

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ  
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ  
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«САРАТОВСКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ  
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н.Г.ЧЕРНЫШЕВСКОГО»  
Институт химии

Авторы – составители:  
Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Пожаров М.В.

## **СОЛИ И ИХ СВОЙСТВА**

Учебно-методическое пособие

Саратов  
2017

Авторы – составители:

Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Пожаров М.В.

Соли и их свойства. Учебно-методическое пособие. Электронный ресурс. – Саратов. 2017. - 49с.

Пособие составлено преподавателями кафедры общей и неорганической химии, работающими в течение ряда лет со студентами Института химии и нехимических факультетов. Учебно-методическое пособие содержит краткие сведения о различных солях (основных, средних, кислых, двойных, смешанных, комплексных) и их свойствах, в том числе и окислительно-восстановительных. Соли – соединения, которые наиболее тесно связаны с другими соединениями. Рассмотрение свойств солей в предлагаемом объеме проводится на заключительном этапе изучения неорганической химии.

Приведены тестовые задания для самостоятельной внеаудиторной работы студентов, с помощью которых они могут самостоятельно проверить степень усвоения изучаемого материала. Разнообразные задания, вопросы и упражнения, охватывающие все основные разделы курса химии, научат практически применять полученные теоретические знания, которые особенно пригодятся при самопроверке и самообразовании. Освоение методов и приемов, заложенных в решениях основных типов заданий, позволит успешно готовиться к контрольным работам и промежуточной аттестации. Приведен перечень основных навыков и умений, которыми должны овладеть студенты.

Пособие предназначено для студентов Института химии направления подготовки «Техносферная безопасность» (бакалавриат). Пособие может также представлять определенный интерес для студентов Института химии направления подготовки «Педагогическое образование» и нехимических факультетов, изучающих химию.

Рекомендует

Кафедра общей и неорганической химии Института химии СГУ  
НМС Института химии СГУ







РЕЦЕНЗЕНТ

Доцент кафедры общей и неорганической химии  
Института химии СГУ  
к.х.н. Акмаева Т.А.

«Что такое соли и какими свойствами они обладают?»  
вопрос преподавателя на экзамене по химии



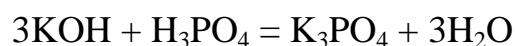
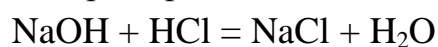
«Соли бывают разные: красные, зеленые, синие...»  
ответ студента на экзамене по химии

	
Хлорид кобальта (II)	Дихромат калия
	
Хлорид никеля (II)	Хромат свинца
	
Сульфат меди (II)	Хлорид неодима

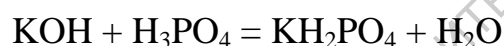
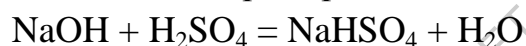
Согласно теории Аррениуса, соли представляют собой продукты замещения атомов водорода кислоты на катион металла или гидроксид-анионов основания на кислотный остаток. В настоящее время принята следующая классификация солей:

<i>средние</i>	<i>кислые</i>	<i>основные</i>
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	NaHSO <sub>4</sub>	MgOHCl
<i>двойные</i>	<i>смешанные</i>	<i>комплексные</i>
K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ·Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	Ca(OCl)Cl	K <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]

При полном замещении атома водорода в кислоте на металл образуются **средние** соли, например:

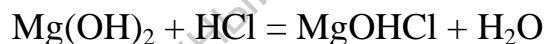


При неполном замещении атомов водорода в составе многоосновной кислоты – **кислые** соли, например:



Напомним, к образованию кислых солей способны многоосновные кислоты.

При неполном замещении гидроксогрупп основания, содержащего две или три гидроксогруппы, на кислотный остаток образуются **основные** соли:



Напомним, что к образованию основных солей способны многокислотные основания (более подробная информация о многоосновных кислотах и многокислотных основаниях представлена в пособии «Гидроксиды и их свойства». Электронный ресурс [http://elibrary.sgu.ru/uch\\_lit/1219.pdf](http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1219.pdf)).

*Номенклатура солей.* Названия **средних** солей состоят из двух слов: названия аниона в именительном падеже и катиона в родительном падеже. Если металл проявляет различную степень окисления, то ее указывают в скобках римской цифрой.



нитрат

калия



хлорид

аммония



сульфат

железа (II)



хлорид

железа (III)

Названия *кислых* солей образуются добавлением к аниону приставки "гидро" -, а если необходимо, то с соответствующими числительными:

$\text{Na}_2\text{HPO}_4$   
гидрофосфат натрия

$\text{NaH}_2\text{PO}_4$   
дигидрофосфат натрия

Названия *основных* солей образуются добавлением к аниону приставки "гидроксо" -, а если необходимо, то с соответствующими числительными:

$\text{Al(OH)SO}_4$   
гидроксосульфат алюминия

$\text{Al(OH)}_2\text{Cl}$   
дигидроксохлорид алюминия

### Алгоритм составления формул солей:

– при составлении формулы *средней* соли записываем символы катиона и аниона с указанием заряда (подсказкой является таблица растворимости). Например, карбонат натрия -  $\text{Na}^+$  и  $\text{CO}_3^{2-}$ . Общий множитель для ионов равен 2 (1:2). Индекс для катиона натрия равен  $2:1 = 2$ , для аниона индекс равен  $2:2 = 1$ . Формула соли  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Принцип электронейтральности соблюдается  $(+1) \cdot 2 + (-2) = 0$ , формула соединения составлена правильно.

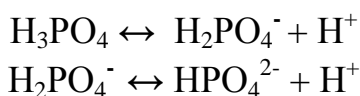
– при составлении формулы *кислой* соли необходимо учитывать *основность* кислот, например: фосфорная кислота  $\text{H}_3\text{PO}_4$  трехосновная, образует три типа солей: средние соли – фосфаты  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ; кислые соли гидрофосфаты  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{CaHPO}_4$  и дигидрофосфаты  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ . Заряд аниона (кислотного остатка) определяется из формулы и основности кислоты – например,  $\text{H}_2\text{S}$  имеет два аниона  $\text{HS}^-$  и  $\text{S}^{2-}$ .

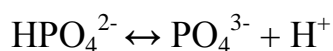
$\text{H}_3\text{PO}_3$  – фосфористая кислота, двухосновная; чтобы показать основность кислоты формулу часто записывают  $\text{H}_2(\text{HPO}_3)$ . Соответствующая средняя соль, например, фосфит натрия, имеет формулу  $\text{Na}_2(\text{HPO}_3)$ ; кислая соль  $\text{NaH}(\text{HPO}_3)$ .

$\text{H}_3\text{PO}_2$  или  $\text{H}(\text{H}_2\text{PO}_2)$  – фосфорноватистая кислота, одноосновная и образует только среднюю соль, например, гипофосфит натрия  $\text{Na}(\text{H}_2\text{PO}_2)$ .

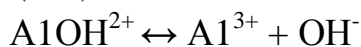
– при составлении формул *основных* солей необходимо учитывать *кислотность* оснований (число гидроксильных групп). Заряд катиона определяется из формулы гидроксида: например,  $\text{Ca(OH)}_2$  может иметь два катиона  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{CaOH}^+$ .

Чтобы составить формулы кислых, средних или основных солей, удобно пользоваться уравнениями диссоциации многоосновных кислот:





и многокислотных оснований:



*Число анионов, образующихся при диссоциации кислот, указывает на число возможных солей и дает информацию о заряде аниона.*

*Число катионов, образующихся при диссоциации основных гидроксидов, определяет число возможных солей и дает информацию о заряде катионе.*

***При составлении формул соединений необходимо учитывать, что алгебраическая сумма зарядов всех частиц должна быть равна нулю.***

Соли являются твердыми кристаллическими веществами. По растворимости в воде их можно разделить на растворимые, малорастворимые и практически нерастворимые. Растворимость солей зависит от природы растворяемого вещества и природы растворителя, а также от условий процесса растворения – температуры, присутствия других веществ. При растворении твердых веществ в воде происходит разрушение кристаллической решетки (эндотермический процесс), а затем частицы растворенного вещества взаимодействуют с частицами растворителя – гидратация (экзотермический процесс). Поэтому, как Вы знаете, тепловой эффект процесса растворения солей может быть экзотермическим, эндотермическим или атермическим. Если растворение происходит с поглощением теплоты, то повышение температуры приводит к увеличению растворимости вещества и наоборот. Растворимость большинства твердых веществ в воде с повышением температуры увеличивается. Для некоторых веществ растворимость практически не зависит от температуры. Данные о растворимости солей в различных растворителях и при различной температуре приведены в справочниках.

Для характеристики малорастворимых солей часто используют понятие ПР (произведение растворимости). Величину ПР можно рассчитать, если экспериментально определить растворимость вещества, и наоборот, исходя из величины ПР рассчитать растворимость вещества (моль/л или, используя  $m = nM$ , г/л). При этом не учитываются гидролиз и комплексообразование, в результате которых может возрасти растворимость вещества (более подробно это обсуждается в пособии «Растворы и их свойства в вопросах и ответах» [http://elibrary.sgu.ru/uch\\_lit/858.pdf](http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/858.pdf)).

Перерасчет ПР ( $A_xB_y$ ) = $[A]^x[B]^y$ на растворимость S (моль/л) вещества $A_xB_y$ :		
x:y=1:1 $S = \sqrt{\text{ПР}}$	x:y = 2:1(1:2) $S = \sqrt[3]{\text{ПР} / 4}$	x:y = 3:1 (1:3) $S = \sqrt[4]{\text{ПР} / 27}$

Среди солей широко распространено явление изоморфизма. Изоморфизм характеризуется способностью солей образовывать общие кристаллические решетки со структурой одного из компонентов. Причиной этого является близость ионных радиусов (различие в величине радиусов не превышает 15%) и как следствие способность различных ионов замещать друг друга в узлах формируемой кристаллической решетки.

**Средние соли** содержат средние кислотные остатки кислородсодержащих кислот, например,  $K_2CO_3$ ,  $Mg(NO_3)_2$ ,  $Na_2SO_4$ ,  $Ca_3(PO_4)_2$  и бескислородных кислот:  $KCl$ ,  $NaCl$ . Основная часть средних солей в растворе существует в виде ионов, поэтому их свойства обусловлены свойствами присутствующих в растворе катионов и анионов.

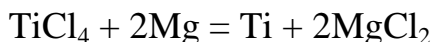
*Химические свойства средних солей:*

1. Соль + металл → новая соль + новый металл,  
*более активные металлы вытесняют менее активные из растворов их солей:*

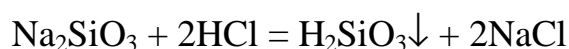
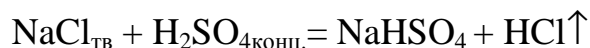


При этом нельзя использовать металлы, растворимые в воде, т.к. они взаимодействуют с водой, содержащейся в водном растворе.

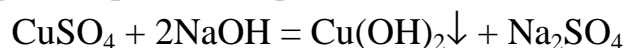
*Более активные металлы восстанавливают менее активные из расплавов их солей (вакуумно-термический способ получения металлов):*



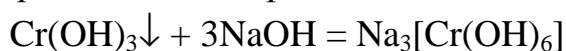
2. Соль + кислота → новая соль + новая кислота,  
где кислота более сильная, чем анион кислоты, входящей в состав исходной соли:



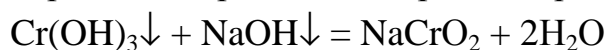
3. Соль + щелочь → новое нерастворимое основание + новая соль (*способ получения нерастворимых гидроксидов*):



\*Гидроксиды амфотерных металлов при взаимодействии с избытком щелочи превращаются в гидрокомплексы:



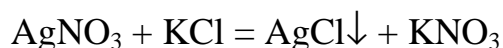
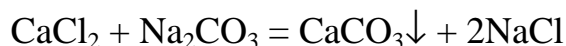
\*При сплавлении с твердыми гидроксидами процесс происходит иначе:



\*При взаимодействии солей амфотерных металлов с избытком щелочи образуются соответствующие гидроксокомплексы:

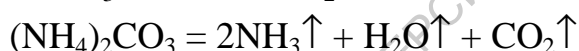


4. Соль + соль → нерастворимая соль + новая соль:



*\*В осадок выпадает наименее растворимое вещество (с меньшей величиной ПР). Условие образования осадка – реальное произведение ионов труднорастворимого вещества в растворе больше табличного значения ПР.*

5. Термически неустойчивые соли при нагревании разлагаются. Процесс разложения может протекать по кислотно-основному типу (без изменения степени окисления элементов):



или по окислительно-восстановительному типу:



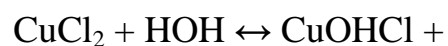
6. Гидролиз в растворах солей.

Гидролизом соли называют взаимодействие соли с молекулами воды, приводящее к образованию слабых электролитов. Гидролизу подвергаются соли, образованные:

- *слабым основанием* и сильной кислотой: гидролиз по катиону; среда раствора кислотная,  $\text{pH} < 7$ ; лакмус приобретает красно-розовую окраску; *кислотность слабого основания определяет число стадий гидролиза;*

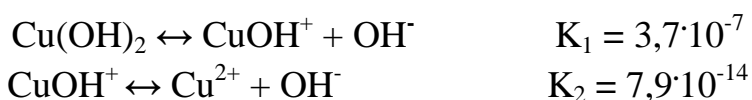
например,

CuCl <sub>2</sub>	Cu(OH) <sub>2</sub> слабое основание	Cu <sup>2+</sup> имеется в составе соли и слабого основания, взаимодействует с водой в процессе гидролиза
	HCl сильная кислота	



Диссоциация слабого основания:

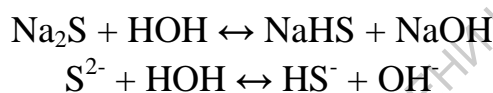




$\text{Cu}^{2+}$  образуется на 2-ой стадии диссоциации основания, поэтому при расчете константы гидролиза по первой стадии  $K_r = K_{(\text{H}_2\text{O})} / K_{\text{осн}}$  применяют  $K_2 \text{Cu(OH)}_2$ ;  $K_r = 10^{-14} / 7,9 \cdot 10^{-14} = 0,13$

- *слабой кислотой* и сильным основанием: гидролиз по аниону; среда раствора основная,  $\text{pH} > 7$ ; фенолфталеин приобретает малиновую окраску; *основность слабой кислоты определяет число стадий гидролиза*; например,

Na <sub>2</sub> S	H <sub>2</sub> S слабая кислота	Ионы S <sup>2-</sup> имеется в составе соли и слабой кислоты, взаимодействует с водой в процессе гидролиза
	NaOH сильное основание	



Диссоциация слабой кислоты:

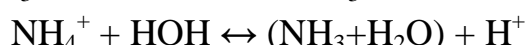
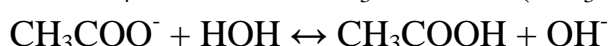
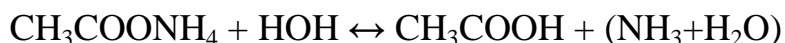


S<sup>2-</sup> образуется на 2-ой стадии диссоциации слабой кислоты, поэтому при расчете константы гидролиза по первой стадии  $K_r = K_{(\text{H}_2\text{O})} / K_{\text{к-ты}}$  применяют  $K_2 (\text{H}_2\text{S})$ ;  $K_r = 10^{-14} / 2,5 \cdot 10^{-13} = 0,4 \cdot 10^{-1}$

- *слабым основанием и слабой кислотой*; гидролиз по катиону и аниону одновременно; среда раствора близка к нейтральной,  $\text{pH} \approx 7$ ; индикаторы не меняют окраску; возможен полный и необратимый гидролиз – *продукты гидролиза выводятся из среды раствора в виде осадка и газа одновременно*.

Например,

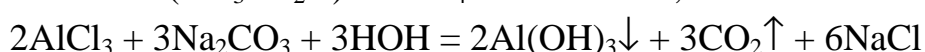
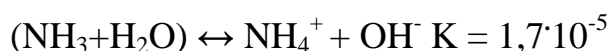
CH <sub>3</sub> COONH <sub>4</sub>	CH <sub>3</sub> COOH слабая кислота	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup> и NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> имеются в составе соли и ионы слабого основания и слабой кислоты, принимают участие в процессе взаимодействия с водой
	(NH <sub>3</sub> +H <sub>2</sub> O) слабое основание	



Диссоциация слабой кислоты:



Диссоциация слабого основания:



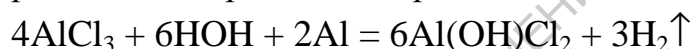
\*При взаимодействии растворов солей с противоположным типом гидролиза происходит взаимное усиление гидролиза:



Для расчета констант обратимого процесса гидролиза можно использовать указанные формулы:

Гидролиз		
По аниону	По катиону	По катиону и аниону
$K_r = \frac{K_w}{K_a}$	$K_r = \frac{K_w}{K_b}$	$K_r = \frac{K_w}{K_a K_b}$

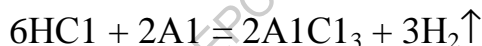
7. Кислотные или основные свойства растворов средних солей, обусловленные протеканием процесса гидролиза.



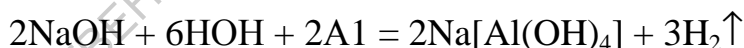
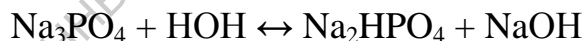
Хлорид алюминия подвергается гидролизу с образованием кислой среды:



а образующаяся соляная кислота взаимодействует с алюминием:



Аналогичным образом можно объяснить взаимодействие алюминия с раствором фосфата натрия. В растворе фосфата натрия за счет процесса гидролиза образуется щелочная среда:



Суммарное уравнение происходящих превращений имеет вид:



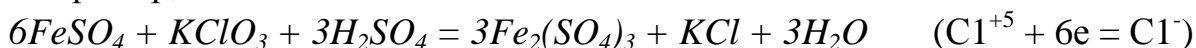
**Растворы солей, среда которых имеет кислотную или щелочную среду в результате процесса гидролиза, проявляют кислотные или основные свойства.**

### **Окислительно-восстановительные свойства солей**

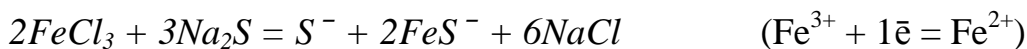
Проявление окислительных или восстановительных свойств солей определяется природой катионов и анионов, образующих соль.

Окислительные свойства проявляют соли, в которых центральные атомы кислотных остатков находятся в высшей степени окисления:  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{KBrO}_3$ ,  $\text{KNO}_3$ .

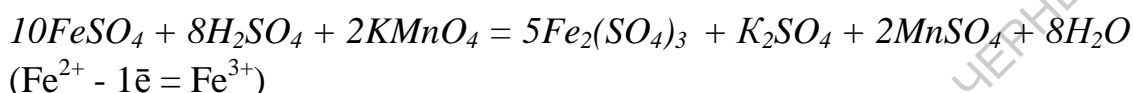
Например,



К группе сильных окислителей относятся соли NaClO, NaIO, KBrO<sub>3</sub>, в которых атомы галогенов кислотных остатков имеют низкие степени окисления + 1. Окислительные свойства проявляют соли, содержащие катионы металлов в высшей степени окисления, например FeCl<sub>3</sub>.

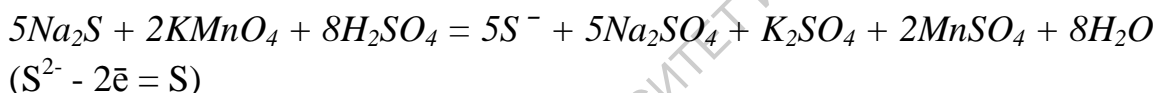
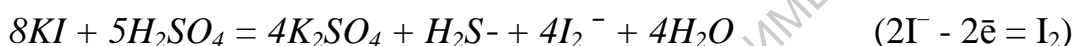


Восстановительные свойства проявляют соли металлов в низшей положительной степени окисления. Из распространенных соединений к этой группе относятся соли железа (II), олова (II): FeCl<sub>2</sub>, FeSO<sub>4</sub>, SnCl<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>[Sn(OH)<sub>4</sub>].



Существуют и другие сильные восстановители, но из-за сложности работы с ними, их применяют достаточно редко.

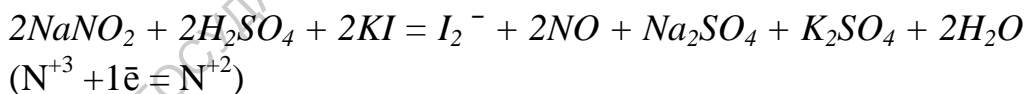
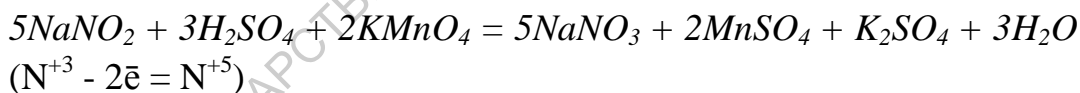
Восстановительные свойства проявляют соли бескислородных кислот:



Восстановительные свойства проявляют соли фосфорноватистой кислоты, в которых атом фосфора проявляет степень окисления +1:

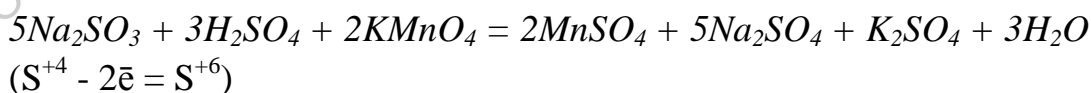


Окислительно-восстановительная двойственность характерна для солей, в которых элемент находится в промежуточной степени окисления. В наибольшей степени это характерно для нитритов (солей азотистой кислоты):



(окислительные и восстановительные свойства выражены в равной степени)

и для сульфитов (солей сернистой кислоты):



(восстановительные свойства характерны в большей степени).

Анион	Свойства
Хлорид-ион ( $\text{Cl}^-$ )	Восстановительные свойства в составе концентрированной соляной кислоты; при электролизе в расплаве и растворе
Бромид-ион ( $\text{Br}^-$ ) Иодид-ион ( $\text{I}^-$ )	Восстановительные свойства
Сульфид-ион ( $\text{S}^{2-}$ )	Восстановительные свойства
Сульфит-ион ( $\text{SO}_3^{2-}$ )	Окислительно-восстановительная двойственность, восстановительные свойства преобладают
Сульфат-ион ( $\text{SO}_4^{2-}$ )	Окислительные свойства при сплавлении с сильными восстановителями $\text{BaSO}_4 + 4\text{C} = \text{BaS} + 4\text{CO}$
Нитрат-ион ( $\text{NO}_3^-$ )	Окислительные свойства
Нитрит-ион ( $\text{NO}_2^-$ )	Окислительно-восстановительная двойственность, окислительные и восстановительные свойства выражены в равной степени
Фосфат-ион ( $\text{PO}_4^{3-}$ )	В растворах не проявляет окислительно-восстановительных свойств. Окислительные свойства при сплавлении с сильными восстановителями $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 5\text{C} + 3\text{SiO}_2 = 3\text{CaSiO}_3 + 2\text{P} + 5\text{CO}$
Карбонат-ион ( $\text{CO}_3^{2-}$ )	Не проявляет окислительно-восстановительных свойств.
Гипохлорит-ион ( $\text{ClO}^-$ )	Сильные окислительные свойства
Хлорит-ион ( $\text{ClO}_2^-$ )	Окислительно-восстановительная двойственность, в большей степени характерны окислительные свойства
Хлорат-ион ( $\text{ClO}_3^-$ )	Окислительно-восстановительная двойственность, в большей степени характерны окислительные свойства
Перхлорат-ион ( $\text{ClO}_4^-$ )	Окислительные свойства
Перманганат-ион ( $\text{MnO}_4^-$ )	Окислительные свойства, наиболее сильно проявляются в кислой среде
Манганат-ион ( $\text{MnO}_4^{2-}$ )	Окислительно-восстановительная двойственность
Дихромат-ион ( $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ) Хромат-ион ( $\text{CrO}_4^{2-}$ )	Окислительные свойства, наиболее сильно проявляются в кислой среде

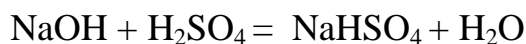
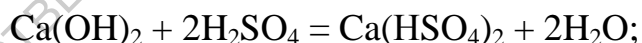
Для оценки окислительно-восстановительных свойств используют общие закономерности:

- соединения, в состав которых входят элементы в максимальной степени окисления, могут только восстанавливаться, выступая в качестве окислителей;
- соединения, содержащие элементы в минимальных степенях окисления выступают в качестве восстановителей;
- вещества, содержащие элементы в промежуточной степени окисления, способны проявлять окислительно-восстановительную двойственность.

**Количественной характеристикой силы окислителя и восстановителя является величина стандартного окислительно-восстановительного потенциала. Чем выше величина стандартного потенциала, тем сильнее вещество как окислитель. И наоборот, чем ниже – тем сильнее как восстановитель. Разность стандартных потенциалов окислителя и восстановителя называют стандартной электродвижущей силой реакции (ЭДС). Если ЭДС больше 0,1 В, то реакция осуществима в стандартных условиях.**

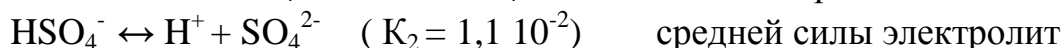
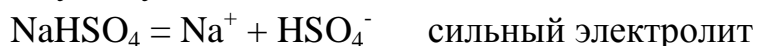
Более подробно окислительно-восстановительные свойства соединений рассмотрены в пособии «Количественные характеристики окислительно-восстановительных процессов» ([http://elibrary.sgu.ru/uch\\_lit/1236.pdf](http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1236.pdf)).

**Кислые соли** содержат кислотные остатки, например,  $\text{KHCO}_3$ ,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{MgHPO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ . Кислые соли – продукты частичного замещения атомов водорода в молекулах двух- и более основных кислот.



Исключение кремниевые кислоты (не образуют кислых солей).

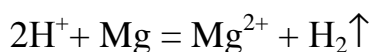
**Кислые соли** растворяются в воде лучше, чем средние (исключение  $\text{NaHCO}_3$ ). Кислые соли проявляют двойственные свойства: *свойства кислоты и соли*. Рассмотрим в качестве примера свойства гидросульфата натрия  $\text{NaHSO}_4$ . Данная соль образована серной кислотой, которая является самой сильной из двухосновных кислот. Поэтому в растворе происходит диссоциация по двум ступеням:



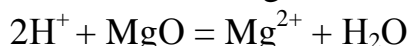
*Кислотные свойства* данной соли обусловлены наличием в растворе катионов  $\text{H}^+$ .

#### 1. Взаимодействие кислых солей с металлами

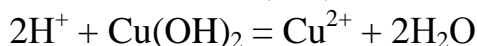




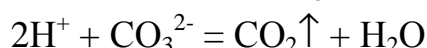
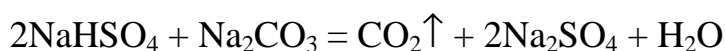
2. Взаимодействие кислых солей с основными оксидами



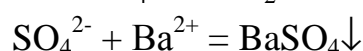
3. Взаимодействие кислых солей с гидроксидами



4. Взаимодействие с солями



Свойства соли проявляются в реакции на сульфат-ион:

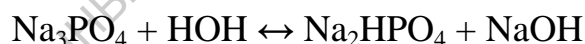
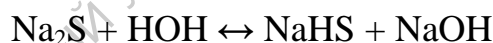


Большинство кислых солей образовано более слабыми многокислотными кислотами, поэтому кислотные свойства этих соединений проявляется в меньшей степени и в основном выражаются в реакциях взаимодействия со щелочами, которые приводят к образованию средних солей, например:



Признак химической реакции – образование осадка  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

Кислые соли - продукты гидролиза солей, образованных сильным основанием и слабой многоосновной кислотой:

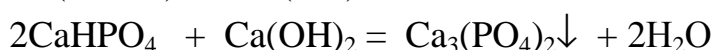
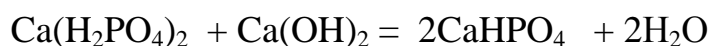


*\*Кислые соли подвергаются гидролизу в меньшей степени, чем средние соли.*

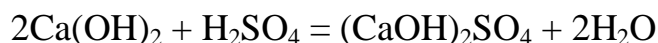
Чтобы лучше познакомиться со свойствами средних и кислых солей можно выполнить экспериментально следующую цепочку превращений



Видимыми признаками происходящих превращений является растворение или появление осадка средней соли:

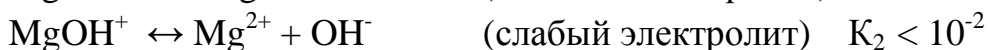
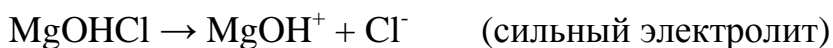


**Основные соли** содержат гидроксогруппы, например,  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ , образуются двух- и более кислотными основаниями, например:

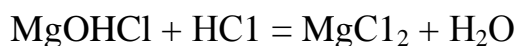


*Основные соли растворимы в воде в меньшей степени, чем средние.*

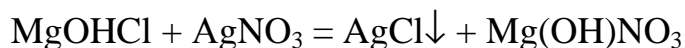
Диссоциация основных солей происходит ступенчато:



Проявляют двойственные свойства: *свойства солей* и *оснований*. Двух- и более кислотные основания проявляют свойства слабых электролитов и их основные свойства выражены в незначительной степени. Поэтому основные свойства гидроксохлорида магния и других аналогичных солей проявляются в основном в реакции взаимодействия с кислотами, в результате которых происходит образование средних солей:



Наличие хлорид-ионов определяют с помощью нитрата серебра:



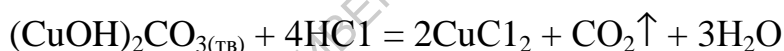
Гидрокарбонат меди (II)  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  мало растворим в воде. Можно получить при взаимодействии растворов солей, взаимно усиливающих гидролиз друг друга:



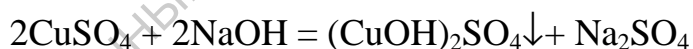
При нагревании разлагается с образованием нескольких оксидов:



Более сильные кислоты вытесняют слабую угольную кислоту, при этом также проявляются основные свойства соли:



Гидросульфат меди образуется при взаимодействии сульфата меди с недостатком щелочи:



$(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$  мало растворим в воде, термически устойчив.

*\*Растворимые в воде основные соли подвергаются гидролизу в меньшей степени, чем средние соли.*

**Двойные соли** содержат два разных катиона, например  $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ ,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ ,  $\text{K}_2\text{Mg}(\text{SO}_4)_2$ . В растворе образуют соответствующие ионы, проявляют свойства, характерные для средних солей.

В качестве примера можно рассмотреть двойную соль  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ , которая в водном растворе диссоциирует с образованием соответствующих ионов:



Свойство на катион  $\text{Fe}^{2+}$ :



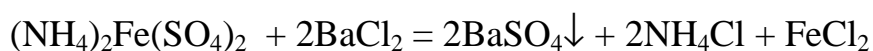
Признак реакции – образование *грязно-зеленого осадка*  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ , приобретающего бурый цвет при стоянии на воздухе.

Качественная реакция на катион  $\text{Fe}^{2+}$ :



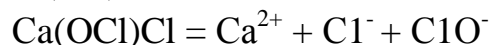
Признак реакции – образование соединения синего цвета  $KFe[Fe(CN)_6]$ .

Свойство на анион  $SO_4^{2-}$  :



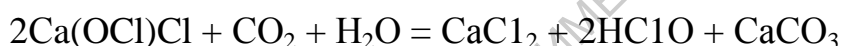
Признак реакции – образование белого осадка  $BaSO_4$ , нерастворимого в воде и кислотах.

Иногда выделяют ещё редкую группу **смешанных** солей с двумя разными анионами, например,  $Na_2(IO_3)NO_3$ ,  $Ca(OCl)Cl$ , диссоциация которых протекает в одну стадию с образованием двух разных анионов:



Наличие  $Cl^{+1}$  в составе соли обуславливает проявление окислительных свойств при взаимодействии с концентрированной соляной кислотой  $Ca(OCl)Cl + 2HCl = Cl_2 + CaCl_2 + H_2O$

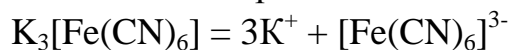
При поглощении диоксида углерода происходит вытеснение слабой хлорноватистой кислоты



\*Следует отметить, что *реакции ионного обмена в растворах протекают с наибольшей скоростью; равновесие всегда смещено в сторону образования более слабого электролита. В осадок в первую очередь выпадает вещество с наименьшей растворимостью, т.е. с наименьшим значением ПР.*

### Комплексные соли и их свойства

В комплексных соединениях имеется центральный атом (ион) металла-комплексообразователя, вокруг которого координируются нейтральные молекулы или ионы. Эти частицы называются *лигандами*. При координации изменяются свойства как лиганда, так и иона-комплексообразователя. Различают *внутреннюю* и *внешнюю* сферы, например, для  $K_3[Fe(CN)_6]$  внутренняя сфера -  $[Fe(CN)_6]^{3-}$ , внешняя -  $K^+$ . Внутренняя сфера – совокупность иона металла и окружающих его лигандов. Диссоциация комплексной соли происходит с разрывом связи между внешней и внутренней сферой как сильного электролита:



Частица, образующая внутреннюю сферу, является слабым электролитом.

С точки зрения процесса диссоциации различают электролиты и неэлектролиты:

Нейтральный комплекс	$[Fe(H_2O)_3(SCN)_3]$
Катионный комплекс	$[Al(H_2O)_6]Cl_3 = 3Cl^- + [Al(H_2O)_6]^{3+}$
Анионный комплекс	$Na_3[Cr(OH)_6] = 3Na^+ + [Cr(OH)_6]^{3-}$



Современная номенклатура комплексных соединений основана на рекомендациях ИЮПАК (Международный союз общей и прикладной химии).

*Названия лигандов.* Названия **анионных** лигандов содержат конечную гласную **-о** :

$\text{Cl}^-$ - хлоро	$\text{NO}_3^-$ - нитрато
$\text{Br}^-$ - бромо	$\text{SO}_4^{2-}$ - сульфато
$\text{CN}^-$ - циано	$\text{NO}_2^-$ - нитро
$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ - оксалато	$\text{OH}^-$ - гидроксо
$\text{CO}_3^{2-}$ - карбонато	$\text{CH}_3\text{COO}^-$ - ацетато

**Нейтральные** лиганды называют без изменения, например,  $\text{N}_2$  - диазот,  $\text{N}_2\text{H}_4$  - гидразин,  $\text{C}_2\text{H}_4$  – этилен и т.д. Некоторые имеют специальные названия:

$\text{H}_2\text{O}$ - аква	$\text{SO}_2$ - диоксосера
$\text{NO}$ - нитрозил	$\text{CO}$ - карбонил
$\text{NH}_3$ - аммин	

Формулы органических лигандов часто заменяют буквенными обозначениями, например,  $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$  – этилендиамин – en;  $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$  – пиридин – py.

Для **катионных** лигандов используют следующие названия:

$\text{N}_2\text{H}_5^+$ - гидразиний	$\text{NO}_2^+$ - нитроилий
$\text{NO}^+$ - нитрозилий	$\text{H}^+$ - гидро

При составлении формулы одноядерного комплекса слева записывают символ центрального атома-комплексобразователя, затем перечисляют лиганды в порядке уменьшения их зарядов от положительных значений к отрицательным. Число лигандов каждого вида (если оно больше 1) указывают греческими приставками – ди, три, тетра, пента и т.д.

Например:

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$  – в названии первым указывают анион, а затем катион: *хлорид хлоропентаамминкобальта(III)*; перечисление лигандов ведут от отрицательного лиганда к нейтральному и затем к положительному, т.е. справа налево по формуле вещества.

Если название самого лиганда содержит греческую приставку, то название лиганда заключается в скобки и к нему присоединяют приставку другого типа (умножающую приставку) – бис-, трис-, тетракис-, пентакис- т.е. – 2, 3, 4, 5.  $[\text{Co}(\text{en})_3]\text{Cl}_3$  – хлорид *трис(этилендиамин)кобальта(III)*

В название *комплексных анионов* должен входить суффикс «-ат», т.е. используют латинское название металла-комплексообразователя с указанием степени окисления:

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  – *гексацианоферрат(II) калия*

В названии *комплексного катиона* используют русское название металла с указанием степени окисления:

$[\text{Co}(\text{en})_3]\text{Cl}_3$  – *хлорид трис(этилендиамин)кобальта(III)*

Название комплекса *без внешней сферы* состоит из одного слова. Вначале указывают число и название лигандов, затем название центрального атома в именительном падеже, степень окисления не указывается:

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$  – *тетрахлоролдидамминплатина*

$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$  – *тетракарбонилникель*

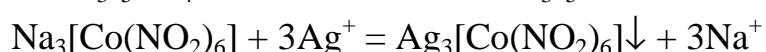
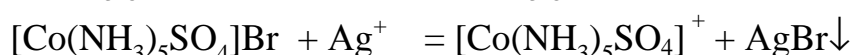
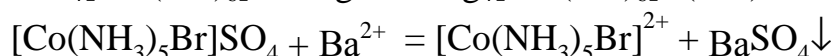
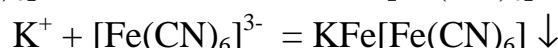
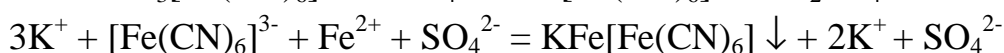
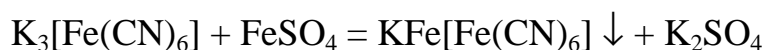
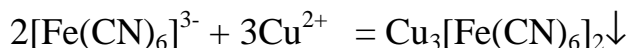
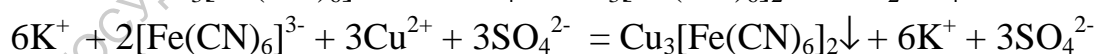
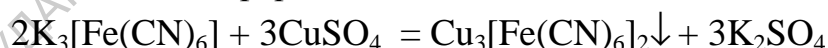
Соединение, содержащее комплексный катион и комплексный анион:

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6][\text{Cr}(\text{CN})_6]$  – *гексацианохромат(III)гексаамминкобальта(III)*

В растворах комплексные соли ведут себя как обычные соли и для их растворов характерны все свойства, присущие растворам электролитов: повышение температуры кипения; понижение температуры замерзания; понижение давления пара растворителя над раствором; наличие осмотического давления; электропроводности и т.д.

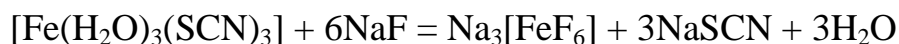
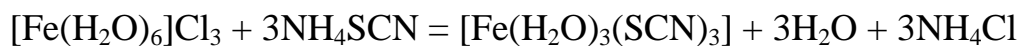
### **Химические свойства, характерные для растворов комплексных солей:**

1. Реакции обмена ионов внешней сферы с образованием осадков - *замещение ионов внешней сферы:*



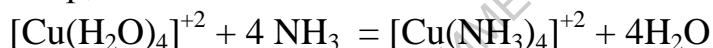
Такие реакции чаще всего используют как качественные для обнаружения каких-либо ионов, т.к. при этом образуются осадки характерного цвета.

2. Реакции конкурирующего комплексообразования - *полное или частичное замещение лигандов* (равновесие реакции всегда смещается в сторону образования более слабого электролита)

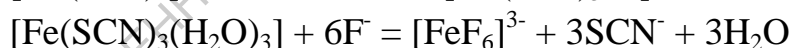
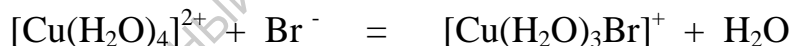


Чтобы получить  $[\text{FeF}_6]^{3-}$  требуется введение концентрированного раствора фторидов натрия или калия. Реакция практически необратимо протекает с образованием фторидного комплекса.

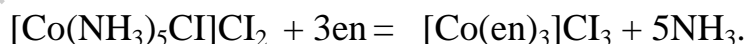
Замещение лигандов во внутренней сфере каким-либо реагентом может происходить очень быстро, когда это не связано с разрывом большого количества старых связей и построением более сложных новых структурных образований. Например,



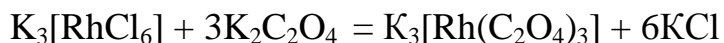
При добавлении избытка аммиака к водному раствору аквакомплекса меди  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$  координированные молекулы воды мгновенно замещаются молекулами аммиака, что сопровождается изменением голубой окраски раствора на темно-синюю. В кристаллическом виде аммиачный комплекс выкристаллизовывается из реакционной смеси при добавлении этилового спирта. К реакциям такого типа относятся:



Другая реакция представляет собой пример медленно протекающего процесса и требует приложения внешней энергии (нагревания):



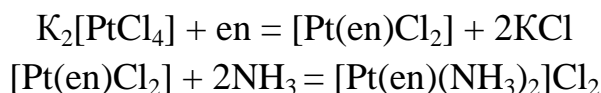
Для получения комплексной соли  $\text{K}_3[\text{Rh}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$  концентрированный раствор  $\text{K}_3[\text{RhCl}_6]$  и  $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$  необходимо кипятить в течение 2 час с последующим выпариванием и кристаллизацией:



В процессе синтеза происходит изменение винно-красной окраски раствора комплекса  $\text{K}_3[\text{RhCl}_6]$  на желтую, характерную для комплекса  $\text{K}_3[\text{Rh}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$ .

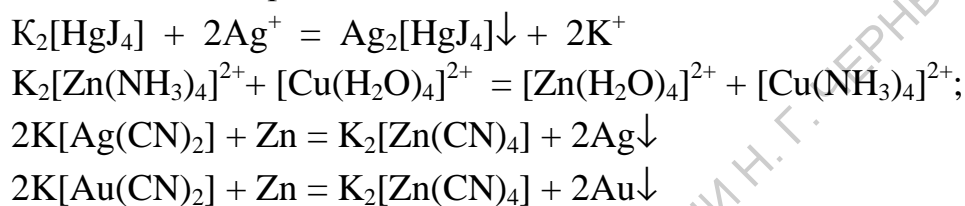
Реакции замещения лигандов одного вида происходят достаточно легко, т.к. чтобы сдвинуть равновесие в сторону образования продукта реакции достаточно ввести в реакционную смесь избыток нового лиганда. Теоретически можно повести и частичное замещение лигандов и получить смешанный комплекс (во внутренней сфере разные по природе лиганды), т.к. реакции замещения протекают ступенчато. Однако, на практике, очень

трудно выделить нужное промежуточное соединение из реакционной смеси. Так  $[\text{Pt}(\text{en})(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_2$  получают в результате последовательных реакций:



Первая стадия из приведенных протекает практически мгновенно с образованием комплекса неэлектролита  $[\text{Pt}(\text{en})\text{Cl}_2]$  и сопровождается изменением красной окраски раствора  $\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$  на желтую  $[\text{Pt}(\text{en})\text{Cl}_2]$ . Последующее обесцвечивание раствора обусловлено образованием промежуточного разнолигандного комплекса  $[\text{Pt}(\text{en})(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_2$ .

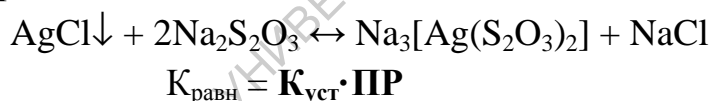
- *замещение комплексообразователя:*



- *внутриферное замещение гидроксильных групп на молекулы воды:*

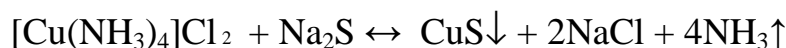


3. Образование комплексной соли при взаимодействии с раствором, содержащим лиганд, например, растворение осадка хлорида серебра в тиосульфате натрия)



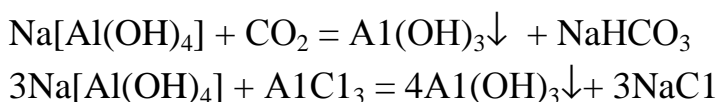
$K_{\text{равн}} > 1$ , равновесие смещено в сторону прямой реакции, образования комплексного соединения. Хлорид серебра растворяется в тиосульфате натрия. Подробный расчет констант равновесия приведен в пособии «Растворы и их свойства: вопросы и ответы».

4. Разрушение комплексной соли при образовании труднорастворимой соли, например, разрушение хлорида тетраамминомеди (II) сульфидом натрия.



Возможность протекания данной реакции, можно оценить по значению  $K_{\text{равн}}$  процесса.  $K_{\text{равн}} = 1 / K_{\text{уст}} \cdot \text{ПР}$   $K_{\text{равн}} \gg 1$ , следовательно, равновесие системы смещено в сторону прямой реакции, т.е. происходит разрушение комплекса и образование осадка сульфида меди. Подробный расчет приведен в пособии «Растворы и их свойства: вопросы и ответы» (Электронный ресурс).

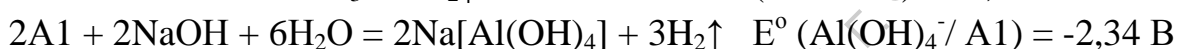
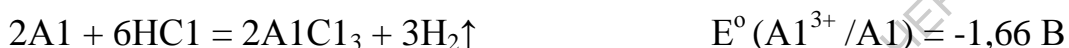
Частным случаем является разрушение гидроксокомплекса более сильной кислотой (сильная кислота вытесняет слабую из растворов ее солей):



Тетрагидроксоалюминат натрия устойчив в щелочной среде и при взаимодействии с раствором хлорида алюминия, среда раствора которого кислотная за счет процесса гидролиза, происходит взаимное усиление гидролиза. Признаком химической реакции является образование белого студенистого осадка  $Al(OH)_3$ .

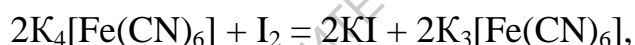
Комплексные соединения способны к проявлению окислительно-восстановительных свойств. Комплексообразование повышает восстановительные свойства металлов и уменьшает окислительные свойства ионов металлов.

Подтверждением этому является растворение алюминия в кислотах и щелочах:



При комплексообразовании восстановительные свойства алюминия увеличиваются, что видно из значений стандартных потенциалов.

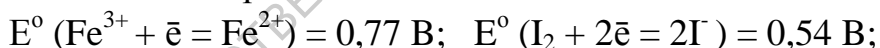
Влиянием комплексообразования на окислительно-восстановительные свойства веществ объясняется взаимодействие  $K_4[Fe(CN)_6]$  с иодной водой:



т.к.  $E^{\circ}(I_2 + 2e^- = 2I^-) = 0,54 \text{ В}$ ;  $E^{\circ}([Fe(CN)_6]^{3-} + e^- = [Fe(CN)_6]^{4-}) = 0,36 \text{ В}$ .

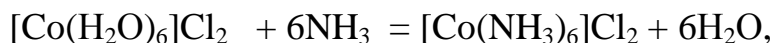
ЭДС реакции =  $0,54 - 0,36 = 0,18 \text{ (В)}$ . Реакция термодинамически разрешена в стандартных условиях. Признак реакции - исчезновение бурой окраски иодной воды и образование раствора желто-зеленого цвета.

Невозможность взаимодействия  $FeSO_4$  с иодной водой обусловлена величинами стандартных потенциалов:

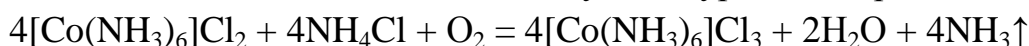


и величиной ЭДС реакции равной  $0,56 - 0,77 = -0,21 \text{ (В)}$ . Реакция самопроизвольно не протекает в стандартных условиях.

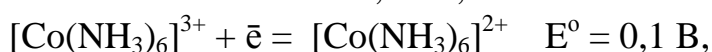
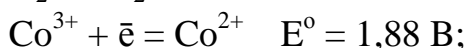
Если к раствору хлорида кобальта  $CoCl_2$  прилить избыток раствора хлорида аммония  $NH_4Cl$  и раствора аммиака  $NH_3$ , то происходит образование розово-красного раствора комплексной соли  $[Co(NH_3)_6]Cl_2$ :



который при стоянии на воздухе раствор меняет окраску (она становится желтой) вследствие окисления. Соответствующее уравнение реакции:



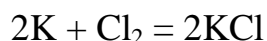
Используя значения стандартных потенциалов и соответствующие полуреакции:



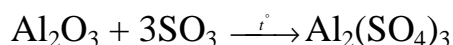
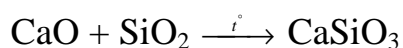
можно сделать вывод о влиянии комплексообразования на окислительно-восстановительные свойства веществ: восстановительные свойства  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$  увеличиваются.

### *Получение солей:*

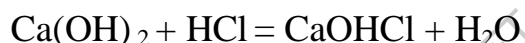
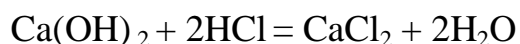
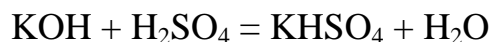
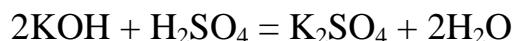
1. Взаимодействие металла с неметаллом:



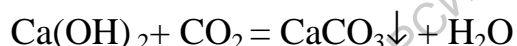
2. Взаимодействие основного (или амфотерного) оксида с кислотным:



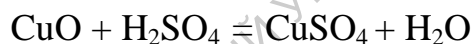
3. Взаимодействие основания и кислоты (кислые соли образуют двух- и более основные кислоты, а основные соли – двух- и трехкислотные основания):



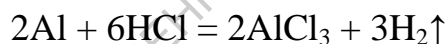
4. Взаимодействие основания с кислотным оксидом:



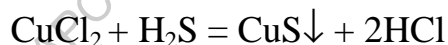
5. Взаимодействие основного оксида с кислотой:



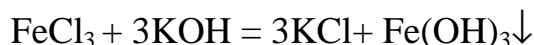
6. Взаимодействие активного металла с кислотой:



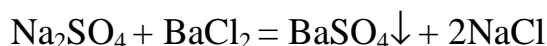
7. Взаимодействие соли с кислотой, с образованием нерастворимой соли:



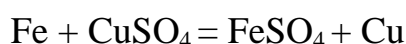
8. Взаимодействие соли со щелочью, с образованием нерастворимого основания:



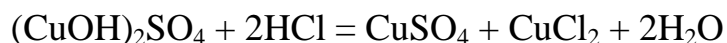
9. Взаимодействие двух различных солей с образованием нерастворимой соли:



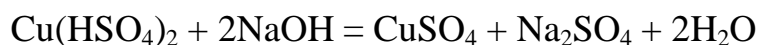
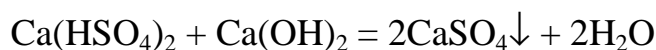
10. Взаимодействие активного металла с солью менее активного металла:



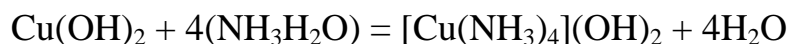
11. Взаимодействие основной соли с кислотой:



12. Взаимодействие кислой соли с основанием:

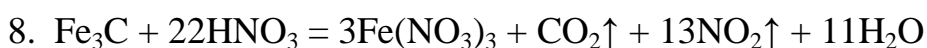
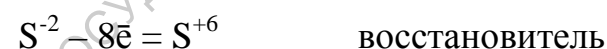
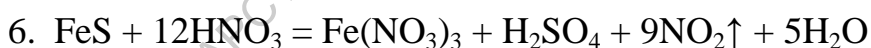
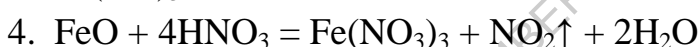
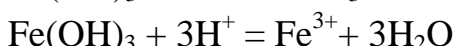
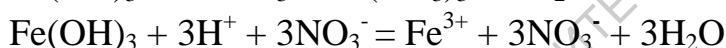
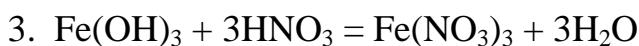
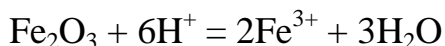
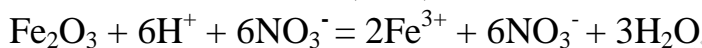
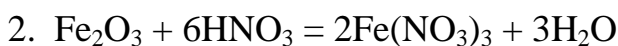
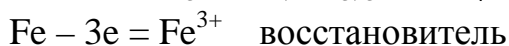
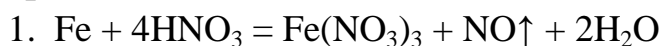


13. Процесс комплексообразования:

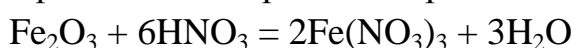


Зная формулу химического соединения, достаточно легко предсказать свойства и способы получения.

В качестве примера рассмотрим различные *способы получения нитрата железа (III)  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$* :



При этом одновременно происходят процессы:



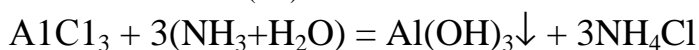
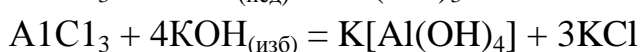
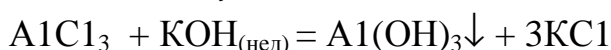


В качестве примера рассмотрим *свойства хлорида алюминия*. Хлорид алюминия -  $\text{AlCl}_3$ , средняя соль. Данное вещество растворимо в воде, происходит процесс диссоциации в соответствии с уравнением:

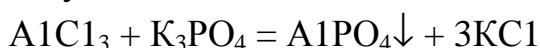


Свойства вещества обусловлены наличием в растворе соответствующих ионов.

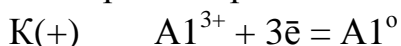
*Свойства, обусловленные наличием  $\text{Al}^{3+}$ :*



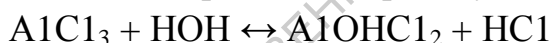
\* $\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow$  нерастворим в избытке аммиака, данная реакция используется для количественного осаждения гидроксида алюминия.



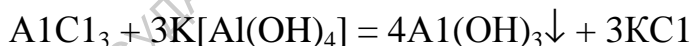
Электролиз в расплаве:



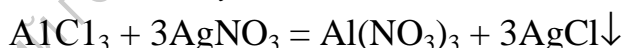
Катиону алюминия соответствует слабое основание, поэтому хлорид алюминия подвергается гидролизу по катиону с образованием кислой среды:



Взаимодействие растворов солей с противоположным типом гидролиза приводит к взаимному усилению гидролиза:



*Свойства, обусловленные наличием хлорид-ионов:*



Образование свободного хлора при электролизе как в расплаве, так и в растворе:  $\text{A}(-) \quad 2\text{Cl}^- - 2\bar{e} = \text{Cl}_2$



Между простыми веществами, оксидами, кислотами, основаниями и солями существует *генетическая связь*, а именно – возможность взаимного перехода.

Единство и многообразие химических веществ наиболее ярко проявляются в *генетической* связи веществ, которая отражается в *генетических* рядах.

Отметим наиболее характерные признаки таких рядов:



1. Все вещества этого ряда должны быть образованы одним химическим элементом.

2. Вещества, образованные одним и тем же элементом, должны принадлежать к различным классам, т.е. отражать разные формы его существования.

3. Вещества, образующие генетический ряд одного элемента, должны быть связаны взаимопревращениями.

По этому признаку различают полные и неполные генетические ряды:

- неполный генетический ряд:  $Cl_2 \rightarrow HCl \rightarrow NaCl \rightarrow AgCl$

- полный генетический ряд:  $Cl_2 \rightarrow HCl \rightarrow NaCl \rightarrow AgCl \rightarrow Cl_2$

*Генетическим* называют ряд веществ – представителей разных классов, являющихся соединениями одного химического элемента, связанных взаимопревращениями и отражающих общность происхождения этих веществ или их *генезис*. Рассмотрим три разновидности генетических рядов:

1. Генетический ряд металлов отражает взаимосвязь веществ разных классов, в основу которых положен один и тот же металл. Например:  $Mg \rightarrow MgO \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgCO_3 \rightarrow MgO$ . В общем виде такой ряд можно представить следующим образом: *металл*  $\rightarrow$  *основной оксид*  $\rightarrow$  *основание (щелочь)*  $\rightarrow$  *соль*  $\rightarrow$  *оксид*.

Генетический ряд металлов, которым соответствует нерастворимое основание, богаче генетическими связями, т.к. полнее отражает взаимные превращения. Например:  $Cu \rightarrow CuO \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu$ . В общем виде этот ряд можно представить следующим образом: *металл*  $\rightarrow$  *основной оксид*  $\rightarrow$  *соль*  $\rightarrow$  *основание*  $\rightarrow$  *основной оксид*  $\rightarrow$  *металл*.

Наиболее богат ряд металла, у которого проявляются разные степени окисления. В качестве примера рассмотрим генетический ряд железа со степенями окисления +2 и +3:

$Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow FeO \rightarrow Fe \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe$

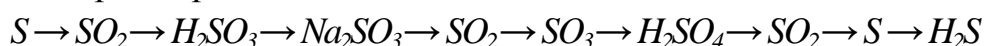
2. Генетический ряд неметаллов. Здесь также можно выделить две разновидности. Генетический ряд неметаллов, которому в качестве гидроксида соответствует растворимая кислота, можно выразить в виде следующей цепочки превращений: *неметалл*  $\rightarrow$  *кислотный оксид*  $\rightarrow$  *кислота*  $\rightarrow$  *соль*

Например:  $S \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow BaSO_3$

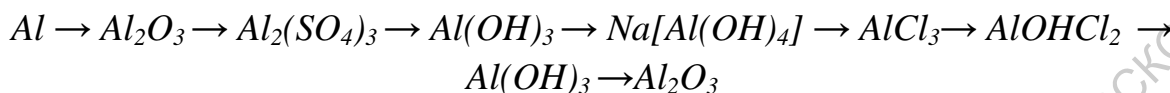
Генетический ряд неметаллов, которому соответствует нерастворимая кислота, можно представить следующим образом: *неметалл*  $\rightarrow$  *кислотный оксид*  $\rightarrow$  *соль*  $\rightarrow$  *кислота*  $\rightarrow$  *кислотный оксид*  $\rightarrow$  *неметалл*

Например:  $Si \rightarrow SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2 \rightarrow Si$

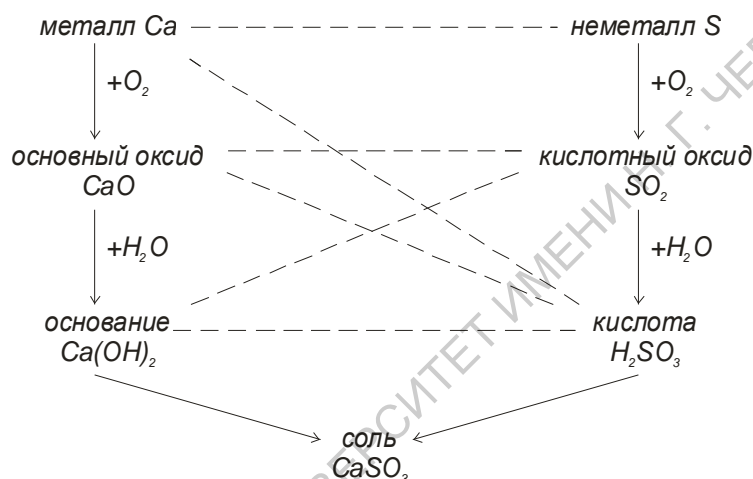
Более богат ряд неметалла с разными степенями окисления, например, генетический ряд серы:



3. Генетический ряд металла, которому соответствует амфотерные оксид и гидроксид, очень богат связями, т.к. они проявляют в зависимости от условий то свойства кислоты, то свойства основания:

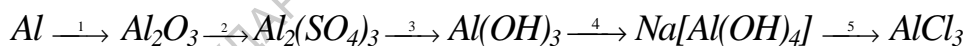


Генетическую связь между классами неорганических соединений можно выразить схемой:



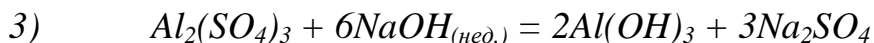
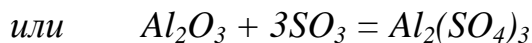
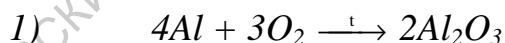
Стрелки – генетические связи в рядах; пунктирные линии – связи между членами разных рядов.

Генетическая связь – понятие более общее, чем генетический ряд, который является частным проявлением этой связи. Генетическая связь реализуется при любых взаимных превращениях веществ. Рассмотрим в качестве примера генетический ряд с участием алюминия:



Решение:

Составим уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить данные превращения:



Для закрепления знаний по свойствам различных соединений широко используются задания следующего типа: *напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения.*

## **ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ?**

*...что вещества, растворенные в морской воде, еще на заре истории Земли были вымыты текучими водами из магматических пород и частично занесены из атмосферы. Сколько же различных солей растворено в мировом океане? Очень много –  $5 \cdot 10^{16}$  тонн! Если соли, растворенные в морской воде, удалось бы равномерно распределить по поверхности земного шара, она покрыла бы его сплошным слоем толщиной 45 м.*

Изучив предложенный материал, студенты должны

### **знать:**

- алгоритм составления формул солей с использованием периодической системы и таблицы растворимости;
- классификацию солей по различным признакам;
- условия образования средних, основных и кислых солей; свойства солей;
- изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств солей в зависимости от положения элемента в периодической системе и изменения степени окисления элемента;
- простейшие способы получения солей;

### **уметь:**

- составлять формулы солей по валентности элементов;
- записывать название соли по заданной химической формуле и выполнять обратные действия;
- составлять уравнения диссоциации различных типов солей в водных растворах;
- записывать уравнения реакций, характеризующие свойства солей;
- записывать уравнения реакций получения солей;
- записывать уравнения химических реакций перевода различных типов солей друг в друга: кислых – в основные и средние, средних – в кислые и основные и т.д.;
- записывать уравнения реакций, характеризующие взаимосвязь между различными классами неорганических соединений.

Для самоконтроля степени усвоения изученного материала приведены вопросы и задания для самостоятельной работы. Проверочные работы предназначены для текущего контроля за качеством знаний и умением их применять. Вместе с тем они могут носить и обучающий характер.

### *Вопросы и задачи для самоконтроля*

1. Укажите принадлежность веществ к классам неорганических соединений (ответ представьте в виде таблицы):  $\text{HBr}$ ,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CaO}$ ,  $(\text{CaOH})_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ ,  $\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ,  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{Sr}(\text{HSO}_3)_2$

Пример таблицы:

Оксиды		Основания		Кислоты	Соли		
Основные	Кислотные	Растворимые	Нерастворимые		Средние	Основные	Кислые

2. а) Приведите по 3 примера солей, образованных бескислородными и кислородсодержащими кислотами и назовите их.

б) Приведите по 2 примера кислых, основных и средних солей так, чтобы у них не повторялись катионы и анионы. Назовите их.

в) Приведите по 3 примера солей используемых в быту, медицине и сельском хозяйстве. Назовите их.

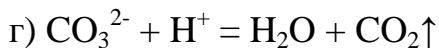
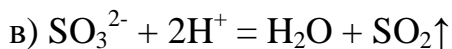
3. Даны формулы солей:  $\text{Li}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KHSO}_4$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{CuOHCl}$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{FeS}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Br}$ ,  $\text{BaSO}_3$ . Разбейте их по группам и назовите.

4. С какими веществами реагирует хлорид кальция, если получается: а) сульфат кальция; б) карбонат кальция; в) ортофосфат кальция; г) гидроксид кальция; д) хлороводород. Напишите уравнения реакций и поясните, почему они идут до конца.

5. Напишите уравнения реакций нейтрализации, в результате которых образуются следующие соли: а) хлорид алюминия; б) сульфат железа (III); в) нитрат свинца; г) фосфат лития; д) нитрит натрия; е) гидросульфит бария; ж) дигидрофосфат натрия; з) гидрофосфат кальция; и) гидрокосульфат хрома (III); к) гидрокарбонат меди (II).

6. На какие ионы при растворении в воде распадаются нитрат калия, хлорид бария, сульфат алюминия, гидросульфат калия, хлорид железа (III), гидрокарбонат магния. Составьте уравнения диссоциации этих веществ.

7. Как осуществить на практике превращения, соответствующие схемам:



8. Что такое сталактиты и сталагмиты? Какая химическая реакция лежит в основе их образования?

9. Какие соли подвергаются гидролизу и почему? Объясните это на примерах нитрата цинка, сульфата калия и сульфида натрия.

10. Заполните следующую таблицу:

Растворы солей	Окраска индикатора			Уравнения реакций, поясняющие изменение окраски индикатора
	Лакмус	Метиловый оранжевый	Фенолфталеин	
Хлорид цинка				
Карбонат калия				
Сульфат натрия				

11. Какую среду (кислую, щелочную, нейтральную) будут иметь растворы солей: а) хлорида аммония; б) сульфида бария? Почему в «Таблице растворимости солей, кислот и оснований в воде» против сульфида алюминия поставлен прочерк, а не условные обозначения типа «Р», «Н», «М»?

12. Как, пользуясь физическими свойствами веществ, различить хлорид меди (II) и хлорид натрия? Приведите примеры окрашенных солей.

13. Проиллюстрируйте примерами уравнений химических реакций нижеприведенные схемы:

Взаимодействуют	Получаются	Примеры
1. Металл + неметалл	Соль	

2. Кислота + металл	Соль + водород	
3. Кислота + основной оксид	Соль + вода	
4. Кислота + основание	Соль + вода	
5. Кислота + соль	Соль + кислота	
6. Щелочь + кислотный оксид	Соль + вода	
7. Щелочь + соль	Соль + нерастворимое основание	
8. Основной оксид + кислотный оксид	Соль	
9. Соль + металл	Соль + металл	
10. Соль + соль	Соль + соль	

Составленная Вами таблица поможет при ответе на вопрос «Общие способы получения солей».

14. В склянках без этикеток находятся твердые вещества – нитрат меди (II), хлорид натрия и гидроксид калия. Могли бы Вы распознать их по внешнему виду и с помощью химических опытов?

15. В склянках без этикеток находятся белые вещества – порошок мела и гидроксид кальция. Как определить, какое вещество находится в каждой склянке?

16. В склянках без этикеток находятся растворы хлорида калия, известковой воды и серной кислоты. Как определить, где какое вещество? Предложите несколько способов определения каждого.

17. Запишите уравнения качественных реакций на: а) карбонаты; б) сульфаты; в) хлориды. Укажите признаки реакций.

18. а) Как практически проверить, является ли природный образец соли карбонатом?

б) Как доказать, что в растворе соляной кислоты содержится примесь сульфата натрия?

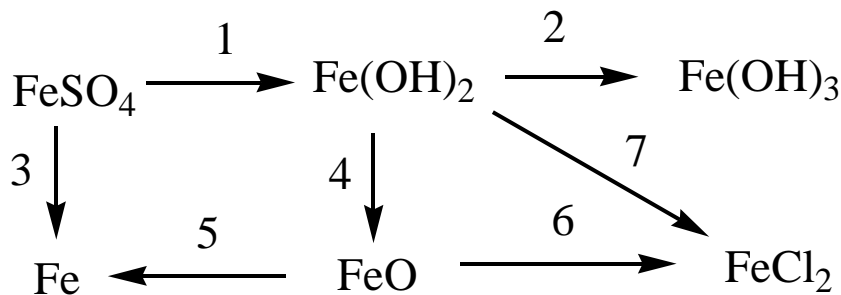
в) Почему в растворе технической соляной кислоты не могут быть примеси карбоната натрия?

Запишите уравнения соответствующих реакций. Отметьте их признаки.

19. К раствору соды добавили растворы: а) гидроксида натрия; б) гидроксида бария; в) соляной кислоты; г) хлорида калия. С какими веществами произойдет реакция? Составьте уравнения в молекулярной и сокращенной ионной форме.

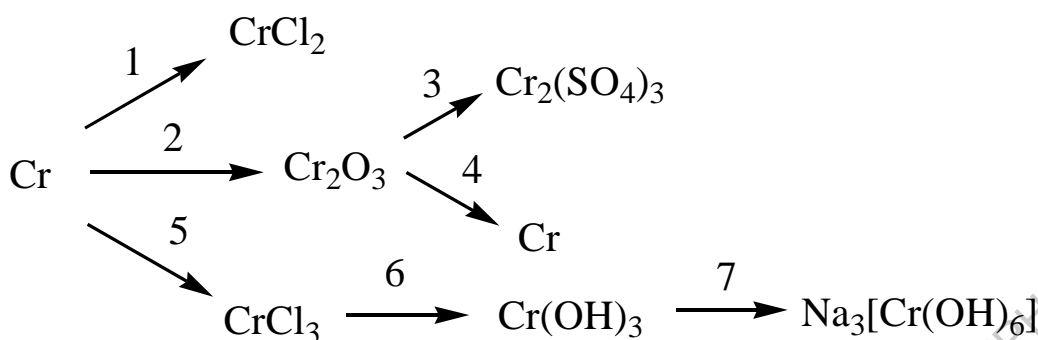
20. Как опытным путем проверить, есть ли: а) в сульфате натрия примесь карбоната натрия; б) в сульфате аммония примесь карбоната аммония. Как устранить примесь карбоната аммония в сульфате аммония?

21. В нижеприведенной схеме напишите формулы и названия веществ (1 – 7), с помощью которых можно осуществить указанные превращения. Напишите уравнения соответствующих реакций, обменные реакции запишите в молекулярном и кратком ионном виде, окислительно-восстановительные реакции уравнивайте методом электронного баланса:



22. В нижеприведенной схеме напишите формулы и названия веществ (1 – 7), с помощью которых можно осуществить указанные превращения. Напишите

уравнения соответствующих реакций, обменные реакции запишите в молекулярном и кратком ионном виде, окислительно-восстановительные реакции уравняйте методом электронного баланса:



23. Составьте уравнения последовательно проведенных химических реакций для получения комплексного соединения, соответствующих схеме:

А) хлорид алюминия  $\rightarrow$  гидроксид алюминия  $\rightarrow$  тетрагидроксоалюминат натрия  $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$

Б) хлорид меди (II)  $\rightarrow$  гидроксид меди (II)  $\rightarrow$  гидроксид тетраамминмеди (II)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$

Отметьте признаки и условия протекания реакций. Подчеркните внутреннюю сферу молекулы комплексного соединения и назовите комплексообразователь. Какие свойства – катиона или аниона – проявляет комплексообразователь и окружающие его лиганды в водном растворе?

24. Составьте уравнение химической реакции диссоциации соединений из задания 19. Обозначьте заряды ионов. Укажите координационное число металла и дентатность лигандов.

25. Нередко лиганды в комплексах представлены нейтральными молекулами. Примером может служить кристаллогидрат сульфата меди (II)  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  – медный купорос, или одноводный сульфат тетрааквамеди (II):  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . Поставьте заряды на каждой частице в формуле данного комплексного соединения. Объясните, почему при нагревании этого кристаллического вещества получается соединение белого цвета, а при добавлении к нему воды вновь образуется вещество голубого цвета.



26. Дайте название комплексному соединению  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ . Вещество имеет техническое название *криолит*  $\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$  и используется в производстве алюминия.

### Тестовые задания для самостоятельной работы

Тесты содержат две формы заданий: закрытая (с выборочными ответами) и открытая форма. Среди недостатков тестов с выборочными ответами можно отметить возможность случайного выбора правильного ответа. Для устранения этого недостатка используется варьирование числа правильных ответов: в одном вопросе может быть только один правильный ответ, в другом два или более. Имеются вопросы, где все приведенные ответы являются правильными. В процессе поиска ответов на конкретные вопросы студентам необходимо научиться ориентироваться среди многообразных химических объектов и химических взаимодействий. Это требует проработки теоретического материала. Выполнение тестовых заданий учит студента правильно работать с книгой, вырабатывает привычку систематического и последовательного изучения материала.

Компоновка вопросов по вариантам может быть различной, в зависимости от уровня студентов, изучающих этот раздел химии, по усмотрению преподавателя.

#### Вариант

- Получение кислой соли возможно по реакции:
  - $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{O} \textcircled{R}$
  - $\text{HNO}_3 + \text{CaO} \textcircled{R}$
  - $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HI} \textcircled{R}$
  - $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{MgO} \textcircled{R}$
- Укажите название кислоты, которая может образовывать кислые соли.
  - азотная
  - уксусная
  - угольная
  - хлороводородная
- В уравнении реакции  $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \textcircled{R}$  *средняя соль* + ... коэффициент перед формулой кислоты равен:
  - 2
  - 3
  - 1
  - 6
- Из раствора хлорида бария выпадает осадок при добавлении
  - $\text{NaHSO}_4$
  - $\text{KCl}$
  - $\text{HCOONa}$
  - $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
- Гидросульфат натрия взаимодействует по отдельности с веществами ряда:
  - $\text{Cu}(\text{OH})_2; \text{MgO}; \text{Mg}$
  - $\text{H}_3\text{PO}_4; \text{NaOH}; \text{SiO}_2$
  - $\text{NaOH}; \text{H}_2\text{SO}_4; \text{CO}_2$
  - $\text{BaCl}_2; \text{SO}_2; \text{HI}$



4. Какие металлы реагируют с хлоридом меди (II), вытесняя медь из водного раствора соли:

- 1)  $Zn$                       2)  $Fe$                       3)  $Ag$                       4)  $Hg$

5. С какими солями реагирует гидроксид натрия:

- 1)  $Na_2CO_3$               2)  $Ca(HCO_3)_2$               3)  $Na_2SiO_3$               4)  $AlCl_3$

#### Вариант

1. Реакция в результате которой образуется осадок:

- 1)  $AgNO_3 + NaCl$  ®                      2)  $NaNO_3 + CaCl_2$  ®  
3)  $AlCl_3 + NaNO_3$  ®                      4)  $Na_2CO_3 + H_2O + SO_3$  ®

2. Кислотный оксид образуется при термическом разложении соли:

- 1)  $CaCO_3$               2)  $(NH_4)_2CO_3$               3)  $Cu(NO_3)_2$               4)  $AgNO_3$

3. Сколько различных по составу солей может образоваться при взаимодействии гидроксида натрия с ортофосфорной кислотой:

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

4. Какой реагент переводит гидроксохлорид меди (II) в хлорид меди (II):

- 1)  $KOH$                       2)  $HCl$                       3)  $KCl$                       4)  $CuSO_4$

5. В каком ряду указаны формулы солей, все из которых реагируют с раствором  $Ba(OH)_2$ :

- 1)  $CuSO_4; Na_2CO_3; AlCl_3$                       2)  $K_3PO_4; LiCl; MgCl_2$   
3)  $NaHCO_3; FeCl_3; NH_4NO_3$                       4)  $NaNO_3; AlCl_3; FeSO_4$

#### Вариант

1. Получение кислой соли возможно по реакции:

- 1)  $CO_2 + H_2O + Na_2O$  ®                      2)  $HNO_3 + CaO$  ®  
3)  $Al(OH)_3 + HI$  ®                      4)  $NO_2 + H_2O + MgO$  ®

2. Какая кислота образует два типа солей:

- 1) сероводородная                      2) соляная  
3) сернистая                      4) азотистая

3. В уравнении реакции  $Al_2O_3 + H_2SO_4$  ® средняя соль + ...

коэффициент перед формулой кислоты равен:

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

4. При действии на раствор нитрата алюминия избытком гидроксида натрия образуется:

- 1)  $Al(OH)_3$               2)  $AlOH(NO_3)_2$               3)  $Na[Al(OH)_4]$               4)  $NaAlO_2$

5. Гидросульфат натрия взаимодействует по отдельности с веществами ряда:

- 1)  $Cu(OH)_2; MgO; Mg$                       2)  $H_3PO_4; NaOH; SiO_2$   
3)  $NaOH; H_2SO_4; CO_2$                       4)  $BaCl_2; SO_2; HI$

#### Вариант

1. Реакция, в результате которой образуется осадок:



- 1)  $NaHSO_4$       2)  $KCl$       3)  $HCOONa$       4)  $Al(NO_3)_3$
5. С какими веществами реагирует карбонат калия в растворе:
- 1)  $H_2SO_4$       2)  $BaCl_2$       3)  $Ca(OH)_2$       4)  $CO_2$

*Вариант*

1. Укажите схемы возможных реакций в растворе между солью и основанием:
- 1)  $ZnCl_2 + Ba(OH)_2$  ®      2)  $KNO_3 + NaOH$  ®  
 3)  $Fe(NO_3)_3 + Al(OH)_3$  ®      4)  $Ba(OH)_2 + KOH$  ®
2. Укажите формулу дигидрофосфата кальция:
- 1)  $(CaOH)_3PO_4$       2)  $Ca(H_2PO_4)_2$       3)  $Ca_3(PO_4)_2$       4)  $CaHPO_4$
3. Число разных солей – продуктов взаимодействия  $Al(OH)_3 + HNO_3$  ® ...
- 1) 2      2) 3      3) 4      4) 1
4. При действии на раствор нитрата алюминия избытком гидроксида натрия образуется:
- 1)  $Al(OH)_3$       2)  $AlOH(NO_3)_2$       3)  $Na[Al(OH)_4]$       4)  $NaAlO_2$
5. С какими солями реагирует гидроксид натрия:
- 1)  $Na_2CO_3$       2)  $Ca(HCO_3)_2$       3)  $Na_2SiO_3$       4)  $AlCl_3$

*Вариант*

1. Какова концентрация (моль/л) сульфат-ионов в 0,01 М растворе **сульфата железа (III)**?
- 1) 0,01      2) 0,02      3) 0,3      4) 0,03
2. Какие пары ионов, формулы которых приведены ниже, можно использовать при составлении молекулярных уравнений, которым отвечает сокращённое ионное  $CO_3^{2-} + 2H^+ = H_2O + CO_2$  ?
- 1)  $K^+$  и  $S^{2-}$       2)  $Na^+$  и  $NO_3^-$   
 3)  $NH_4^+$  и  $Cl^-$       4)  $Ca^{2+}$  и  $SO_4^{2-}$
3. Укажите соль, которая гидролизуеться по **аниону**, и напишите уравнение реакции гидролиза:
- 1)  $Ba(NO_3)_2$       2)  $CH_3COONa$       3)  $CH_3COONH_4$       4)  $NH_4NO_3$
4. В насыщенном растворе хромата серебра ( $Ag_2CrO_4$ ) концентрация хромат-ионов равна  $1 \times 10^{-4}$ . Определите ПР этой соли.
- 1)  $1 \times 10^{-8}$       2)  $1 \times 10^{-10}$       3)  $4 \times 10^{-12}$       4)  $1 \times 10^{-16}$
5. В каких процессах, схемы которых приведены ниже, атомы хлора являются и **окислителями**, и **восстановителями**?
- 1)  $KI + Cl_2$  ®  $KCl + I_2$   
 2)  $Cl_2 + KOH$  ®  $KCl + KClO_3 + H_2O$

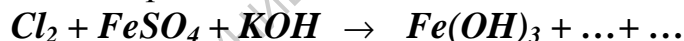
- 3)  $KClO_3 \rightleftharpoons KCl + KClO_4$   
 4)  $Cl_2 + Ca(OH)_2 \rightleftharpoons CaCl_2 + Ca(OCl)_2 + H_2O$

*Вариант*

1. ПР  $CaCO_3$  равно  $1 \times 10^{-8}$ . Определите **растворимость** этой соли моль/л.  
 1)  $1 \times 10^{-1}$                       2)  $1 \times 10^{-2}$                       3)  $1 \times 10^{-4}$                       4)  $1 \times 10^{-8}$   
 2. Укажите схемы реакций, которые в водном растворе протекают практически **необратимо**:  
 1)  $KHS + HCl \rightleftharpoons$     2)  $NaHCO_3 + H_2SO_4 \rightleftharpoons$   
 3)  $Cu(OH)_2 + HNO_3 \rightleftharpoons$     4)  $KNO_3 + HCl \rightleftharpoons$   
 3. В водных растворах каких солей среда **щелочная**? Составьте уравнения гидролиза.  
 1) ортофосфат натрия    2) сульфид калия  
 3) хлорид алюминия    4) нитрат калия  
 4. Можно ли с помощью  $FeCl_3$  окислить  $H_2S$  до элементарной серы?

$$E^0_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = 0,77V \qquad E^0_{S/H_2S} = 0,14V$$

- 1) да                                      2) нет                                      3) не знаю  
 5. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции и определите **наименьшее общее кратное** чисел отданных и принятых электронов для реакции, протекающей по схеме:



*Вариант*

1. Концентрация хлорид-ионов в водном растворе **хлорида алюминия** равна 0,06 моль/л. Чему равна концентрация соли?  
 1) 0,06                      2) 0,04                      3) 0,03                      4) 0,02  
 2. Вычислите ПР  $PbBr_2$  при 25<sup>0</sup>С, если растворимость этой соли при 25<sup>0</sup>С равна  $1,32 \times 10^{-2}$  моль/л?  
 1)  $9,2 \times 10^{-6}$                       2)  $1,7 \times 10^{-4}$                       3)  $2,6 \times 10^{-8}$                       4)  $1,3 \times 10^{-2}$   
 3. Отметьте схемы реакций, в которых атомы окислителя и восстановителя находятся в составе **одного** и того же **вещества**:  
 1)  $KClO_3 \rightleftharpoons KCl + O_2$   
 2)  $KMnO_4 + HCl \rightleftharpoons MnCl_2 + KCl + Cl_2 + H_2O$   
 3)  $Cl_2 + KOH \rightleftharpoons KCl + KClO_3 + H_2O$   
 4)  $NH_4NO_3 \rightleftharpoons N_2O + H_2O$   
 4. Какое сокращённое ионное уравнение отвечает взаимодействию водных растворов гидрокарбоната калия и гидроксида калия?  
 1)  $HCO_3^- + OH^- = CO_3^{2-} + H_2O$     2)  $H^+ + OH^- = H_2O$







- 1) фосфата натрия                      2) сульфата натрия  
3) хлорида цинка                        4) хлорида алюминия

Напишите уравнение реакции для обоснованного ответа.

*Вариант*

1. **Устойчив** ли перманганат калия в растворе сульфата марганца (II)?

$$E^0_{MnO_4^- / Mn^{4+}} = 1,69B$$

$$E^0_{Mn^{4+} / Mn^{2+}} = 1,23B$$

- 1) да    2) нет    3) не знаю  
2. Укажите значение коэффициента при **восстановителе** для реакции, протекающей по схеме:  $Ca_3(PO_4)_2 + C + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3 + P + CO$

- 1) 1    2) 2    3) 3    4) 5

3. Расставьте коэффициенты и укажите **наименьшее общее кратное** чисел отданных и принятых электронов для реакции, протекающей по схеме:



4. В водных растворах каких солей среда **кислая**?

- 1) карбонат калия    2) хлорид меди (II)  
3) нитрат железа (III)    4) бромид кальция

Напишите уравнения гидролиза. Укажите окраску лакмуса в кислом растворе.

5. Растворимость фосфата кальция в воде составляет  $3,9 \cdot 10^{-6}$  моль/л.

Рассчитайте ПР этой соли.

- 1)  $1,5 \cdot 10^{-11}$     2)  $1,0 \cdot 10^{-25}$     3)  $5,9 \cdot 10^{-18}$     4)  $2,0 \cdot 10^{-28}$

*Вариант*

1. Краткое ионное уравнение  $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4$  соответствует взаимодействию солей

- 1) нитрата бария и сульфата калия  
2) хлорида бария и фосфата кальция  
3) хлорида бария и сульфита натрия  
4) фосфата бария и сульфата калия

2. Можно ли хлоридом олова (II) **восстановить** хлорид железа (III)?

$$E^0_{Fe^{3+} / Fe^{2+}} = 0,77B$$

$$E^0_{Sn^{4+} / Sn^{2+}} = 0,15B$$

- 1) да    2) нет    3) не знаю

3. Расставьте коэффициенты и определите **наименьшее общее кратное** чисел отданных и принятых электронов в уравнении реакции, протекающей по схеме:  $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow MnO_2 + Na_2SO_4 + KOH$

4. **Кислый** раствор образуется при растворении в воде:

- 1)  $Na_2SO_3$                       2)  $Fe(NO_3)_3$                       3)  $AlCl_3$                       4)  $CH_3COONH_4$





Ответ дайте в виде суммы стехиометрических коэффициентов краткого ионного уравнения.

6. Из раствора, содержащего 0,05 моль  $\text{CoCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ , при добавлении избытка  $\text{AgNO}_3$  выпадает в осадок 0,1 моль  $\text{AgCl}$ . Установите правильную формулу комплексного соединения

- 1)  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$       2)  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$   
 3)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$       4)  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{NH}_3)_3]\text{Cl}_3$

*Вариант*

1. Какова формула соединения с комплексообразователем  $\text{Cr} (+3)$ , координационное число 6, с лигандами  $\text{OH}^-$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  и внешней сферой  $\text{Cl}^-$

- 1)  $[\text{Cr}(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}$       2)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4(\text{OH})_2]\text{Cl}$       3)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})_2]\text{Cl}$   
 4)  $[(\text{OH})_2\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}$       5)  $\text{Cl}[\text{Cr}(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_4]$

2. Определите заряд комплекса нитропентаамминкобальта (III)

- 1) 2-      2) 1-      3) 0      4) 1+      5) 2+

3. Какова электронная формула d-подуровня атома  $\text{Mn} (+3)$ ?

- 1)  $3d^7$       2)  $3d^5$       3)  $3d^6$       4)  $3d^9$       5)  $3d^4$

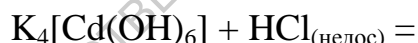
4. Составьте уравнение реакции



Ответ дайте в виде суммы стехиометрических коэффициентов молекулярного уравнения

- 1) 14      2) 34      3) 20      4) 19      5) 40

5. Составьте уравнение реакции



Ответ дайте в виде суммы стехиометрических коэффициентов краткого ионного уравнения.

6. Из раствора, содержащего 0,25 моль  $\text{CrBr}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , при добавлении избытка  $\text{AgNO}_3$  выпадает в осадок 0,75 моль  $\text{AgBr}$ . Установите правильную формулу комплексного соединения

- 1)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Br}]\text{Br}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$       2)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_3$   
 3)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Br}_2]\text{Br} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$       4)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{Br}_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$

*Вариант*

1. Какова формула соединения с комплексообразователем  $\text{Pt} (+4)$ ,

координационное число 6, с лигандами  $\text{Br}^-$ ,  $\text{NH}_3$  и внешней сферой  $\text{Cl}^-$

- 1)  $\text{Cl}_2[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Br}_2]$       2)  $[(\text{NH}_3)_4\text{PtBr}_2]\text{Cl}_2$       3)  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Br}_2]\text{Cl}_2$   
 4)  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Br}_2]\text{Cl}_2$       5)  $[\text{PtBr}_2(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$

2. Определите заряд комплекса цианотриамминмеди (II)

- 1) 2-            2) 1-            3) 0            4) 1+            5) 2+
3. Какова электронная формула d-подуровня атома Mn (+2)?
- 1)  $3d^7$             2)  $3d^5$             3)  $3d^6$             4)  $3d^9$             5)  $3d^4$

4. Составьте уравнение реакции



Ответ дайте в виде суммы стехиометрических коэффициентов молекулярного уравнения

5. Составьте уравнение реакции



Ответ дайте в виде суммы стехиометрических коэффициентов краткого ионного уравнения.

6. Из раствора, содержащего 0,75 моль  $\text{CrBr}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , при добавлении избытка  $\text{AgNO}_3$  выпадает в осадок 0,75 моль  $\text{AgBr}$ . Установите правильную формулу комплексного соединения

- 1)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Br}]\text{Br}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$             2)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_3$   
 3)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Br}_2]\text{Br} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$             4)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{Br}_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$

*Вариант*

1. Какова формула соединения с комплексообразователем Co (+3), координационное число 6, с лигандами  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{NH}_3$  и внешней сферой  $\text{Cs}^+$

- 1)  $\text{Cs}[\text{Co}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$             2)  $\text{Cs}[\text{CoCl}_4(\text{NH}_3)_2]$             3)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]\text{Cs}$   
 4)  $\text{Cs}[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$             5)  $\text{Cs}[(\text{NH}_3)_2\text{CoCl}_4]$

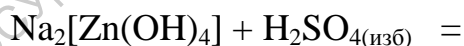
2. Определите заряд комплекса тетра(тиоцианато)этилендиамминниконат (II)

- 1) 2-            2) 1-            3) 0            4) 1+            5) 2+

3. Какова электронная формула d-подуровня атома Fe (+3)?

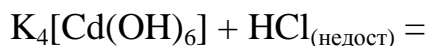
- 1)  $3d^7$             2)  $3d^5$             3)  $3d^6$             4)  $3d^2$             5)  $3d^4$

4. Составьте уравнение реакции



Ответ дайте в виде суммы стехиометрических коэффициентов молекулярного уравнения.

5. Составьте уравнение реакции



Ответ дайте в виде суммы стехиометрических коэффициентов краткого ионного уравнения.

6. Из раствора, содержащего 0,082 моль  $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , при добавлении избытка  $\text{AgNO}_3$  выпадает в осадок 0,164 моль  $\text{AgCl}$ . Установите правильную формулу комплексного соединения

- 1)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$             2)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot \text{H}_2\text{O}$   
 3)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$             4)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{Cl}_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$

*Вариант*

1. Какова формула соединения с комплексообразователем Pt (+2), координационное число 4, с лигандами  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{NH}_3$  и внешней сферой  $\text{Cs}^+$

- 1)  $\text{Cs}[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_3]$     2)  $\text{Cs}[\text{Pt}(\text{NO}_2)_3(\text{NH}_3)]$     3)  $\text{Cs}[\text{Pt}(\text{NH}_3)(\text{NO}_2)_3]$   
4)  $\text{Cs}[(\text{NO}_2)_3\text{Pt}(\text{NH}_3)]$     5)  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_3]\text{Cs}$

2. Определите заряд комплекса дигидроксотетрааквахрома (III)

- 1) 2-    2) 1-    3) 0    4) 1+    5) 2+

3. Какова электронная формула d-подуровня атома Cr (+3)?

- 1)  $3d^3$     2)  $3d^5$     3)  $3d^6$     4)  $3d^9$     5)  $3d^4$

4. Составьте уравнение реакции



Ответ дайте в виде суммы стехиометрических коэффициентов молекулярного уравнения

- 1) 3    2) 4    3) 13    4) 11    5) 7

5. Составьте уравнение реакции



Ответ дайте в виде суммы стехиометрических коэффициентов краткого ионного уравнения.

6. Из раствора, содержащего 0,035 моль  $\text{CrBr}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , при добавлении избытка  $\text{AgNO}_3$  выпадает в осадок 0,035 моль  $\text{AgBr}$ . Установите правильную формулу комплексного соединения

- 1)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Br}]\text{Br}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$     2)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_3$   
3)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Br}_2]\text{Br} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$     4)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{Br}_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$

*Вариант*

1. Какова формула соединения с комплексообразователем Ni (+2), координационное число 6, с лигандами  $\text{NCS}^-$ , en и внешней сферой  $\text{Na}^+$

- 1)  $\text{Na}_2[\text{Ni}(\text{en})_2(\text{NCS})_4]$     2)  $\text{Na}_2[\text{Ni}(\text{NCS})_4(\text{en})_2]$     3)  $\text{Na}_2[(\text{en})_2\text{Ni}(\text{NCS})_4]$   
4)  $\text{Na}_2[\text{Ni}(\text{en})(\text{NCS})_4]$     5)  $[\text{Ni}(\text{en})(\text{NCS})_4]\text{Na}_2$

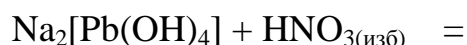
2. Определите заряд комплекса дихлоротетраамминплатина (IV)

- 1) 2-    2) 1-    3) 0    4) 1+    5) 2+

3. Какова электронная формула d-подуровня атома Ni (+2)?

- 1)  $3d^7$     2)  $3d^5$     3)  $3d^6$     4)  $3d^9$     5)  $3d^4$

4. Составьте уравнение реакции



Ответ дайте в виде суммы стехиометрических коэффициентов молекулярного уравнения

5. Составьте уравнение реакции



Ответ дайте в виде суммы стехиометрических коэффициентов краткого ионного уравнения.

6. Из раствора, содержащего 0,18 моль  $\text{CoCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ , при добавлении избытка  $\text{AgNO}_3$  выпадает в осадок 0,54 моль  $\text{AgCl}$ . Установите правильную формулу комплексного соединения

- 1)  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$       2)  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$   
 3)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$       4)  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{NH}_3)_3]\text{Cl}_3$

*Вариант*

1. Какова формула соединения с комплексообразователем  $\text{Cu} (+2)$ , координационное число 4, с лигандами  $\text{CN}^-$ ,  $\text{NH}_3$  и внешней сферой  $\text{Cl}^-$

- 1)  $[\text{Cu}(\text{CN})(\text{NH}_3)_3]\text{Cl}$       2)  $[(\text{NH}_3)_3\text{Cu}(\text{CN})]\text{Cl}$       3)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_3(\text{CN})]\text{Cl}$   
 4)  $\text{Cl}[\text{Cu}(\text{NH}_3)_3(\text{CN})]$       5)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4(\text{CN})]\text{Cl}$

2. Определите заряд комплекса трихлоротриамминкобальт(III)

- 1) 2-      2) 1-      3) 0      4) 1+      5) 2+

3. Какова электронная формула d-подуровня атома  $\text{Co} (+3)$ ?

- 1)  $3d^7$       2)  $3d^5$       3)  $3d^6$       4)  $3d^9$       5)  $3d^8$

4. Составьте уравнение реакции



Ответ дайте в виде суммы стехиометрических коэффициентов молекулярного уравнения

- 1) 10      2) 15      3) 5      4) 13      5) 8

5. Составьте уравнение реакции



Ответ дайте в виде суммы стехиометрических коэффициентов краткого ионного уравнения.

6. Из раствора, содержащего 0,45 моль  $\text{CoCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ , при добавлении избытка  $\text{AgNO}_3$  выпадает в осадок 0,45 моль  $\text{AgCl}$ . Установите правильную формулу комплексного соединения

- 1)  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$       2)  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$   
 3)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$       4)  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{NH}_3)_3]\text{Cl}_3$

*Вариант*

1. Какова формула соединения с комплексообразователем  $\text{Al} (+3)$ , координационное число 6, с лигандами  $\text{OH}^-$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  и внешней сферой  $\text{K}^+$

- 1)  $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$       2)  $\text{K}[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{OH})_4]$       3)  $\text{K}[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_4]$   
 4)  $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_4]\text{K}$       5)  $\text{K}[(\text{H}_2\text{O})_2\text{Al}(\text{OH})_4]$

2. Определите заряд комплекса трицианоамминкупрат(II)

- 1) 2-      2) 1-      3) 0      4) 1+      5) 2+

3. Какова электронная формула d-подуровня атома Cr (+2)?

- 1)  $3d^7$     2)  $3d^5$     3)  $3d^6$     4)  $3d^3$     5)  $3d^4$

4. Составьте уравнение реакции



Ответ дайте в виде суммы стехиометрических коэффициентов молекулярного уравнения

- 1) 5    2) 2    3) 7    4) 10    5) 6

5. Составьте уравнение реакции



Ответ дайте в виде суммы стехиометрических коэффициентов краткого ионного уравнения.

6. Из раствора, содержащего 0,02 моль  $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , при добавлении избытка  $\text{AgNO}_3$  выпадает в осадок 0,04 моль  $\text{AgCl}$ . Установите правильную формулу комплексного соединения

- 1)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$     2)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot \text{H}_2\text{O}$   
3)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$     4)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{Cl}_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$

### Вариант

1. Какова формула соединения с комплексообразователем Ni (+2),

координационное число 6, с лигандами  $\text{NCS}^-$ , en и внешней сферой  $\text{Na}^+$

- 1)  $\text{Na}_2[\text{Ni}(\text{en})_2(\text{NCS})_4]$     2)  $\text{Na}_2[\text{Ni}(\text{NCS})_4(\text{en})_2]$     3)  $\text{Na}_2[(\text{en})_2\text{Ni}(\text{NCS})_4]$   
4)  $\text{Na}_2[\text{Ni}(\text{en})(\text{NCS})_4]$     5)  $[\text{Ni}(\text{en})(\text{NCS})_4]\text{Na}_2$

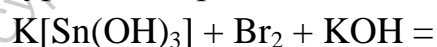
2. Определите заряд комплекса тетра(тиоцианато)этилендиамминниконат (II)

- 1) 2-    2) 1-    3) 0    4) 1+    5) 2+

3. Какова электронная формула d-подуровня атома Fe (+2)?

- 1)  $3d^7$     2)  $3d^5$     3)  $3d^6$     4)  $3d^9$     5)  $3d^4$

4. Составьте уравнение реакции



Ответ дайте в виде суммы стехиометрических коэффициентов молекулярного уравнения

- 1) 5    2) 6    3) 7    4) 4    5) 8

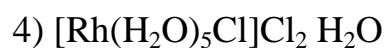
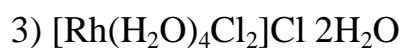
5. Составьте уравнение реакции



Ответ дайте в виде суммы стехиометрических коэффициентов краткого ионного уравнения.

6. Из раствора, содержащего 0,032 моль  $\text{RhCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , при добавлении избытка  $\text{AgNO}_3$  выпадает в осадок 0,096 моль  $\text{AgCl}$ . Установите правильную формулу комплексного соединения

- 1)  $[\text{Rh}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$     2)  $[\text{Rh}(\text{H}_2\text{O})_3\text{Cl}_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$

*Вариант*

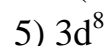
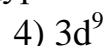
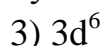
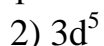
1. Какова формула соединения с комплексообразователем  $\text{Co} (+3)$ , координационное число 6, с лигандами  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{NH}_3$  и внешней сферой  $\text{K}^+$



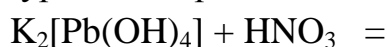
2. Определите заряд комплекса пентаамминхлорокобальта (III)



3. Какова электронная формула d-подуровня атома  $\text{Co} (+2)$ ?



4. Составьте уравнение реакции



Ответ дайте в виде суммы стехиометрических коэффициентов молекулярного уравнения

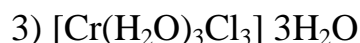
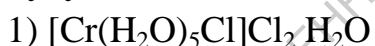


5. Составьте уравнение реакции



Ответ дайте в виде суммы стехиометрических коэффициентов краткого ионного уравнения.

6. Из раствора, содержащего 0,02 моль  $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , при добавлении избытка  $\text{AgNO}_3$  выпадает в осадок 0,06 моль  $\text{AgCl}$ . Установите правильную формулу комплексного соединения





## Список литературы

1. Третьяков Ю.Д. Неорганическая химия: в 3 т.- М.: Академия, 2004. – Т.1. – 240с.
2. Неорганическая химия. Химия элементов: Учебник в 2 томах. / Ю.Д.Третьяков, Л.И. Мартыненко, А.Н. Григорьев, А.Ю. Цивадзе. – 2-е изд., перераб. и доп. – М.: Изд-во МГУ; ИКЦ «Академкнига», 2007.
3. Неорганическая химия: учеб.для вузов / Д.А. Князев, С.Н. Смартыгин. – 3-е изд., испр.,- М.: Дрофа, 2005. – 591с.
4. Гельфман М.М., Юстратов В.П.Химия. Серия «Учебники для ВУЗов Специальная литература». – СПб.: Лань. 2000. – 480с.
5. Лидин Р.А., Аликберова Л.Ю., Логинова Г.Н. Общая и неорганическая химия в вопросах: пособие для ВУЗов / Под ред. Р.А.Лидина. – М.: Дрофа, 2004. – 304с.
- 6.Коровин Н.В. Общая химия: учебник для технических направлений и спец.ВУЗов. – М.: Высш.шк., 1998. – 559с.
7. Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические Свойства неорганических веществ / Под ред. Р.А.Лидина. – 5-е изд., стер.- М.:КолосС, 2006. – 480 с.
8. Задачи и вопросы по общей и неорганической химии с ответами и решениями / Ю.М. Коренев, А.Н. Григорьев, Н.Н. Желиговская, К.М.Дунаева. – М.: Мир, 2004. – 368 с.
9. Химия: Большой справочник для школьников и поступающих в вузы / Е.А. Алферова, Н.С. Ахметов, Н.В. Богомолова и др. – 2-е изд. – М.: Дрофа. 1999. – 784 с.
10. Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Пожаров М.В. Гидроксиды и их свойства. Электронный ресурс.2015. 25с. [http://elibrary.sgu.ru/uch\\_lit/1219.pdf](http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1219.pdf)
11. Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Пожаров М.В. Растворы и их свойства в вопросах и ответах. Электронный ресурс. 2014. 66с. [http://elibrary.sgu.ru/uch\\_lit/858.pdf](http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/858.pdf)
- 12.Кожина Л.Ф. Чернозубова Е.В. Количественные характеристики окислительно-восстановительных процессов. Электронный ресурс. 2015. 64с. [http://elibrary.sgu.ru/uch\\_lit/12365.pdf](http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/12365.pdf)