень окисления равна -1
4. У водорода в соединениях степень окисления равна $+1$,
исключение: соединениях со щелочными и щелочноземельными металлами NaH , CaH_2 , где с. о. водорода равна -1 ;
5. Степень окисления металлов всегда положительная и численно равна валентности металла в соединении. Степень окисления щелочных и щелочноземельных металлов в соединениях равна соответственно $+1$ $+2$
6. Алгебраическая сумма степеней окисления атомов в молекуле равна нулю, а в ионе – заряду иона.

Алгоритм составления электронного баланса окислительно-восстановительных реакций

Последовательность действий	Примеры
1. Составьте схему химической реакции	$\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
2. Определите и расставьте степени окисления всех элементов в левой и правой части уравнения	$\text{K}^{+1}\text{Cl}^{+5}\text{O}_3^{-2} \rightarrow \text{K}^{+1}\text{Cl}^{-1} + \text{O}_2^0$
3. Подчеркните символы тех элементов, у которых изменились степени окисления	$\text{K}^{+1}\underline{\text{Cl}}^{+5}\underline{\text{O}_3}^{-2} \rightarrow \text{K}^{+1}\underline{\text{Cl}}^{-1} + \underline{\text{O}_2}^0$
4. Составьте схему электронного баланса, указав переход электронов у тех элементов, изменивших с.о.	$\text{Cl}^{+5} + 6\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^{-1}$ $2\text{O}^{-2} - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2^0$ Учтите, что кислород – двухатомная молекула, поэтому сначала необходимо уравнивать числа атомов в левой и правой части
5. Вынесите число принятых и отданных электронов.	$\text{Cl}^{+5} + 6\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^{-1} \quad 6$ $2\text{O}^{-2} - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2^0 \quad 4$
6. Найдите наименьшее общее кратное (НОК) для вынесенных чисел.	$\text{Cl}^{+5} + 6\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^{-1} \quad 6 \quad 12$ $2\text{O}^{-2} - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2^0 \quad 4$
7. Разделите НОК на число принятых и отданных электронов. Полученные числа будут основные коэффициенты, стоящие перед формулами в уравнении.	$\text{Cl}^{+5} + 6\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^{-1} \quad 6 \quad 2$ $2\text{O}^{-2} - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2^0 \quad 4 \quad 3$
8. Укажите справа от найденных чисел процессы - <u>о</u> кисления (<u>о</u> тдал) и <u>в</u> осстановления (<u>в</u> зял)	$\text{Cl}^{+5} + 6\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^{-1} \quad 6 \quad 2$ восстан-е 12 $2\text{O}^{-2} - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2^0 \quad 4 \quad 3$ окисление
9. Поставьте коэффициенты в уравнение реакции.	$2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$

Ионно-электронный метод

Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих в растворах, часто применяют электронно-ионный метод.

С помощью этого метода находят коэффициенты ко всем веществам, участвующим в реакции – окислителю, восстановителю, среде.

При расстановке коэффициентов электронно-ионным методом необходимо учитывать среду раствора, в которой протекает реакция и баланс кислорода.

Таблица 2.

Баланс кислорода

Среда реакции	Избыток атомов кислорода	Недостаток атомов кислорода
кислая	$\dots + 2nH^+ \rightarrow nH_2O + \dots$	$\dots + nH_2O \rightarrow 2nH^+ + \dots$
нейтральная	$\dots + nH_2O \rightarrow 2nOH^- + \dots$	$\dots + nH_2O \rightarrow 2nH^+ + \dots$
щелочная	$\dots + nH_2O \rightarrow 2nOH^- + \dots$	$\dots + 2nOH^- \rightarrow nH_2O + \dots$

Таблица 3.

Типичные окислители и продукты восстановления

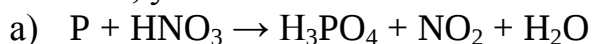
Окислитель	Продукт восстановления	Уравнение полуреакции восстановления
MnO_4^- в кислой среде	Mn^{2+}	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- = Mn^{2+} + 4H_2O$
MnO_4^- в нейтральной среде	MnO_2	$MnO_4^- + 2H_2 + 3e^- = MnO_2 + 4OH^-$
MnO_4^- в щелочной среде	MnO_4^{2-}	$MnO_4^- + e^- = MnO_4^{2-}$
$HNO_3(к)$ с тяжелыми металлами и неметаллами	NO_2	$NO_3^- + 2H^+ + e^- = NO_2 + H_2O$
$HNO_3(к)$ с активными металлами	NO	$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- = NO + 2H_2O$
$HNO_3(р)$ с тяжелыми металлами	NO	$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- = NO + 2H_2O$
$HNO_3(р)$ с активными металлами	NH_3, NH_4NO_3	$NO_3^- + 10H^+ + 8e^- = NH_4^+ + 3H_2O$
$Cr_2O_7^{2-}$	Cr^{3+}	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- = 2Cr^{3+} + 7H_2O$
O_2	O^{2-}	$O_2^0 + 4e^- = 2O^{2-}$
H_2O_2	H_2O	$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- = 2H_2O$
$H_2SO_4(к)$	SO_2	$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- = SO_2 + 2H_2O$

Типичные восстановители и продукты окисления

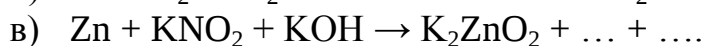
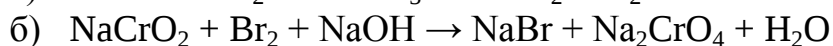
Восстановитель	Продукт окисления	Уравнение полуреакции окисления
H_2	H_2O	$H_2^0 - 2\bar{e} = 2H^+$
H_2S	S	$H_2S - 2\bar{e} = S + 2H^+$
SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	$SO_3^{2-} + 2H_2O - 2\bar{e} = SO_4^{2-} + 2H^+$
Hal^-	Hal_2	$Hal^- - 2\bar{e} = Hal_2$
Fe^{2+}	Fe^{3+}	$Fe^{2+} - \bar{e} = Fe^{3+}$
Cr^{3+} в щелочной среде	CrO_4^{2-}	$Cr^{3+} + 8OH^- - 3\bar{e} = CrO_4^{2-} + 4H_2O$
Cr^{3+} в кислой среде	$Cr_2O_7^{2-}$	$Cr^{3+} + 7H_2O - 6\bar{e} = Cr_2O_7^{2-} + 14H^+$

Задания для самостоятельной работы студентов

1. Подберите коэффициенты методом электронного баланса в следующих уравнениях, укажите окислитель и восстановитель



2. Подберите коэффициенты электронно-ионным методом в следующих схемах уравнений реакции, укажите окислитель и восстановитель



Раздел самоконтроля

Выберите один правильный вариант ответа

1. СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ ФОСФОРА В СОЕДИНЕНИИ Mg_3P_2

1) +3

2) +2

3) -2

4) -3

2. СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ АТОМА АЗОТА В ИОНЕ АММОНИЯ NH_4^+

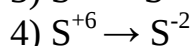
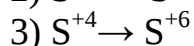
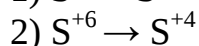
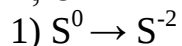
1) - 3

2) - 4

3) +3

4) + 4

3. СХЕМА, ОТРАЖАЮЩАЯ ПРОЦЕСС ОКИСЛЕНИЯ



4. ЭЛЕМЕНТ ПРОЯВЛЯЕТ В СОЕДИНЕНИЯХ НИЗШУЮ СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ -1. ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ ВАЛЕНТНЫХ ЭЛЕКТРОНОВ ЭТОГО ЭЛЕМЕНТА В ОСНОВНОМ СОСТОЯНИИ

- 1) $2s^1$
- 2) $2s^2 2p^1$
- 3) $3s^2 3p^5$
- 4) $4s^1 3d^5$

5. СХЕМА, ОТРАЖАЮЩАЯ ПРОЦЕСС ВОССТАНОВЛЕНИЯ

- 1) $N^{-3} \rightarrow N^0$
- 2) $N^{+3} \rightarrow N^{+5}$
- 3) $N^{+5} \rightarrow N^{+4}$
- 4) $N^{-3} \rightarrow N^{+2}$

6. ПРОДУКТ ВОССТАНОВЛЕНИЯ MnO_4^- В КИСЛОЙ СРЕДЕ

- 1) MnO
- 2) MnO_4^{2-}
- 3) MnO_2
- 4) Mn^{2+}

7. ПРОДУКТ ВОССТАНОВЛЕНИЯ MnO_4^- В ЩЕЛОЧНОЙ СРЕДЕ

- 1) MnO
- 2) MnO_4^{2-}
- 3) MnO_2
- 4) Mn^{2+}

8. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНАЯ РЕАКЦИЯ

- 1) $Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$
- 2) $P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$
- 3) $Ca + 2HCl = CaCl_2 + H_2$
- 4) $Al(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O$

9. Уравнению реакции $2KI + Cl_2 = 2KCl + I_2$ соответствует схема превращений

- 1) $I^{-1} \rightarrow I^{+5}$
- 2) $I^{-1} \rightarrow I^0$
- 3) $I^0 \rightarrow I^{+7}$
- 4) $I^0 \rightarrow I^{-1}$

10. В процессе превращения по схеме $S^{+4} \rightarrow S^{-2}$ сера

- 1) принимает электроны, окислитель
- 2) отдает электроны, восстановитель
- 3) принимает электроны, восстановитель
- 4) отдает электроны, окислитель

Эталон ответов

№ вопроса	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Вариант ответа	4	1	3	3	3	4	2	3	2	1

Тема: ГАЛОГЕНЫ. ХАЛЬКОГЕНЫ.

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен **знать**:

- общая характеристика элементов VI, VII группы главной подгруппы периодической системы Д. И. Менделеева,
- важнейшие соединения галогенов и халькогенов, в т.ч. лекарственные,
- качественные реакции на реакции на хлорид, бромид и иодид-ионы,
- качественные реакции на сульфид, сульфит, сульфат, тиосульфат-ионы,
- распространение в природе, способы получения, физические свойства, важнейшие химические свойства галогенов, халькогенов и их соединений,
- биологическая роль, применение в медицине соединений элементов V, IV, III группы главной подгруппы периодической системы Д. И. Менделеева

уметь:

- доказывать химическими реакциями свойства соединений галогенов и халькогенов и их соединений.

Значение темы

В природе галогены существуют только в связанном виде. Важнейшие природные соединения хлора: галит NaCl , сильвин KCl и сильвинит $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$. Природный минерал фтора – флюорит, или плавиковый шпат CaF_2 . Элементы бром и иод концентрируются в природе в водах океанов и морей, буровых скважинах, содержатся в водорослях.

Соединения брома регулируют процессы возбуждения и торможения центральной нервной системы, поэтому необходимы для лечения нервных болезней. При этом врачи прописывают пациенту бромсодержащие препараты. Вот почему полезно дышать морским воздухом, а строительство промышленных предприятий в районах морских курортов ограничено.

Элемент хлор входит в состав таких важных веществ, как поваренная соль NaCl и соляная кислота HCl . Натрия хлорид стимулирует обмен веществ, рост волос, придает бодрость и силу. Немало хлорида калия содержится в плазме крови. Ежедневно человек употребляет с пищей около 20г. соли. При гипертонической болезни избыточная соль не рекомендуется. Соляная кислота входит в состав желудочного сока.

Иод – элемент, без которого человек не может жить. Его недостаток снижает выработку гормона щитовидной железы и приводит к серьезным заболеваниям.

Применение в медицине солей серной кислоты:

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ глауберова соль, слабительное, при отравлении солями бария и свинца

$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ горькая соль, слабительное, в виде инъекций спазмолитик

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ гипс

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ медный купорос, вяжущий, в глазной практике

BaSO₄ при рентгеноскопии желудка, двенадцатиперстной кишки
FeSO₄ · 5H₂O при анемии

Краткое содержание темы

Галогены

К галогенам относятся элементы 7А группы - фтор ⁹F, хлор ¹⁷Cl, бром ³⁵Br, йод ⁵³I, астат ⁸⁵At. В свободном состоянии галогены существуют в виде двух атомных молекул, атомы галогенов связаны друг с другом ковалентной неполярной связью.

Строение внешней электронной оболочки ... $ns^2 np^5$.

Галогены относятся к *p*-элементам.

Так как у атомов галогенов на внешнем электронном слое имеется один неспаренный электрон, для них характерная валентность I. Кроме фтора, для атомов всех галогенов возможно возбужденное состояние и могут проявлять валентность III, V, VII.

В соединениях с водородом и металлами галогены проявляют характерную степень окисления -1. Данная степень окисления является низшей для галогенов, поэтому ионы галогенов (кроме F⁻) способны отдавать электрон и поэтому являются только *восстановителями*.

Восстановительная способность галогенид-ионов увеличивается в ряду:
Cl⁻ → Br⁻ → I⁻

Во всех кислородсодержащих соединениях галогены, кроме фтора, проявляют положительные степени окисления +1, +3, +5, +7.

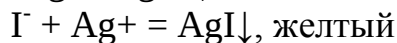
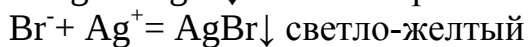
Галогеноводороды - фтороводород HF, хлороводород HCl, бромоводород HBr, йодоводород HI – газообразные бесцветные соединения, легко растворимы в воде. Водные растворы являются кислотами: фтороводородная (плавиковая) HF, хлороводородная (соляная) HCl, бромоводородная HBr, йодоводородная HI и проявляют все общие свойства кислот.

В ряду кислот HF – HCl – HBr – HI кислотные свойства усиливаются.

Газообразные HCl, HBr, HI, а также соответствующие кислоты и их соли проявляют свойства восстановителей, причем восстановительная способность усиливается от HCl к HI. HF и фториды восстановительных свойств не проявляют.



Качественные реакции на галогенид-ионы – взаимодействие их с нитратом серебра, в результате которой образуются малорастворимые галогениды серебра:



Халькогены

В главную подгруппу VI группы входят пять элементов: кислород ⁸O, сера ¹⁶S, селен ³⁴Se, теллур ⁵²Te, полоний ⁸⁴Po (полоний - радиоактивный

элемент). Эти элементы имеют общее название «халькогены», что обозначает "образующие руды".

У атомов халькогенов одинаковое строение внешнего энергетического уровня $ns^2 np^4$. Халькогены относятся к p - элементам.

Валентность кислорода всегда равна двум, а степень окисления – 2 и +2. Для других элементов данной подгруппы возможно возбужденное состояние, при этом увеличивается число неспаренных электронов, и элементы могут проявлять степень окисления +4, +6.

Халькогены – окислители, но более слабые, чем галогены, в соединениях с водородом и металлами имеют отрицательную степень окисления – 2: $\text{Э}^0 + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Э}^{-2}$

Окислительная способность халькогенов уменьшается в ряду $\text{O}_2^0 - \text{S}^0 - \text{Se}^0 - \text{Te}^0$

Халькогенид – ионы могут только отдавать электроны и поэтому являются восстановителями: $\text{Э}^{-2} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Э}^0$

Восстановительная способность халькогенид-ионов увеличивается в ряду $\text{O}^{-2} - \text{S}^{-2} - \text{Se}^{-2} - \text{Te}^{-2}$

Водородные соединения элементов подгруппы отвечают формуле H_2R . При растворении их в воде образуются кислоты (формулы те же). Сила этих кислот возрастает с ростом порядкового номера элемента, что объясняется уменьшением энергии связи в ряду соединений H_2S , H_2Se , H_2Te .

Сера, селен, теллур образуют одинаковые формы соединений с кислородом типа RO_2 , RO_3 , им соответствуют кислоты типа H_2RO_4 , H_2RO_3 . С ростом порядкового номера сила этих кислот убывает.

Концентрированная серная кислота – энергичный окислитель особенно при нагревании. Она окисляет многие металлы, неметаллы, неорганические и органические вещества.

В разбавленной H_2SO_4 окислителями являются ионы H^+ , а в концентрированной – сульфат –ионы SO_4^{2-}

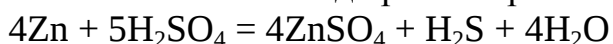
В разбавленной серной кислоте растворяются металлы, находящиеся в ряду активности до водорода, при этом образуются сульфаты и выделяется водород: $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$

Таблица 1.

Продукты восстановления H_2SO_4 (конц.) в зависимости от активности металлов

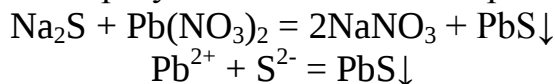
Активные	Средней активности	малоактивные	
реагирует	реагирует пассивирует Al, Fe, Cr из-за пленки оксидов	реагирует Cu, Hg	не реагирует Ag, Au, Pt
Кислота восстанавливается в основном до следующих продуктов			
H_2S	H_2S S	SO_2	-

С более активными металлами серная кислота в зависимости от концентрации может восстанавливаться до разнообразных продуктов

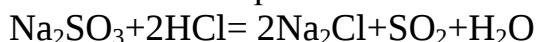


Качественные реакции на сульфиды, сульфиты, сульфаты:

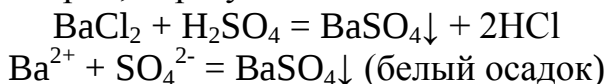
Качественной реакцией на сероводородную кислоту и её растворимые соли (т.е. на сульфид-ион S^{2-}) является взаимодействие их с растворимыми солями свинца, при этом образуется осадок PbS черного цвета



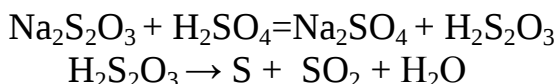
Качественная реакция на сульфит – ион – SO_3^{2-} – действие минеральных кислот, наблюдается запах жженой серы



Качественная реакция на сульфат-ион SO_4^{2-} - взаимодействие с растворимыми солями бария, образуется белый осадок



Качественная реакция на тиосульфат-ион $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ действие минеральных кислот, образующаяся тиосерная кислота $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ неустойчива и разлагается на S , SO_2 и H_2O , при этом наблюдается помутнение раствора за счет выделившейся серы



Задания для самостоятельной работы студентов

1. Простое газообразное вещество А желто-зеленого цвета с резким запахом реагирует с серебристо-белым металлом В, плотность которого меньше плотности воды. В результате реакции образуется вещество С, окрашивающее пламя горелки в фиолетовый цвет. При действии на твердое вещество С концентрированной серной кислотой выделяется бесцветный газ, хорошо растворимый в воде. Что из себя представляют вещества А, В, С. Напишите уравнения всех реакций.

2. В аптеку поступил рецепт.

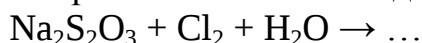
Rp.: Sol. Kalii bromidi 1%-100ml

Kalii iodidi 1,0

M.D.S. По 1 десертной ложке 2 раза в день

С помощью, каких реакций можно отличить калия иодид от калия бромида
Ответ подтвердите химическими реакциями.

3. Марлевые повязки, пропитанные раствором тиосульфата натрия, использовали для защиты органов дыхания от отравляющего вещества хлора в первую мировую войну. Напишите соответствующее уравнение реакции, подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



4. Долгое время йод не находил применения в медицине. Только в 1904 году русский военный врач Филончиков ввел в практику 5-10 % спиртовые

растворы йода для обработки краев свежих ран. Какой объем 5% спиртового раствора йода можно приготовить, имея в своем распоряжении 10 граммов йода? Плотность спиртового раствора йода примите равной 0,950 г/мл.

Ответ: $V = 211$ мл.

5. Глауберову соль впервые выделил из воды минерального источника в Кронштадте немецкий химик Иоганн Рудольф Глаубер. Это кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде, постепенно выветривается. Глауберова соль применяется как слабительное средство в виде водного раствора. Рассчитать массу глауберовой соли и объем воды, необходимые для приготовления 90г. 10% раствора сульфата натрия (в расчете на безводную соль) и молярную концентрацию этого раствора, если плотность его равна 1091,5 г/л.

Ответ: $m(\text{кристаллогидрата})=20,4\text{г.}$, $V(\text{воды})=69,6\text{мл}$, $C(\text{p-ра})= 0,77$ моль/л.

Раздел самоконтроля

Выберите один правильный вариант ответа

1. СРЕДИ ГАЛОГЕНОВ – ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ - ТВЕРДЫМ ЯВЛЯЕТСЯ

- 1) фтор
- 2) хлор
- 3) бром
- 4) иод

2. ЭЛЕМЕНТ С НАИБОЛЕЕ ЯРКО ВЫРАЖЕННЫМИ ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫМИ СВОЙСТВАМИ

- 1) фтор
- 2) хлор
- 3) бром
- 4) иод

3. СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ ХЛОРА В СОЕДИНЕНИИ $\text{Ca}(\text{OCl})_2$

- 1) -1
- 2) +1
- 3) +3
- 4) +5

4. СИЛА ГАЛОГЕНОВОДОРОДНЫХ КИСЛОТ ВОЗРАСТАЕТ В РЯДУ

- 1) HCl , HBr , HI
- 2) HI , HBr , HCl
- 3) HBr , HI , HCl
- 4) HI , HCl , HBr

5. ЦВЕТ ОСАДКА ПРИ СЛИВАНИИ РАСТВОРОВ ХЛОРИДА КАЛИЯ И ИОДИДА КАЛИЯ С РАСТВОРОМ НИТРАТА СЕРЕБРА ПОСЛЕДОВАТЕЛЬНО

- 1) белый, белый
- 2) желтый, белый
- 3) белый, желтый

- 4) светло-желтый, белый
6. ЭЛЕКТРОННАЯ ФОРМУЛА ВНЕШНЕГО ЭНЕРГЕТИЧЕСКОГО УРОВНЯ, АТОМОВ ГАЛОГЕНОВ
- 1) ns^2np^2
 - 2) ns^2np^5
 - 3) ns^2np^3
 - 4) ns^2np^4
7. ФОРМУЛА НАИБОЛЕЕ СИЛЬНОЙ КИСЛОТЫ
- 1) $HClO$
 - 2) $HClO_2$
 - 3) $HClO_3$
 - 4) $HClO_4$
8. РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО ЭНЕРГЕТИЧЕСКИМ УРОВНЯМ В АТОМЕ СЕРЫ
- 1) 2, 6
 - 2) 2, 8, 8
 - 3) 2, 8, 6
 - 4) 2, 8, 8, 6
9. СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ СЕРЫ ИЗМЕНЯЮТСЯ В ПОСЛЕДОВАТЕЛЬНОСТИ +6, -2, 0 В ГРУППЕ ВЕЩЕСТВ
- 1) S, SO_2, SO_3
 - 2) H_2SO_4, SO_2, H_2S
 - 3) Na_2SO_4, K_2S, S
 - 4) SO_3, K_2SO_3, S
10. СХЕМА ПРЕВРАЩЕНИЯ $S^{+6} \rightarrow S^{+4}$ СООТВЕТСТВУЕТ УРАВНЕНИЮ РЕАКЦИИ
- 1) $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$
 - 2) $2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$
 - 3) $H_2SO_4 + Zn \rightarrow ZnSO_4 + H_2$
 - 4) $Cu + 2H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$
11. РАСТВОР СЕРНОЙ КИСЛОТЫ МОЖЕТ ВЗАИМОДЕЙСТВОВАТЬ СО ВСЕМИ ВЕЩЕСТВАМИ ГРУППЫ
- 1) $Mg(OH)_2, BaCl_2, FeO, Zn$
 - 2) $MgO, CO_2, NaCl, Fe(OH)_3$
 - 3) $CuO, Fe, HNO_3, NaOH$
 - 4) $NaOH, ZnO, Cu, Na_2CO_3$
 - 5)
12. ДЛЯ ОСУЩЕСТВЛЕНИЯ ПРЕВРАЩЕНИЯ $H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow K_2SO_4$ НУЖНО ПОСЛЕДОВАТЕЛЬНО ИСПОЛЬЗОВАТЬ
- 1) воду, кислород, оксид калия
 - 2) кислород, кислород, гидроксид калия
 - 3) кислород, воду, калий
 - 4) воду, кислород, карбонат калия

13. СОКРАЩЁННОЕ ИОННОЕ УРАВНЕНИЕ КАЧЕСТВЕННОЙ РЕАКЦИИ НА СУЛЬФАТ-АНИОН

- 1) $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
- 2) $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{CuSO}_4$
- 3) $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4$
- 4) $\text{ZnO} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Zn}^{2+}$

14. ГАЗ, ОБЛАДАЮЩИЙ ЗАПАХОМ ТУХЛЫХ ЯИЦ, ОБРАЗУЮЩИЙ ПРИ РАСТВОРЕНИИ В ВОДЕ СЛАБУЮ КИСЛОТУ

- 1) сернистый
- 2) угарный
- 3) сероводород
- 4) йодоводород

15. ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ КОНЦЕНТРИРОВАННОЙ СЕРНОЙ КИСЛОТЫ С МЕДНЫМИ СТРУЖКАМИ ПРИ НАГРЕВАНИИ

- 1) CuS и H_2S
- 2) CuSO_4 , SO_2 и H_2O
- 3) CuSO_4 и H_2
- 4) CuSO_4 и H_2O

Эталон ответов

№ вопроса	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
Вариант ответа	4	4	2	1	3	2	4	3	3	4	1	2	3	3	2

Тема: *p*-ЭЛЕМЕНТЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ V, IV, III ГРУППЫ

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен

знать:

- общая характеристика элементов V, IV, III группы главной подгруппы периодической системы Д. И. Менделеева,
- важнейшие соединения азота и фосфора, в том числе лекарственные,
- качественные реакции на катион аммония, нитрит-анион, нитрат-анион, фосфат –анион,
- важнейшие соединения углерода и кремния, качественные реакции на карбонат—анион, силикат-анион,
- важнейшие соединения бора, качественные реакции на борат-, тетраборат-анионы,
- важнейшие соединения алюминия, в том числе лекарственные,
- амфотерность оксида и гидроксида алюминия,

- биологическая роль, применение в медицине соединений элементов V, IV, III группы главной подгруппы периодической системы Д. И. Менделеева
- уметь:**

- доказывать химическими реакциями свойства соединений азота (солей аммония, нитритов, нитратов) и фосфора (фосфатов, гидрофосфатов),
- доказывать химическими реакциями свойства углерода и его соединений,
- доказывать химическими реакциями свойства соединений алюминия и бора,
- получать гидроксид алюминия и доказывать его амфотерность

Значение темы

Углерод и азот являются биогенными элементами, они входят в состав всех живых организмов, составляют их основную массу и играют большую роль в процессах жизнедеятельности. Фосфор подобно углероду и азоту также является необходимой составной частью всех живых клеток животных и растений.

Многие соединения элементов главных подгрупп V, IV, III групп периодической системы химических элементов играют важную роль в практической деятельности человека и применяются в медицине в качестве лекарственных средств.

Например, водный раствор аммиака – нашатырный спирт, применяется, если надо привести человека в сознание, а хлорид аммония применяют в медицине при отеках сердечного происхождения и как отхаркивающее средство. Серебра нитрат — AgNO_3 (ляпис) - обладает способностью свертывать белки, превращая их в нерастворимые соединения. Этим пользуются для прижигания им ран, язв.

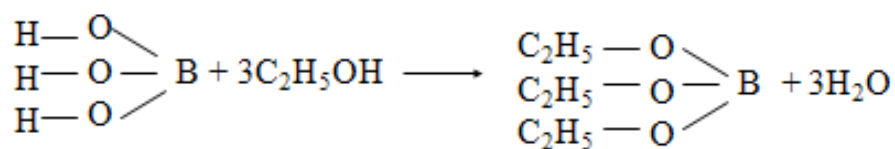
Алюминиевая фольга (толщиной 0,005 мм) применяется в пищевой и фармацевтической промышленности для упаковки продуктов и препаратов.

Оксид алюминия Al_2O_3 – входит в состав некоторых антацидных средств (например, *Almagel*). Алюмокалиевые квасцы $\text{KAl}(\text{SO}_4)_3 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ применяют для лечения кожных заболеваний, как кровоостанавливающее средство, а 8% раствор ацетата алюминия $(\text{CH}_3\text{COO})_3\text{Al}$ (жидкость Бурова) оказывает вяжущее и противовоспалительное действие и применяется в разведенном виде для полоскания, примочек, при воспалительных заболеваниях кожи и слизистых оболочек.

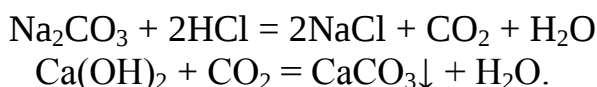
Содержание темы

Качественные реакции

Этиловый спирт и концентрированная серная кислота при взаимодействии с сухой борной кислотой или сухими боратами образует борноэтиловый эфир, который при горении дает пламя с ярко-зеленой окраской.



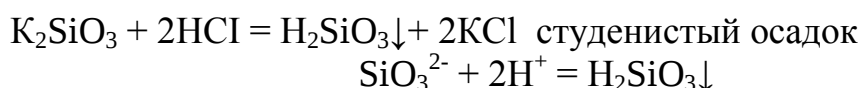
При действии кислот, даже таких слабых, как уксусная, все карбонаты разлагаются с выделением диоксида углерода. Этой реакцией (качественная реакция) часто пользуются для обнаружения карбонатов по характерному шипению выделяющегося CO_2 , а также по помутнению известковой воды $\text{Ca}(\text{OH})_2$



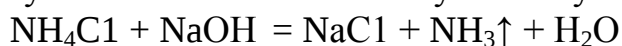
Однако, если пропускать CO_2 через известковую воду долгое время, то мутная вначале жидкость постепенно светлеет и наконец становится совершенно прозрачной. Растворение происходит вследствие образования кислой соли гидрокарбоната кальция:



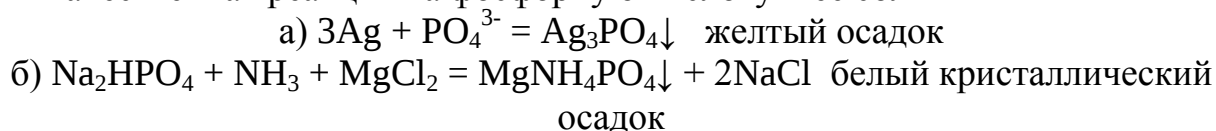
Качественная реакция на растворимые силикаты.



Качественная реакция на катион аммония NH_4^+ , выделяющийся аммиак определяют по запаху или по посинению лакмусовой бумажки



Качественная реакция на фосфорную кислоту и её соли



Окислительные свойства азотной кислоты

Для азотной кислоты характерны исключительно окислительные свойства. Азот в азотной кислоте находится в высшей степени окисления +5.

Азотная кислота окисляет многие металлы. Продуктами восстановления кислоты могут быть: NO_2 ; NO ; N_2O ; N_2 ; NH_3 (NH_4NO_3). Преимущественное образование одного из продуктов зависит от концентрации кислоты и от активности металла (таблица 1)

Таким образом, при взаимодействии азотной кислоты с металлами водород не выделяется (!)

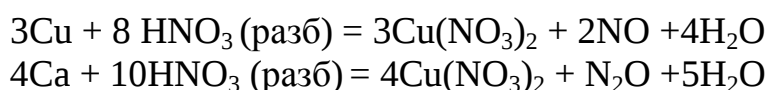


Таблица 1.

Взаимодействие азотной кислоты с металлами

	Щелочные и щелочно земельные металлы	Fe Cr Al Ni Co	Металлы до (H)	Металлы после (H) (Cu и др)	Благородные металлы Au Pt Os Ir Ta
HNO_3 (конц. $\omega > 60\%$)	N_2O	Пассивация (при обычных условиях) NO_2 (при нагревании)	NO_2	NO_2	Нет реакции
HNO_3 (разбавл.)	NH_3 NH_4NO_3	Основной NO , но в зависимости от разбавления могут образовываться N_2 , N_2O , NH_3 , NH_4NO_3 Чем больше разбавлена кислота, тем ниже степень окисления азота		NO	Нет реакции

Вопросы для самоподготовки

1. Общая характеристика элементов VA группы периодической системы Д. И. Менделеева.
2. Каковы важнейшие формы кислотных оксидов элементов подгруппы азота и соответствующих им гидроксидов?
3. Охарактеризуйте важнейшие аллотропные модификации фосфора.
4. Общая характеристика элементов IVA группы периодической системы Д. И. Менделеева.
5. В каком виде углерод встречается в природе? Назовите важнейшие природные соединения углерода.
6. Каковы аллотропные модификации углерода? Чем обусловлено различие физических свойств алмаза и графита?
7. Общая характеристика элементов IIIA группы периодической системы Д. И. Менделеева.
8. Каков характер оксида и гидроксида бора? Какое практическое значение имеет бора?
9. Какие свойства имеют оксид и гидроксид алюминия?

Задания для самостоятельной работы студентов

1. В растворе какой соли фенолфталеин станет малиновым: Na_2CO_3 , K_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$? Почему? Ответ подтвердите соответствующими уравнениями химических реакций.

2. Осуществите цепочки превращения:

- а) $C \rightarrow CO_2 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow Na_2CO_3$
- б) $Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Na[Al(OH)_4] \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(NO_3)_3$
- в) $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow HPO_3 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$

3. В двух пробирках находятся различные нитраты белого цвета. При нагревании одной соли выделяется бесцветный газ, в котором тлеющая лучинка вспыхивает. При нагревании второй соли выделяется газ бурого цвета. Какие это нитраты? Напишите соответствующие уравнения реакций.

4. При боли в ушах, отитах спиртовой 3% раствор борной кислоты (Boric acid solution in ethanol 3%) применяют местно, по 3–5 капель в ухо до трех раз в день. Задание:

- а) Рассчитайте массу борной кислоты для приготовления 50 г 3% раствора.
- б) Напишите качественную реакцию на борную кислоту, укажите условия её проведения.

5. Многие люди до сих пор пользуются обычной пищевой содой, чтобы избавиться от изжоги (что врачи делать не рекомендуют!). Почему врачи сейчас отдают предпочтение препаратам на основе $Al(OH)_3$ и не рекомендуют принимать соду для нейтрализации избыточной кислотности желудочного сока?

Раздел самоконтроля

Выберите один правильный вариант ответа

1. СТРОЕНИЕ ВНЕШНЕГО ЭЛЕКТРОННОГО СЛОЯ АТОМОВ VA ГРУППЫ

- 1) $\dots ns^2 np^5$
- 2) $\dots ns^2 np^2$
- 3) $\dots ns^2 np^4$
- 4) $\dots ns^2 np^3$

2. ОДИНАКОВОЕ ЧИСЛО В АТОМАХ АЗОТА И ФОСФОРА

- 1) протонов в ядре
- 2) электронов на внешнем слое
- 3) электронных слоев
- 4) нейтронов в ядре

3. ЧИСЛО НЕСПАРЕННЫХ ЭЛЕКТРОНОВ НА p -ПОДУРОВНЕ В ОСНОВНОМ СОСТОЯНИИ АТОМА УГЛЕРОДА

- 1) 2
- 2) 3
- 3) 4
- 4) 6

4. НЕМЕТАЛЛИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА В РЯДУ УГЛЕРОД - КРЕМНИЙ - ГЕРМАНИЙ - ОЛОВО - СВИНЕЦ

- 1) усиливаются
- 2) ослабевают
- 3) изменяются периодически

- 4) не изменяются
5. СОКРАЩЕННОЕ ИОННОЕ УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ $\text{SiO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow$ СООТВЕТСТВУЕТ ВЗАИМОДЕЙСТВИЮ
- 1) оксида кремния (IV) с водой
 - 2) оксида кремния (IV) с серной кислотой
 - 3) силиката натрия с серной кислотой
 - 4) силиката кальция с серной кислотой
6. ПРОДУКТ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ РАЗБАВЛЕННОЙ АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ С МЕДЬЮ
- 1) N_2
 - 2) NH_3
 - 3) NO
 - 4) NO_2
7. ПРОДУКТ ВОССТАНОВЛЕНИЯ КОНЦЕНТРИРОВАННОЙ АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ ПРИ ВЗАИМОДЕЙСТВИИ С МЕДЬЮ
- 1) NO_2
 - 2) NO
 - 3) NH_3
 - 4) N_2
8. РЕАКТИВ, С ПОМОЩЬЮ КОТОРОГО МОЖНО ОБНАРУЖИТЬ ПРИСУТСТВИЕ ФОСФАТОВ В РАСТВОРЕ
- 1) BaCl_2
 - 2) AgNO_3
 - 3) NaOH
 - 4) HCl
9. ПРОДУКТ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ АЛЮМИНИЯ С РАСТВОРОМ СЕРНОЙ КИСЛОТЫ
- 1) O_2
 - 2) H_2
 - 3) H_2S
 - 4) SO_2
10. КИСЛОТА, ПАССИВИРУЮЩАЯ АЛЮМИНИЙ НА ХОЛОДУ
- 1) HNO_3 (конц.)
 - 2) H_2SO_4 (разб.)
 - 3) HCl
 - 4) H_3PO_4
11. ПРОДУКТ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ ГИДРОКСИДА АЛЮМИНИЯ С РАСТВОРОМ ГИДРОКСИДА НАТРИЯ
- 1) Na_2O
 - 2) Al_2O_3
 - 3) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
 - 4) $\text{Al}(\text{OH})_3$
12. ГИДРОЛИЗ ИДЕТ ДО КОНЦА ПРИ РАСТВОРЕНИИ В ВОДЕ СОЛИ
- 1) Al_2S_3
 - 2) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

- 3) AlCl_3
 4) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$

Эталон ответов

№ вопроса	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
Вариант ответа	4	2	1	2	3	3	1	2	2	1	3	1

Тема: *s* и *d*-ЭЛЕМЕНТЫ I и II ГРУППЫ ГЛАВНОЙ И ПОБОЧНОЙ ПОДГРУППЫ

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен

знать:

- общая характеристика элементов I и II группы главной и побочной подгруппы периодической системе Д. И. Менделеева,
- важнейшие соединений магния и кальция, в том числе лекарственные, качественные реакции на катионы кальция и магния.
- важнейшие соединения натрия и калия, в том числе лекарственные, качественные реакции на катионы кальция и магния.
- важнейшие соединения меди и серебра, в том числе лекарственные, качественные реакции на катионы меди и серебра.
- важнейшие соединения цинка и ртути, в том числе лекарственные, качественные реакции на катионы цинка и ртути.

уметь:

- проводить химические реакции, иллюстрирующие свойства соединений магния и кальция, соединений натрия и калия, соединений меди и серебра, соединений цинка и ртути.
- решать экспериментальные задачи

Значение темы

Соединения щелочных и щелочноземельных металлов играют важную роль в жизнедеятельности организмов. Ион калия K^+ - основной внутриклеточный ион, а ион натрия Na^+ - главный внутриклеточный ион, их взаимодействие поддерживает жизненно важные процессы в клетках.

Ионы магния и кальция образуют комплексы с нуклеотидами (например, АТФ), связываясь с фосфатными группами, тем самым участвуют в терморегуляции организма. Кальций – основной элемент для образования и поддержания таких структур, как зубы, кости. Магний необходим для деятельности нервно-мышечного аппарата.

В медицинской практике широко используются соединения, образованные щелочными и щелочноземельными металлами:

- 0,9% р-р хлорида натрия NaCl – физиологический раствор, применяемый при потере крови;
- глауберова соль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и английская соль $\text{MgSO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ - применяется как слабительное средство;
- оксид магния MgO - применяется в малых дозах как нейтрализующее средство при отравлении кислотами, входит в состав зубных порошков;
- гидрокарбонат магния $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$ - применяется в качестве присыпки.

Цинк и медь, будучи связанными с ферментами, гормонами, витаминами, оказывают значительное влияние на фундаментальные жизненные процессы: кроветворение, размножение, рост и развитие организма, энергетический обмен и др. Соединения меди и цинка также широко применяются в качестве лекарственных препаратов:

- сульфат меди CuSO_4 - антисептическое, вяжущее, прижигающее (наружно), рвотное (внутри), оксид цинка ZnO и сульфат цинка ZnSO_4 – входят в состав цинковой мази.

В клинической медицине применяют многочисленные препараты серебра – это органические соединения, преимущественно белковые - протаргол и колларгол, а так же соль AgNO_3 ляпис, который обладает прижигающим и вяжущим действием.

Краткое содержание темы

Таблица 1.

Общая характеристика элементов IА и IIА группы

	Главная подгруппа I группы (щелочные металлы) литий ${}_3\text{Li}$, натрий ${}_{11}\text{Na}$ калий ${}_{19}\text{K}$, рубидий ${}_{37}\text{Rb}$ цезий ${}_{55}\text{Cs}$, франций ${}_{87}\text{Fr}$	Главная подгруппа II группы бериллий ${}_4\text{Be}$, магний ${}_{12}\text{Mg}$ щелочноземельные металлы кальций ${}_{20}\text{Ca}$, стронций ${}_{38}\text{Sr}$ барий ${}_{56}\text{Ba}$, радий ${}_{88}\text{Ra}$
Строение внешнего электронного слоя	...ns ¹	...ns ²
Степень окисления в соединениях	+1	+2
Закономерности изменения свойств по подгруппе	Сверху вниз по подгруппе • радиусы атомов ↑ • энергия ионизации ↓ • способность отдавать электроны ↑ • металлические свойства ↑ • восстановительная способность ↑	

Все s-металлы имеют низкие значения энергии ионизации и электроотрицательности, и могут легко отдавать валентные электроны, являясь сильными восстановителями, однако, щелочноземельные металлы несколько более слабые восстановители, чем, чем щелочные металлы.

Be и Mg несколько отличаются от остальных металлов IIА группы. Так Be с водой не взаимодействует, Mg - при нагревании, а остальные Me активно реагируют при обычных условиях $\text{R} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{R}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$

Таблица 2.

Общая характеристика элементов I В группы

Элементы побочной подгруппы I группы	Строение внешнего электронного слоя	Степень окисления в соединениях	Закономерности изменения свойств по подгруппе
медь $_{29}\text{Cu}$	$\dots 3d^{10}4s^1$	+1, +2	Элементы меди, серебра, золота имеют менее ярко выраженные металлические свойства по сравнению с металлами главной подгруппы. Это связано с тем, что радиусы атомов меди, серебра, золота значительно меньше, а их ионизационные потенциалы намного больше, чем у атомов натрия, калия. Поэтому медь, серебро, золото мало активны, причем инертность возрастает с увеличением атомной массы.
серебро $_{47}\text{Ag}$	$\dots 4d^{10}5s^1$	+1	
золото $_{79}\text{Au}$	$\dots 5d^{10}6s^1$	- +1, +3	

Таблица 3.

Общая характеристика элементов II В группы

Элементы побочной подгруппы II группы	Строение внешнего электронного слоя $(n-1)s^2 p^6 d^{10} ns^2$	Степень окисления в соединениях	Закономерности изменения свойств по подгруппе
цинк $_{30}\text{Zn}$	$\dots 3d^{10}4s^2$	+2	Восстановительные свойства элементов подгруппы цинка выражены значительно слабее, чем у элементов главных подгрупп. Это объясняется меньшим размером радиуса атомов, и соответственно, более высокими энергиями ионизации, чем у элементов главных подгрупп. Наиболее активным элементом является цинк. В общем, элементы II В (Zn, Cd, Hg) более активны, чем соответствующие элементы I В (Cu, Ag, Au).
кадмий $_{48}\text{Cd}$	$\dots 4d^{10}5s^2$	+2	
ртуть $_{80}\text{Hg}$	$\dots 5d^{10}6s^2$	- +1, +2	

Особенности взаимодействия металлов с кислотамиLi K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Co Ni Sn Pb (H₂) Cu Hg Ag Pt Au

	Na	Ca	Cu	Ag	Au
HCl	H ₂	H ₂	-	-	-
разб. H ₂ SO ₄	H ₂	H ₂	-	-	-
конц. H ₂ SO ₄	H ₂ S	H ₂ S	SO ₂	SO ₂	-
разб. HNO ₃	NH ₃ , NH ₄ NO ₃	NH ₃ , NH ₄ NO ₃	NO	NO	-
конц. HNO ₃	N ₂ O	N ₂ O	NO ₂	NO ₂	
конц. HNO ₃ + 3HCl (царская водка)					NO

Вопросы для самоподготовки

1. Какое строение имеют атомы щелочных и щелочноземельных металлов?
2. Какие оксиды образуют щелочные и щелочноземельные металлы и какие гидроксиды им соответствуют?
3. Физические свойства щелочных и щелочноземельных металлов.
4. Жесткость воды. Способы устранения жесткости воды.
5. Почему соединения элементов IV и IIB группы являются хорошими комплексообразователями? Приведите примеры комплексных соединений.
6. Какие степени окисления проявляет медь в своих соединениях? Соединения, с какой степенью окисления меди наиболее устойчивы?
7. Как доказать амфотерность оксида и гидроксида цинка?
8. Особенности взаимодействия серебра и ртути с кислотами. Приведите примеры.

Задания для самостоятельной работы студентов

1. Осуществите превращения:
 - а) $\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl}$
 - б) $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4] \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn}$
2. Какие из веществ можно использовать для устранения общей жесткости воды: NaOH, H₂SO₄, CaCl₂, Na₃PO₄, Na₂CO₃, известковая вода? Напишите уравнения реакции в молекулярном и ионном виде.
3. При некоторых аллергических заболеваниях взрослым назначают раствор с массовой долей хлорида кальция CaCl₂ 10% 2-3 раза в день по 1 столовой ложке во время еды
 - а) Рассчитайте массу хлорида кальция для приготовления 400г. 10%-ного раствора CaCl₂

- б) Рассчитайте дозу CaCl_2 на один прием (масса раствора в столовой ложке -15 г)
4. В пробирках без надписей находятся растворы солей: хлорид калия, хлорид цинка, нитрат серебра, нитрат ртути (II). Предложите способ их распознавания с помощью одного реактива, напишите соответствующие уравнения химических реакций.

Раздел самоконтроля

Выберите один правильный вариант ответа

1. СТРОЕНИЕ ВНЕШНЕГО ЭЛЕКТРОННОГО СЛОЯ ЭЛЕМЕНТОВ I A ГРУППЫ

- 1) ns^2
- 2) ns^1
- 3) ns^2np^1
- 4) ns^2np^2

2. МЕТАЛЛИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА В РЯДУ Li - Na - K - Rb - Cs - Fr

- 1) ослабевают
- 2) усиливаются
- 3) изменяются периодически
- 4) не изменяются

3. СИЛА ОСНОВАНИЙ В РЯДУ от LiOH до CsOH

- 1) увеличивается
- 2) ослабевает
- 3) не изменяется
- 4) изменяется периодически

4. СОЛЬ, ВХОДЯЩАЯ В СОСТАВ ФИЗИОЛОГИЧЕСКОГО (ИЗОТОНИЧЕСКОГО) РАСТВОРА

- 1) хлорид калия
- 2) карбонат натрия
- 3) сульфат калия
- 4) хлорид натрия

5. ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ НАТРИЯ С ВОДОЙ

- 1) водород и оксид натрия
- 2) кислород и оксид натрия
- 3) гидроксид натрия и водород
- 4) гидроксид натрия и кислород

6. ЦВЕТ ПЛАМЕНИ ПРИ ВНЕСЕНИИ В НЕГО СОЛИ НАТРИЯ

- 1) желтый
- 2) фиолетовый
- 3) кирпично-красный
- 4) желто-зеленый

7. ЦВЕТ ПЛАМЕНИ ПРИ ВНЕСЕНИИ В НЕГО СОЛИ КАЛИЯ

- 1) желтый
- 2) фиолетовый

- 3) кирпично-красный
4) желто-зеленый
8. ПРОДУКТЫ ТЕРМИЧЕСКОГО РАЗЛОЖЕНИЯ КАРБОНАТА КАЛЬЦИЯ
- 1) $\text{CaO} + \text{CO}$
2) $\text{Ca} + \text{CO}_2$
3) CaO и CO_2
4) $\text{CaC}_2 + \text{O}_2$
9. ИОНЫ, ОБУСЛАВЛИВАЮЩИЕ ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ
- 1) Ca^{2+} , Mg^{2+}
2) Na^+ , K^+
3) Ca^{2+} , K^+
4) Na^+ , Mg^{2+}
10. РЕАКТИВ ДЛЯ КАЧЕСТВЕННОЙ РЕАКЦИИ НА ИОН СЕРЕБРА Ag^+
- 1) AgNO_3
2) BaCl_2
3) HCl
4) H_2SO_4
11. РАСТВОР СУЛЬФАТА МЕДИ (II) РЕАГИРУЕТ С КАЖДЫМ ИЗ ДВУХ ВЕЩЕСТВ
- 1) HCl , H_2SiO_3
2) H_2O , $\text{Cu}(\text{OH})_2$
3) O_2 , HNO_3
4) NaOH , BaCl_2
12. ПРОДУКТЫ ТЕРМИЧЕСКОГО РАЗЛОЖЕНИЯ ГИДРОКСИДА МЕДИ (II)
- 1) вода и медь
2) водород и оксид меди (II)
3) оксид меди (I) и вода
4) оксид меди (II) и вода
13. НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА С ФОРМУЛОЙ $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
- 1) тетрагидроксоцинкат натрия
2) тетрааквацинкат натрия
3) гексагидроксоцинкат натрия
4) гексааквацинкат натрия
14. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ, СООТВЕТСТВУЮЩЕЕ СОКРАЩЕННОМУ ИОННОМУ УРАВНЕНИЮ $\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow$
- 1) $\text{ZnCl}_2 + \text{KOH}$
2) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH}$
3) $\text{ZnO} + \text{NaOH}$
4) $\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
15. ЦВЕТ ЛАКМУСА В РАСТВОРЕ ХЛОРИДА ЦИНКА
- 1) бесцветный
2) синий
3) фиолетовый
4) красный

Эталон ответов

№ вопроса	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
Вариант ответа	2	2	1	4	3	1	2	3	1	3	4	4	1	1	4

Тема: d-ЭЛЕМЕНТЫ VI, VII, VIII ГРУПП ПОБОЧНОЙ ПОДГРУППЫ

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен

знать:

- общая характеристика элементов VI, VII и VIII группы побочной подгруппы периодической системе Д. И. Менделеева,
- важнейшие соединения хрома, хроматы, дихроматы, окислительные свойства соединений хрома (VI), качественные реакции
- важнейшие соединения марганца, калия перманганат, его окислительные свойства в различных средах, применение в медицине,
- важнейшие соединения железа, сплавы железа, качественные реакции на катионы железа (II, III), биологическая роль железа и применение железа и его соединений в медицине и народном хозяйстве.

уметь:

- проводить химические реакции, иллюстрирующие свойства соединений элементов VI, VII и VIII группы побочной подгруппы периодической системе Д. И. Менделеева,
- решать экспериментальные задачи

Значение темы

Большинство соединений хрома имеют яркую окраску, причем разных цветов. За эту особенность элемент и был назван хромом, что в переводе с греческого обозначает "краски". Хром применяют в металлургии для получения специальных сортов стали, которые имеют большую твердость и устойчивость к коррозии.

Из солей марганцевой кислоты самая распространенная соль перманганат калия - кристаллы темно-фиолетового цвета. Фармакопейный препарат калия перманганат применяется как антисептическое средство наружно в водных растворах для промывания ран (0,5 %), для полоскания рта и горла (0,01%), для смазывания язв и ожогов (2 - 5 %), внутрь для промывания желудка (0,02 - 0,1%) при отравлениях алкалоидами, цианидами, фосфором. KMnO_4 является сильным окислителем, попадание на кожу кристаллов калия перманганата может привести к болезненному долго незаживающему ожогу.

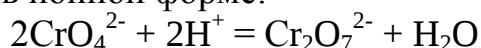
Широко используются в фармации соединения железа: соли хлорид железа (III) - как кровоостанавливающее и дезинфицирующее средство,

применяется при анемии и как кровоостанавливающее средство. Железо играет важную биологическую роль, оно входит в состав гемоглобина, миоглобина, различных ферментов и других сложных железобелковых комплексов, которые находятся в печени и селезенке. Железо стимулирует функцию кроветворных органов.

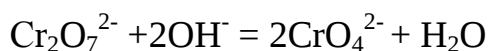
Краткое содержание темы

Соли хромовой кислоты называются хроматами, соли дихромовой кислоты называются дихроматами.

Равновесия в системе хромат - дихромат можно представить следующими уравнениями в ионной форме:



желтая окраска переходит в оранжевую



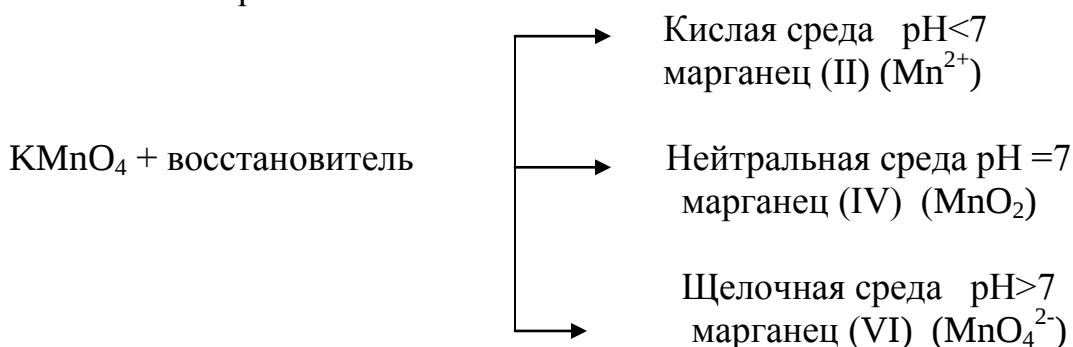
оранжевая окраска переходит в желтую

Таким образом, в кислых растворах существуют преимущественно дихроматы (они окрашивают растворы в оранжевый цвет), а в щелочных - хроматы (растворы желтого цвета).

Хроматы и дихроматы - сильные окислители. Особенно сильные окислительные свойства они проявляют в кислой среде:



Восстановление перманганата калия в средах различной кислотности протекает в соответствии схемой



Mn^{2+} обесцвечивание раствора KMnO_4

MnO_2 бурый осадок

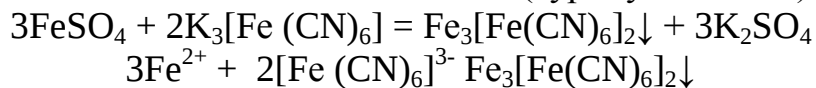
MnO_4^{2-} раствор приобретает зеленый цвет

Железо имеет соли в двух степенях окисления +2, +3. Растворы солей железа (II) бесцветны, а растворы солей железа (III), имеют желтую окраску.

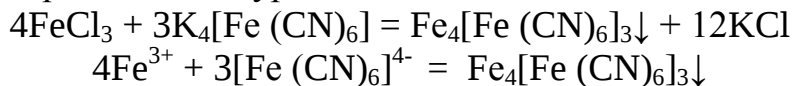
Наличие в растворе ионов железа (II) и (III) можно доказать при помощи следующих качественных реакций:

Качественная реакция на ионы железа (II) основана на действии комплексного соединения $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ - красной кровяной соли. В результате

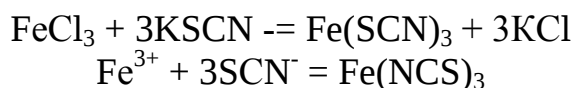
реакции выпадает осадок темно-синего цвета (турнбулева синь)



Для обнаружения ионов железа (III) применяют желтую кровяную соль $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. О присутствии соединений железа (III), судят по образованию синего осадка берлинской лазури:



Обнаружить ионы Fe^{3+} можно также по реакции с роданидом калия KSCN или аммония NH_4SCN



В результате реакции раствор приобретает кроваво - красную окраску.

Вопросы для самоподготовки

1. Как определить степени окисления металлов побочных подгрупп?
2. Какие степени окисления наиболее характерны для железа?
3. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства гидроксидов железа (II) и железа (III)?
4. Какие степени окисления характерны для хрома? Какие из них наиболее устойчивы?
5. Напишите формулы оксидов и гидроксидов хрома и охарактеризуйте их кислотно-основные свойства.
6. Какие степени окисления проявляет марганец в соединениях? Какие из них наиболее устойчивы?
7. Как меняются окислительно-восстановительные свойства соединений хрома и марганца с увеличением степени его окисления?

Задания для самостоятельной работы студентов

1. Фармакопейный препарат калия перманганата применяется как антисептическое средство наружно в водных растворах для промывания ран (0,5%). Рассчитайте массу KMnO_4 и объем воды необходимые для приготовления 400 г. такого раствора.
2. Белый студенистый осадок гидроксида железа (II) на воздухе быстро зеленеет, а затем буреет. Напишите уравнение реакции, объясняющее это явление.
3. Имеются две соли – А и В. Соль А оранжевого цвета, хорошо растворимая в воде, её раствор окрашивает пламя в бледно-фиолетовый цвет, является сильным окислителем, при взаимодействии с нитритом натрия в кислой среде окраска раствора меняется на зеленую. Другая соль В – белая, при нагревании разлагается на газообразные продукты, один из которых обладает резким запахом, раствор соли при взаимодействии с раствором нитрата серебра дает белый творожистый осадок. Соли А и В при нагревании

реагируют между собой. Определите, какие это соли, напишите соответствующие уравнения реакции.

4. Проанализируйте результаты следующих опытов, составьте уравнения реакции и подберите коэффициенты электронно-ионным методом.

Опыт 1. К 3-4 каплям раствора перманганата калия прилили 10 капель концентрированного раствора гидроксида натрия и 2 капли раствора сульфита натрия. Раствор приобрел зеленую окраску.

Опыт 2. 6 капель раствора дихромата калия подкислили четырьмя каплями разбавленного раствора серной кислоты и добавили раствор сульфита натрия до изменения окраски смеси.

Раздел самоконтроля

Выберите один правильный вариант ответа

1. ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ ВАЛЕНТНЫХ ПОДУРОВНЕЙ АТОМА ЖЕЛЕЗА

- 1) $3d^4 4s^2$
- 2) $3d^5 4s^1$
- 3) $3d^6 4s^0$
- 4) $3d^6 4s^2$

2. РЕАКТИВ ДЛЯ ОПРЕДЕЛЕНИЯ ИОНОВ Fe^{2+} В РАСТВОРЕ

- 1) HCl
- 2) $BaCl_2$
- 3) $K_3[Fe(CN)_6]$
- 4) $K_4[Fe(CN)_6]$

3. РЕАКТИВ ДЛЯ ОПРЕДЕЛЕНИЯ ИОНОВ Fe^{3+} В РАСТВОРЕ

- 1) $K_4[Fe(CN)_6]$
- 2) $K_3[Fe(CN)_6]$
- 3) $AgNO_3$
- 4) HCl

4. БУРЫЙ ОСАДОК ОБРАЗУЕТСЯ В РЕЗУЛЬТАТЕ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ

- 1) $FeSO_4$ и $BaCl_2$
- 2) $Fe(NO_3)_3$ и KOH
- 3) $FeCl_3$ и H_2S
- 4) $Fe(OH)_2$ и HCl

5. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ, СООТВЕТСТВУЮЩЕЕ СОКРАЩЕННОМУ ИОННОМУ УРАВНЕНИЮ $Fe^{2+} + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_2$

- 1) $Fe(NO_3)_3 + KOH$
- 2) $Na_2S + Fe(NO_3)_2$
- 3) $FeCl_3 + Ba(OH)_2$
- 4) $FeSO_4 + NaOH$

6. СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ МАРГАНЦА В ПЕРМАНГНАТЕ КАЛИЯ

- 1) + 7
- 2) + 6
- 3) + 4

4) + 2

7. ПРОДУКТ ВОССТАНОВЛЕНИЯ ПЕРМАНГАНАТА КАЛИЯ В СХЕМЕ РЕАКЦИИ $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$

- 1) MnSO_4
- 2) K_2MnO_4
- 3) MnO_2
- 4) MnO

8. ПРОДУКТ ВОССТАНОВЛЕНИЯ ПЕРМАНГАНАТА КАЛИЯ В КИСЛОЙ СРЕДЕ (H_2SO_4)

- 1) MnO_2
- 2) MnO
- 3) K_2MnO_4
- 4) MnSO_4

9. РЯД ВЕЩЕСТВ СО СТЕПЕНЬЮ ОКИСЛЕНИЯ ХРОМА +3

- 1) Cr_2O_3 , H_2CrO_4 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$
- 2) CrO_3 , Cr_2O_3 , NaCrO_2
- 3) $\text{Cr}(\text{OH})_3$, KCrO_2 , Cr_2O_3
- 4) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, CrO_3

10. СОКРАЩЕННОЕ ИОННОЕ УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

$\text{Cr}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow$ СООТВЕТСТВУЕТ ВЗАИМОДЕЙСТВИЮ

- 1) хлорида хрома (III) с водой
- 2) оксида хрома (III) с водой
- 3) сульфата хрома (III) со щелочью
- 4) хрома со щелочью

11. АМФОТЕРНОСТЬ ОКСИДА ХРОМА (III) ПОДТВЕРЖДАЕТСЯ ЕГО СПОСОБНОСТЬЮ

- 1) растворяться в кислотах
- 2) восстанавливаться водородом
- 3) реагировать с оксидом кальция
- 4) взаимодействовать с кислотами и щелочами

12. НЕОБРАТИМО ГИДРОЛИЗУЕТСЯ СОЛЬ

- 1) сульфид хрома (III)
- 2) хлорид меди (II)
- 3) сульфит натрия
- 4) нитрат цинка (II)

13. ПРИМЕНЯЕТСЯ В МЕДИЦИНЕ КАК АНТИСЕПТИЧЕСКОЕ СРЕДСТВО, ДЛЯ ПОЛОСКАНИЯ ГОРЛА, ПРОМЫВАНИЯ РАН

- 1) хлорид кальция
- 2) перманганат калия
- 3) хромат калия
- 4) сульфат железа (II)

14. КАТИОН В СОСТАВЕ ГЕМОГЛОБИНА

- 1) Na^+
- 2) Ca^{2+}
- 3) Fe^{2+}

4) Fe^{3+}

Эталон ответов

№ вопроса	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Вариант ответа	4	3	1	2	4	1	3	4	3	3	4	1	2	3

ПЕРЕЧЕНЬ КОНСПЕКТОВ, РЕФЕРАТОВ, ПРЕЗЕНТАЦИЙ

1. Подготовка реферата на тему: «Окислительно-восстановительные реакции в быту и медицине».
2. Составление конспекта: Биологическая роль и применение в медицине галогенов, халькогенов и их соединений.
3. Составление конспекта: Биологическая роль и применение в медицине соединений элементов V, IV, III групп главных подгрупп.
4. Подготовка презентаций о биологической роли и применении в медицине соединений элементов I, II группы.

При написании и оформлении рефератов, подготовки презентаций воспользуйтесь следующими пособиями:

1. Реферат, курсовая, диплом? Пиши правильно! [Электронный ресурс] : метод. пособие для студентов по написанию и оформлению рефератов, курсовых, дипломных работ / сост. Е. Н. Казакова, Е. П. Клобертанц ; Красноярский медицинский университет, Фармацевтический колледж. - Красноярск : КрасГМУ, 2014. - 46 с. - (В помощь студенту).
2. Выступай эффектно и эффективно! [Электронный ресурс] : метод. рекомендации для преподавателей и студентов / сост. Т. В. Потупчик, Е. П. Клобертанц, И. П. Клобертанц ; Красноярский медицинский университет, Фармацевтический колледж. - Красноярск : КрасГМУ, 2014. - 27 с. - (В помощь студенту).

Рекомендуемая литература

Основная литература

1. Бабков, А. В. Общая и неорганическая химия : учеб. для мед. училищ и колледжей / А. В. Бабков, Т. И. Барабанова, В. А. Попков. - М. : ГЭОТАР-Медиа, 2013. - 384 с.

Дополнительная литература

2. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник / Н. Л. Глинка ; ред. В. А. Попков, А. В. Бабков. - 18-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2011. - 886 с.
3. Бабков, А. В. Общая, неорганическая и органическая химия : для школьников старших классов и поступающих в вузы [Электронный ресурс] / А. В. Бабков, В. А. Попков. - 2-е изд., испр. - М. : ГЭОТАР-Медиа, 2014. – 576 с. – Режим доступа : <http://www.medcollegelib.ru/book/ISBN9785970429785.html>.

Электронные ресурсы

1. ЭБС КрасГМУ Colibris;
2. ЭБС Консультант студента;
3. ЭБС ibooks;
4. НЭБ elibrary.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

www.calc.ru

Периоды

Ряды

I

II

III

IV

V

VI

VII

VIII

a

b

a

b

a

b

a

b

a

b

a

b

a

b

a

b

b

a

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

19

20

21

22

23

24

25

26

27

28

29

30

31

32

33

34

35

36

37

38

39

40

41

42

43

44

45

46

47

48

49

50

51

52

53

54

55

56

57

58

59

60

61

62

63

64

65

66

67

68

69

70

71

72

73

74

75

76

77

78

79

80

81

82

83

84

85

86

87

88

89

90

91

92

93

94

95

96

97

98

99

100

101

102

103

Н

водород

1,008

He

гелий

4,003

Li

литий

6,941

Be

бериллий

9,0122

B

бор

10,811

C

углерод

12,011

N

азот

14,007

O

кислород

15,999

F

фтор

18,998

Ne

неон

20,179

Na

натрий

22,99

Mg

магний

24,312

Al

алюминий

26,982

Si

кремний

28,086

P

фосфор

30,974

S

сера

32,064

Cl

хлор

35,453

Ar

аргон

39,948

K

калий

39,102

Ca

кальций

40,08

Sc

скандий

44,956

Ti

титан

47,88

V

ванадий

50,941

Cr

хром

51,996

Mn

марганец

54,938

Fe

железо

55,845

Co

кобальт

58,933

Ni

никель

58,7

Kr

криптон

83,8

Rb

рубидий

85,468

Sr

стронций

87,62

Y

иттрий

88,906

Zr

цирконий

91,22

Nb

ниобий

92,906

Mo

молибден

95,94

Tc

технеций

[98]

Ru

рутений

101,07

Rh

родий

102,906

Pd

палладий

106,4

Xe

ксенон

131,3

Cs

цезий

132,905

Ba

барий

137,34

La

лантаноиды

57-71

Hf

гафний

178,49

Ta

тантал

180,948

W

вольфрам

183,85

Re

рений

186,207

Os

осмий

190,2

Ir

иридий

192,22

Pt

платина

195,09

Rn

радон

[222]

Fr

франций

[223]

Ra

радий

[226]

Ac

актиноиды

89-103

Rf

резерфордий

[261]

Db

дубний

[262]

Sg

сигборгий

[263]

Bh

борий

[262]

Hn

ханний

[265]

Mt

мейтнерий

[266]

110

Высшие оксиды

R_2O

RO

R_2O_3

RO_2

R_2O_5

RO_3

R_2O_7

RO_4

Летучие водородные соединения

RH_4

RH_3

H_2R

HR

ЛАНТАНОИДЫ

57 La

лантан

138,906

58 Ce

церий

140,12

59 Pr

празеодим

140,908

60 Nd

неодим

144,24

61 Pm

прометий

[145]

62 Sm

самарий

150,4

63 Eu

европий

151,96

64 Gd

гадолиний

157,25

65 Tb

тербий

158,926

66 Dy

диспрозий

162,5

67 Ho

гольмий

164,93

68 Er

эрбий

167,26

69 Tm

тулий

168,934

70 Yb

ytterбий

173,04

71 Lu

лютеций

174,97

АКТИНОИДЫ

89 Ac

актиний

[227]

90 Th

торий

232,038

91 Pa

проактиний

[231]

92 U

уран

238,029

93 Np

нептуний

[237]

94 Pu

плутоний

[244]

95 Am

амерций

[243]

96 Cm

курций

[247]

97 Bk

берклий

[247]

98 Cf

калфорний

[251]

99 Es

эйнштейний

[254]

100 Fm

фермий

[257]

101 Md

менделевий

[258]

102 No

нобеллий

[259]

103 Lr

лоуренсий

[260]

СИМВОЛ ЭЛЕМЕНТА

ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР

Rb

рубидий

85,468

НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА

РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО СЛОЯМ

s-элементы

p-элементы

d-элементы

f-элементы

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

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

РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ / ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ

Li Rb K Cs Ba Sr Ca Na Mg Be Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H) Cu Hg Ag Pt Au

АКТИВНОСТЬ МЕТАЛЛОВ УМЕНЬШАЕТСЯ →