



«САРАТОВСКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ
ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н.Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО»
Институт химии

Автор-составитель
Кожина Л.Ф.

МЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ:

самостоятельная подготовка к занятиям

Учебно-методическое пособие для студентов направления
«Педагогическое образование» профиль «Химия»

Часть 2

d-металлы и их соединения



Саратов, 2018

Автор-составитель: Кожина Л.Ф. Металлы и их соединения: самостоятельная подготовка к занятиям. Часть 2. d-металлы и их соединения. Учебно-методическое пособие для студентов направления подготовки «Педагогическое образование» профиль «Химия». – Саратов. [Электронный ресурс], 2018. - 63с.

Учебно-методическое пособие «Металлы и их соединения: самостоятельная подготовка к занятиям» составлено в соответствии с программой дисциплины «Общая и неорганическая химия» для студентов, обучающихся по направлению «Педагогическое образование» профиль «Химия» и предназначено для студентов 2 курса Института химии СГУ.

Пособие состоит из 2-х частей. Часть 1 содержит задания по химии s-, p-металлов и их соединений. Часть 2 - по химии d-металлов и их соединений. Учебно-методическое пособие содержит варианты тестовых заданий по каждой изучаемой теме. Каждый предлагаемый вариант содержит вопросы разной степени сложности, некоторые вопросы являются более сложными и содержат задания на проявление индивидуальных творческих способностей студента и требуют развернутого ответа. Каждый раздел содержит краткие теоретические сведения, необходимые для выполнения работы. В отдельную группу выделены задания, выполнение которых в большей степени позволяет оценить качество подготовки студента.

Пособие может быть полезным и для студентов других направлений обучения. Данные, приведенные в пособии, пригодятся при выполнении лабораторной работы, подготовке к зачету и экзамену, а также при прохождении педагогической практики в школе.

Рекомендуют к печати
кафедра общей и неорганической химии
НМС Института химии СГУ

Рецензент
доцент кафедры общей и неорганической химии
к.х.н. Акмаева Т. А.



Содержание

1. Хром и его соединения	5
2. Марганец и его соединения	13
3. Железо и его соединения	22
4. Кобаль, никель и их соединения	30
5. Медь, серебро и их соединения	37
6. Цинк и его соединения	48
Индивидуальные задания	54
Литература	62

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

Часть 2 предлагаемого пособия «Металлы и их соединения: самостоятельная подготовка к занятиям» посвящена изучению переходных металлов и их соединений. Работа по предлагаемым заданиям основана на сочетании внеаудиторной работы по подготовке к лабораторным работам.

При этом происходит углубление и развитие навыков, полученных студентами при изучении химии в 1 и 2 семестрах.

Особенностью d-элементов является электронная конфигурация – заполнение предвнешнегод-подуровня; валентными электронами являются электроны, расположенные на внешнем- и предвнешнемd-подуровнях. Эти металлы проявляют значительное число различных степеней окисления, что обуславливает разнообразие кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений.

H																He	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

С увеличением степени окисления атома в соединении происходит уменьшение основных и увеличение кислотных свойств оксидов и гидроксидов; уменьшение восстановительных и увеличение окислительных свойств соединений.

Положение d-металлов в таблице Д.И.Менделеева не совпадает с их положением в ряду напряжений металлов:

Электрохимический ряд напряжений металлов

Li	Cs	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Sb	Bi	Cu	Ag	Hg
-3,04	-3,01	-2,92	-2,90	-2,87	-2,71	-2,36	-1,66	-0,76	-0,44	-0,28	-0,25	-0,14	-0,13	0,00	+0,21	+0,32	+0,34	+0,80	+0,85
Li ⁺	Cs ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Zn ²⁺	Fe ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	2 H ⁺	Sb ³⁺	Bi ³⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺
Восстановительная активность металлов (свойство отдавать электроны) уменьшается, а окислительная способность их катионов (свойство присоединять электроны) увеличивается в указанном ряду слева направо.																			

Для d-металлов в яркой степени выражена способность к образованию различных комплексных соединений.

1. Хром и его соединения

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og



Степень окисления	Соединения	Свойства окислительно-восстановительные / кислотно-основные
0	Cr, [Cr(CO) ₆]	Восстановительные свойства
+2	CrO, Cr(OH) ₂ , CrSO ₄ , CrCl ₂	Окислительно-восстановительная двойственность с преобладанием восстановительных свойств/основные свойства оксида и гидроксида
+3	Cr ₂ O ₃ , Cr(OH) ₃ , Cr ₂ (SO ₄) ₃ , CrCl ₃ , Na ₃ [Cr(OH) ₆],	Окислительно-восстановительная двойственность/амфотерность оксида и гидроксида
+6	CrO ₃ , K ₂ CrO ₄ , K ₂ Cr ₂ O ₇	Окислительные свойства/кислотные свойства оксида и гидроксида



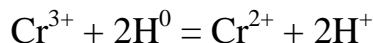
Для химических окислительно-восстановительных процессов с участием соединений хрома характерны следующие полуреакции и соответствующие им потенциалы:

$\text{Cr}^{2+} + 2e = \text{Cr}^0$	$E^0 = - 0,913 \text{ В}$
$\text{Cr}^{3+} + 3e = \text{Cr}^0$	$E^0 = - 0,744 \text{ В}$
$\text{Cr}^{3+} + e = \text{Cr}^{2+}$	$E^0 = - 0,407 \text{ В}$
$(\text{CrO}_4)^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	$E^0 = - 0,13 \text{ В}$
$(\text{CrO}_4)^{2-} + 4\text{H}^+ + 3e = \text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	$E^0 = 0,95 \text{ В}$
$(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	$E^0 = 1,33 \text{ В}$
$(\text{CrO}_4)^{2-} + 8\text{H}^+ + 3e = \text{Cr}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	$E^0 = 1,477 \text{ В}$

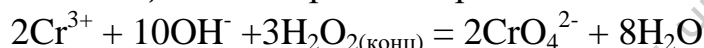
$\text{CrO}_2^- + 4\text{H}^+ + e = \text{Cr}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	$E^0 = 1,188 \text{ В}$
$[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-} + 1e = \text{Cr}(\text{OH})_2 + 4\text{OH}^-$	$E^0 = -1,057 \text{ В}$
$[\text{Cr}(\text{CN})_6]^{3-} + 1e = [\text{Cr}(\text{CN})_6]^{4-}$	$E^0 = -1,280 \text{ В}$



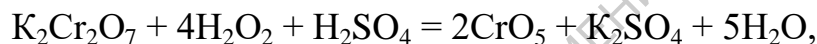
*** В качестве реагента для *качественного* обнаружения катионов хрома (III) используют восстановление атомарным водородом до сине-голубого катиона Cr^{2+} :



или окисление в *сильно-щелочной* среде до хромат-ионов *желтого* цвета:



Для *качественного* обнаружения соединений хрома (+6) используют реакцию получения пероксида хрома CrO_5 *синего* цвета:



устойчивого в среде эфира или при низкой температуре.

1. Число полностью заполненных энергетических подуровней в атоме хрома:

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

Приведите электронную формулу атома хрома в основном состоянии.

2. Металлический хром растворяется в:

- 1) H_2O 2) HCl 3) $\text{NaOH}_{(\text{конц})}$ 4) HNO_3

Для обоснованного ответа приведите необходимые уравнения химических реакций.

3. Какой хлорид образуется при взаимодействии хрома с хлором при нагревании:

- 1) CrCl_2 2) CrCl_3 3) CrCl_5 4) CrCl_6

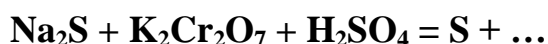
4. Какие соединения хрома проявляют

преимущественно восстановительные свойства в химических реакциях:

- 1) CrCl_2 2) CrCl_3 3) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 4) Cr_2O_3

Укажите взаимосвязь между степенью окисления атома хрома в соединении и окислительно-восстановительными свойствами.

5. Сколько формульных единиц серной кислоты необходимо для протекания окислительно-восстановительного процесса:



Составьте уравнение электронного баланса и рассчитайте ЭДС реакции.

1. Изменение электронной конфигурации $3d^5 4s^1 \rightarrow 3d^3 4s^0$ связано с переходом:



2. Наиболее сильные кислотные свойства проявляет оксид:



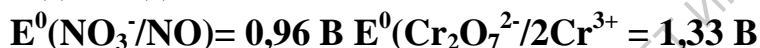
Укажите взаимосвязь между степенью окисления атома хрома в соединении и кислотно-основными свойствами вещества.

3. Только окислительные свойства характерны для соединений:



Укажите взаимосвязь между степенью окисления атома хрома в соединении и окислительно-восстановительными свойствами.

4. Окисляется ли ион Cr^{3+} в $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ анионом NO_3^- с восстановлением последнего до NO ?

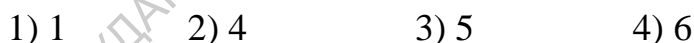


5. Написать уравнение реакции, используя *метод электронного баланса*, и подсчитать сумму коэффициентов в *правой* части уравнения:



Обсудите возможность самопроизвольного протекания реакции в стандартных условиях.

1. Укажите число неспаренных электронов атома хрома в основном состоянии:



Напишите электронную конфигурацию для атома хрома в основном состоянии.

2. Какой оксид хрома растворяется в воде:



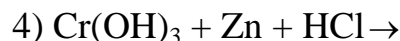
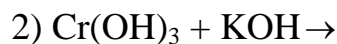
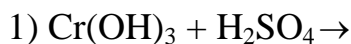
Напишите уравнение химической реакции. Составьте название продукта реакции.

3. Окислительно-восстановительная двойственность характерна для:



Укажите взаимосвязь между степенью окисления атома хрома в соединении и окислительно-восстановительными свойствами.

4. В какой или каких реакциях гидроксид хрома (III) проявляет основные свойства:



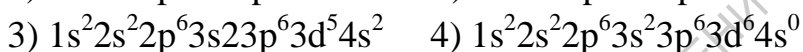
Подтвердите ответ уравнением химического взаимодействия.

5. Сколько формульных единиц азотной кислоты необходимо для протекания окислительно-восстановительного процесса (*метод электронного баланса*):

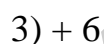


Укажите величины стандартных потенциалов окислителя и восстановителя и рассчитайте ЭДС реакции.

1. Электронная конфигурация атома хрома в основном состоянии:

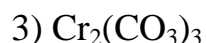


2. В какой степени окисления должен быть атом хрома, чтобы его оксид обладал наиболее сильными кислотными свойствами:



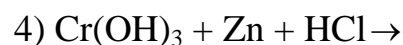
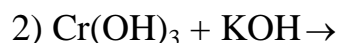
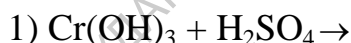
Укажите взаимосвязь между степенью окисления атома хрома в соединении и кислотно-основными свойствами вещества.

3. Какие соединения хрома не существуют в водном растворе:



Для обоснования ответа используйте таблицу растворимости и дайте объяснение, используя знания темы «Растворы»

4. Укажите реакцию, в которой гидроксид хрома (III) проявляет кислотные свойства:



Подтвердите ответ уравнением химического взаимодействия.

5. Напишите уравнение реакции (*метод электронного баланса*) и подсчитайте сумму коэффициентов в *правой* части уравнения



Рассчитайте ЭДС реакции и выскажите предположение о возможности самопроизвольного протекания реакции в стандартных условиях.

1. Укажите верные утверждения:

1) все d –элементы находятся в побочных подгруппах

2) все d –элементы являются металлами

3) все d – элементы на внешнем энергетическом уровне имеют по два электрона

4) все d- элементы образуют основные и кислотные гидроксиды

2. Какой оксид взаимодействует с концентрированной соляной кислотой с выделением хлора:

- 1) CrO 2) Cr₂O₃ 3) CrO₃

Напишите уравнение химической реакции, используя метод электронного баланса.

3. При взаимодействии водных растворов хлорида хрома (III) и сульфида натрия образуется осадок:

- 1) Cr(OH)₂ 2) Cr(OH)₃ 3) Cr₂S₃ 4) Cr(OH)Cl₂

Напишите уравнение химической реакции.

4. Гидроксид хрома (III) проявляет восстановительные свойства:

- 1) Cr(OH)₃ + H₂SO₄ → 2) Cr(OH)₃ + KOH →
3) Cr(OH)₃ + Br₂ + KOH → 4) Cr(OH)₃ + Zn + HCl →

Напишите уравнение химической реакции.

5. В каком ряду приведены символы элементов, все из которых окисляются в реакции, протекающей по схеме:



- 1) N, S 2) C, N 3) S, Cr 4) Cr, N

Укажите степени окисления атомов азота, углерода, серы, хрома в соединениях. Дайте определение понятия процесс окисления.

1. Для получения хрома можно использовать реакции:

- 1) Cr₂O₃ + Al → 2) Cr(CO)₆ →
3) Cr₂O₃ + Si → 4) CrCl₃ + Cu →

2. Гидроксид хрома (III) проявляет окислительные свойства:

- 1) Cr(OH)₃ + H₂SO₄ → 2) Cr(OH)₃ + KOH →
3) Cr(OH)₃ + Br₂ + KOH → 4) Cr(OH)₃ + Zn + HCl →

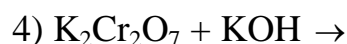
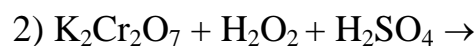
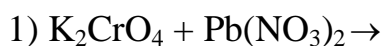
Напишите уравнение химической реакции.

3. Какая соль хрома в большей степени подвергается гидролизу в растворе:

- 1) CrCl₂ 2) CrCl₃ 3) K₂Cr₂O₇ 4) K₂CrO₄

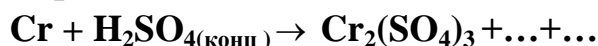
Напишите уравнение гидролиза и дайте объяснение.

4. Качественной реакцией для обнаружения соединений хрома (VI) является:



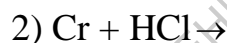
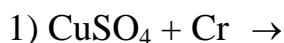
Напишите уравнения химических реакций и укажите ожидаемые наблюдения.

5. Напишите уравнение реакции (*метод электронного баланса*) и укажите коэффициент перед *восстановителем* в уравнении ОВР, протекающей при нагревании по схеме:

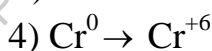
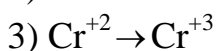
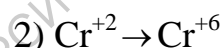
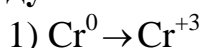


Почему взаимодействие происходит только при нагревании?

1. Соединения хрома (II) образуются:



2. Изменение электронной конфигурации $3d^4 \rightarrow 3d^0$ соответствует переходу:



3. Хроматы устойчивы:

1) в кислой среде

2) в нейтральной среде

3) в щелочной среде

4) невозможно дать однозначный ответ

4. Можно ли использовать PbO_2 для окисления иона Cr^{3+} в $Cr_2O_7^{2-}$ в кислой среде, если

$$E^0(PbO_2/Pb^{2+}) = 1,47 \text{ В} \quad E^0(Cr_2O_7^{2-}/2Cr^{3+}) = 1,33 \text{ В}$$

1) да

2) нет

3) невозможно дать однозначный ответ

Как определяется возможность самопроизвольного протекания реакции в стандартных условиях?

5. Используя *метод электронного баланса*, напишите уравнение и укажите сумму коэффициентов в *правой* части уравнения реакции, протекающей по схеме:



Укажите величины стандартных потенциалов, рассчитайте ЭДС реакции и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания реакции в стандартных условиях.

2. Марганец и его соединения

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og



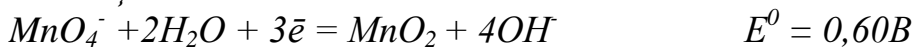
Степень окисления	Соединения	Свойства окислительно-восстановительные / кислотно-основные
0	M, [Mn ₂ (CO) ₁₀]	Восстановительные свойства
+2	MnO, Mn(OH) ₂ , MnSO ₄ , MnS, K ₄ [Mn(CN) ₆]	Окислительно-восстановительная двойственность с преобладанием восстановительных свойств/основные свойства оксида и гидроксида
+3	Mn ₂ O ₃ , MnO(OH)	Окислительно-восстановительная двойственность/амфотерность
+4	MnO ₂	Окислительно-восстановительная двойственность/амфотерность
+5	K[MnF ₅], Na ₃ MnO ₄	Окислительно-восстановительная двойственность/амфотерность
+6	MnO ₃ , K ₂ MnO ₄ , H ₂ MnO ₄	Окислительно-восстановительная двойственность/кислотные свойства оксида и гидроксида
+7	Mn ₂ O ₇ , KMnO ₄ , HMnO ₄	Окислительные свойства/ кислотные свойства оксида и гидроксида



Для соединений марганца в кислой среде характерны следующие полуреакции и соответствующие потенциалы:

Mn ²⁺ + 2e = Mn	E ⁰ = -1,179 В
Mn ³⁺ + 1e = Mn ²⁺	E ⁰ = 1,51 В
MnO ₂ + 4H ⁺ + 1e = Mn ³⁺ + 2H ₂ O	E ⁰ = 0,95 В
MnO ₄ ⁻ + 5e + 8H ⁺ = Mn ²⁺ + 4H ₂ O	E ⁰ = 1,51 В
MnO ₄ ²⁻ + 4H ⁺ + 2e = MnO ₂ + 2H ₂ O	E ⁰ = 2,26 В
MnO ₄ ⁻ + 4H ⁺ + 3e = MnO ₂ + 2H ₂ O	E ⁰ = 1,70 В
MnO ₂ + 4H ⁺ + 2e = Mn ²⁺ + 2H ₂ O	E ⁰ = 1,23 В

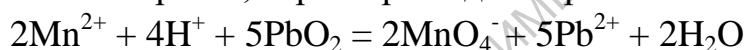
В нейтральной и щелочной среде для перманганат-иона возможны процессы, характеризующиеся полуреакциями и соответствующими потенциалами:



*** Для качественного обнаружения катионов марганца (II) применяют реакцию конмутации с перманганат-ионом, в результате которой происходит исчезновение фиолетово-малиновой окраски перманганат-иона и возникновение бурой окраски, обусловленной образованием диоксида марганца MnO_2 :



При проведении реакции окисления в сильно кислой среде появляется фиолетово-малиновая окраска, характерная для перманганат-иона:



1. Число неспаренных электронов в атоме марганца в основном состоянии:

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

Приведите электронно-графическую формулу атома марганца в основном состоянии.

2. Какие соединения образуются при взаимодействии марганца с концентрированной азотной кислотой при нагревании:

- 1) $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ 2) NO_2 3) H_2 4) H_2O

Напишите уравнение химического взаимодействия и укажите признак реакции.

3. Манганаты устойчивы:

- 1) в щелочной среде 2) нейтральной среде
3) в кислой среде 4) невозможно дать однозначный ответ

4. В какой степени окисления находится марганец, если его гидроксид проявляет наиболее сильные основные свойства:

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

Как зависят основные свойства гидроксида марганца от степени окисления атома в соединении?

5. Укажите сумму коэффициентов в уравнении ОВР, протекающей по схеме: $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \dots + \dots$

Напишите уравнение реакции, используя метод электронного баланса, укажите влияние среды на окислительные свойства перманганата калия. Приведите величины стандартных потенциалов.

1. Укажите число полностью заполненных энергетических подуровней в атоме марганца в основном состоянии:

- 1) 2) 3) 4)

Приведите электронную формулу атома марганца в основном состоянии.

2. В сильнощелочных растворах марганец растворяется с образованием:

- 1) $\text{Na}_2[\text{Mn}(\text{OH})_4]$ 2) $\text{Mn}(\text{OH})_2$ 3) H_2 4) $\text{Mn}(\text{OH})_4$

3. Какие ионы, находящиеся в концентрированном растворе, придают ему зеленую окраску:

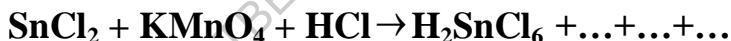
- 1) $(\text{MnO}_4)^-$ 2) $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$
3) $(\text{MnO}_4)^{2-}$ 4) $[\text{Mn}(\text{OH})_4]^{2-}$

4. В каких реакциях манганат проявляет окислительно-восстановительную двойственность:

- 1) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow$ 2) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{CO}_2 \rightarrow$
3) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow$ 4) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

Для обоснованного ответа напишите уравнения химических реакций.

5. Напишите уравнение реакции, используя метод электронного баланса, и укажите сумму коэффициентов в левой части уравнения:



1. Число неспаренных электронов в атоме марганца в возбужденном состоянии:

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

Приведите электронно-графическую формулу атома марганца в возбужденном состоянии.

2. Укажите реакцию, в которой MnO_2 проявляет окислительные свойства:

- 1) $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow$ 2) $\text{MnO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
3) $\text{MnO}_2 + \text{NaOCl} + \text{NaOH} \rightarrow$ 4) $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{O}_2$

Дайте определение понятия окислитель. Как меняется степень окисления окислителя в ОВР?

3. Сульфид марганца MnS растворяется в:

- 1) H_2O 2) HCl 3) KOH 4) HNO_3

Напишите уравнения химических процессов, протекающих при этом.

4. Охарактеризуйте строение и свойства марганцевой кислоты:

- 1) сильная 2) степень окисления марганца +7
3) содержит 5 σ - и 3 π -связи 4) восстановитель

Для обоснованного ответа составьте графическую формулу.

5. Укажите коэффициент перед формулой окислителя в уравнении ОВР, протекающей по схеме:



Напишите уравнение химической реакции, используя метод электронного баланса, укажите свойства продукта реакции.

1. Электронная конфигурация атома марганца в основном состоянии:

- 1) $\dots 4s^2 4p^5$ 2) $\dots 3d^5 4s^2$
3) $\dots 3d^6 4s^1$ 4) $\dots 3d^6 4s^2$

Какова валентность атома (по обменному механизму) в основном состоянии?

2. Укажите реакции, в которых MnO_2 проявляет восстановительные свойства:

- 1) $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow$ 2) $\text{MnO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
3) $\text{MnO}_2 + \text{NaOCl} + \text{NaOH} \rightarrow$ 4) $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{O}_2$

Дайте определение понятия восстановитель. Как меняется степень окисления восстановителя в реакциях ОВР?

3. Какие ионы, находящиеся в концентрированном растворе, придают ему фиолетовую окраску:

- 1) $(\text{MnO}_4)^-$ 2) $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$
3) $(\text{MnO}_4)^{2-}$ 4) $[\text{Mn}(\text{OH})_4]^{2-}$

4. Укажите способы получения марганца:

- 1) $\text{MnO} + \text{Al} \rightarrow$ 2) $\text{MnO} + \text{CO} \rightarrow$
3) $\text{MnSO}_4(\text{p-p}) + \text{Fe} \rightarrow$ 4) $\text{KMnO}_4 \rightarrow$ электролиз р-ра

5. Напишите уравнение ОВР (метод электронного баланса) и определите сумму коэффициентов в правой части уравнения:



Укажите величины стандартных потенциалов. Оцените величину ЭДС реакции.

1. Какова электронная конфигурация атома марганца в *возбужденном* состоянии:

- 1) ...4s²4p⁵ 2) ...3d⁵4s²
3) ...3d⁶4s¹ 4) ...3d⁵4s¹4p¹

2. Укажите реакцию, в которой MnO₂ проявляет *окислительно-восстановительную двойственность*:

- 1) MnO₂ + HCl → 2) MnO₂ + PbO₂ + HNO₃ →
3) MnO₂ + NaOCl + NaOH → 4) MnO₂ → Mn₂O₃ + O₂

Почему диоксид марганца проявляет окислительно-восстановительную двойственность?

3. Какие вещества образуются при *электролизе* на инертных электродах водного раствора MnSO₄ :

- 1) Mn 2) H₂ 3) O₂ 4) H₂SO₄

Напишите уравнение электролиза, указав процессы, протекающие на катоде и на аноде.

4. Оксид Mn₂O₃ вступает в реакции:

- 1) Mn₂O₃ + H₂O → 2) Mn₂O₃ + H₂SO₄ →
3) Mn₂O₃ + Al → 4) Mn₂O₃ + KOH →

5. Укажите *наименьшее общее кратное* чисел принятых и отданных электронов в уравнении ОВР (*метод электронного баланса*), протекающей по схеме:



Укажите признак химической реакции.

1. Электронный переход Mn⁺² → Mn⁺⁶ соответствует изменению электронной конфигурации:

- 1) 3d⁵4s¹ → 3d³4s⁰ 2) 3d⁵4s⁰ → 3d¹4s⁰
3) 3d⁶4s¹ → 3d³4s⁰ 4) 3d⁷4s⁰ → 3d³4s⁰

2. Какое соединение марганца способно проявлять наиболее сильные *восстановительные свойства*:

- 1) MnCl₂ 2) MnO₂ 3) K₂MnO₄ 4) KMnO₄

Укажите степень окисления атома марганца в каждом соединении. Оцените взаимосвязь окислительно-восстановительных свойств со степенью окисления атома марганца в соединениях.

3. Какие ионы, находящиеся в концентрированном растворе, придают ему *бледно-розовую окраску*:

5. Допишите уравнение реакции (**используйте метод электронного баланса**) и определите коэффициент перед **окислителем** в уравнении реакции: $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \dots$

Укажите величины стандартных потенциалов и оцените ЭДС реакции.

1. Какой оксид марганца проявляет наиболее сильные **кислотные** свойства:

- 1) Mn_3O_4 2) MnO_2 3) MnO_3 4) Mn_2O_7

Укажите степень окисления атома марганца в каждом соединении и оцените взаимосвязь кислотно-основных свойств со степенью окисления атома марганца в соединении.

2. Какие соединения марганца способны проявлять свойства как **окислителя**, так и **восстановителя**:

- 1) MnCl_2 2) MnO_2 3) K_2MnO_4 4) KMnO_4

Укажите степень окисления атома марганца в каждом соединении.

3. Гидроксиды марганца, **неустойчивые** на воздухе:

- 1) $\text{Mn}(\text{OH})_2$ 2) $\text{MnO}(\text{OH})$ 3) $\text{MnO}(\text{OH})_2$

4. Будет ли окисляться FeBr_2 перманганатом калия KMnO_4 в кислом растворе?

$$E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0 = 0,77\text{В} \quad E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}}^0 = 1,51\text{В}$$

- 1) да 2) нет 3) невозможно дать однозначный ответ

Как по величине стандартного потенциала оценить силу окислителя и силу восстановителя?

5. Напишите уравнение реакции, расставьте коэффициенты **методом электронного баланса** и укажите **наименьшее общее кратное** чисел отданных и принятых электронов в уравнении ОВР:



1. В какой степени окисления находится марганец, если его гидроксид проявляет наиболее сильные **кислотные** свойства:

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

Какова взаимосвязь кислотно-основных свойств со степенью окисления атома марганца в соединениях?

2. Свойства **марганцовой** кислоты:

- 1) неустойчивая
- 2) образуется при растворении оксида Mn_2O_7 в воде
- 3) сильная
- 4) образует только средние соли

Для обоснованного ответа составьте графическую формулу соединения.

3. Можно ли приготовить раствор, содержащий одновременно перманганат калия и сульфат марганца (II)?

$$E^0_{MnO_4^- / Mn^{4+}} = 1,69V \quad E^0_{Mn^{4+} / Mn^{2+}} = 1,23V$$

- 1) да
- 2) нет
- 3) невозможно дать однозначный ответ

Для обоснованного ответа напишите уравнение химического превращения и рассчитайте ЭДС реакции.

4. Как изменяются *основные* свойства соединений марганца при *повышении* степени окисления этого элемента?

- 1) уменьшаются
- 2) увеличиваются
- 3) не изменяются
- 4) сначала увеличиваются, затем уменьшаются

Оцените взаимосвязь кислотно-основных свойств со степенью окисления атома марганца в соединении.

5. Напишите уравнение реакции, расставьте коэффициенты *методом электронного баланса* и укажите сумму коэффициентов в уравнении ОВР:



1. Какой оксид марганца проявляет наиболее сильные *основные* свойства:

- 1) MnO
- 2) MnO_2
- 3) MnO_3
- 4) Mn_2O_7

Укажите степень окисления атома марганца в каждом соединении и оцените взаимосвязь кислотно-основных свойств со степенью окисления атома марганца в соединении.

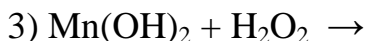
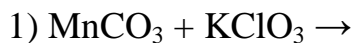
2. Какие из указанных галогенов можно применять для окисления манганата калия до перманганата калия?

$$E^0_{MnO_4^- / MnO_4^{2-}} = 0,56V$$

- 1) $E^0_{Cl_2 / 2Cl^-} = 1,36V$
- 2) $E^0_{Br_2 / 2Br^-} = 1,08V$
- 3) $E^0_{I_2 / 2I^-} = 0,53V$

Как по величине стандартного потенциала оценить силу окислителя и силу восстановителя; оценить возможность самопроизвольного протекания реакции в стандартных условиях?

3. Продуктом каких реакций может быть MnO_2 :



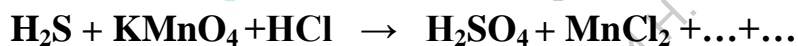
4. При термическом разложении $KMnO_4$ образуются:



Напишите уравнение реакции, укажите окислитель и восстановитель.

5. Укажите сумму коэффициентов в левой части уравнения ОВР

(используйте метод электронного баланса), протекающей по схеме:



3. Железо и его соединения

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

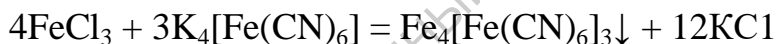
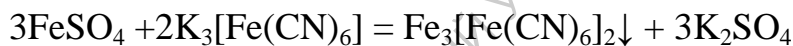


*** Качественной реакцией на катионы железа Fe^{2+} является образование «турнбулевой сини» при взаимодействии с гексацианоферратом (II) калия:
 $\text{FeSO}_4 + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] = \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{K}_2\text{SO}_4$

Качественной реакцией на катионы железа Fe^{3+} является образование «берлинской лазури» при взаимодействии с гексацианоферратом (III) калия:
 $\text{FeCl}_3 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] = \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6] + 3\text{KCl}$

Данные реакции являются реакциями *неполного* ионного обмена и при этом образуются растворимые формы «турнбулевой сини» и «берлинской лазури».

В случае *полного* ионного обмена образуются нерастворимые формы, образование которых можно отразить следующими реакциями:





Степень окисления	Соединения	Свойства окислительно-восстановительные/кисотно-основные
0	Fe, $\text{Fe}(\text{CO})_5$	Восстановительные
+2	FeO , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, FeFeCl_2 , $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	Окислительно-восстановительная двойственность с преобладанием восстановительных свойств. Основные свойства оксида и гидроксида.
+3	Fe_2O_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	Окислительно-восстановительная двойственность. Амфотерные свойства оксида и гидроксида выражены слабо.
+6	FeO_3 , K_2FeO_4	Окислительные свойства. Кислотные свойства оксида и гидроксида.
+8	FeO_4	Окислительные свойства.



Полуреакция	Потенциал, В
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e} = \text{Fe}$	-0,440
$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{e} = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	-0,560
$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e} = \text{Fe}$	-0,037
$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{Fe}(\text{OH})_2$	-0,057
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + 3\text{e} = \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	+0,356
$\text{Fe}^{3+} + \text{e} = \text{Fe}^{2+}$	+0,770
$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}^+ + \text{e} = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,271
$\text{FeO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,700

1. Электронная конфигурация атома железа в основном состоянии:

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

2. Какой оксид железа проявляет наиболее сильные основные свойства:

- 1) FeO 2) Fe₂O₃ 3) Fe₃O₄ 4) FeO₃

Укажите степень окисления атома железа в каждом соединении.

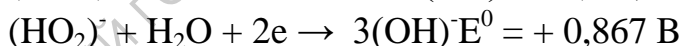
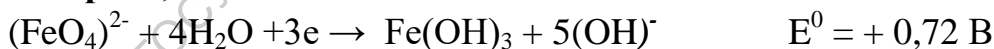
Оцените взаимосвязь кислотно-основных свойств со степенью окисления атома железа в соединении.

3. Оксид железа (III) образуется:

- 1) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$ 2) $\text{FeC}_2\text{O}_4 \rightarrow$
 3) $\text{FeS} + \text{O}_2 \rightarrow$ 4) $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow$

Напишите необходимые для ответа уравнения химических реакций.

4. Можно ли использовать для окисления иона железа (III) пероксид водорода, если



- 1) да 2) нет 3) невозможно дать однозначный ответ

Как по величине стандартного потенциала оценить силу окислителя и силу восстановителя; оценить возможность самопроизвольного протекания реакции в стандартных условиях?

5. Укажите сумму коэффициентов в левой части уравнения ОВР (метод электронного баланса), протекающей по схеме:



1. Электронная конфигурация атома железа в возбужденном состоянии:

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

2. Какой оксид железа проявляет наиболее сильные кислотные свойства:

- 1) FeO 2) Fe₂O₃ 3) Fe₃O₄ 4) FeO₃

Укажите степень окисления атома железа в каждом соединении.

Оцените взаимосвязь кислотно-основных свойств со степенью окисления атома железа в соединении

3. Оксид железа (III) образуется:

- 1) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$ 2) $\text{FeC}_2\text{O}_4 \rightarrow$
3) $\text{FeS} + \text{O}_2 \rightarrow$ 4) $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow$

Напишите необходимые для ответа уравнения химических реакций.

4. В водном растворе в наибольшей степени подвергается гидролизу соль:

- 1) FeCl₂ 2) FeCl₃ 3) K₃[Fe(CN)₆] 4) K₄[Fe(CN)₆]

Дайте обоснованный ответ и напишите уравнение гидролиза.

5. Используя метод электронного баланса, укажите сумму коэффициентов в уравнении ОВР, протекающей по схеме:



Укажите величины стандартных потенциалов, рассчитайте ЭДС реакции и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания реакции в стандартных условиях.

1. Число неспаренных электронов в атоме железа в основном состоянии:

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

Составьте электронно-графическую формулу атома железа в основном состоянии.

2. Какой оксид железа проявляет слабо выраженные амфотерные свойства:

- 1) FeO 2) Fe₂O₃ 3) Fe₃O₄ 4) FeO₃

3. При помощи каких соединений можно обнаружить катионы железа (III):

- 1) K₃[Fe(CN)₆] 2) K₄[Fe(CN)₆]
3) NH₄SCN 4) Na₂CO₃

Для обоснованного ответа напишите необходимые уравнения химических превращений и укажите признаки химических реакций.

4. Наиболее кислая среда в разбавленном водном растворе соли:

- 1) FeCl_2 2) FeCl_3 3) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ 4) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

Какой тип солей подвергается гидролизу с образованием кислой среды? Напишите уравнения гидролиза и рассчитайте константы гидролиза.

5. Напишите уравнение ОВР (метод электронного баланса) и укажите коэффициент перед формулой продукта окисления:



1. Число неспаренных электронов в атоме железа в возбужденном состоянии:

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

Приведите электронно-графическую формулу атома железа в возбужденном состоянии.

2. Металлическое железо растворяется в:

- 1) H_2O 2) H_2SO_4 (разб) 3) HNO_3 (разб) 4) NaOH (р-р)

Напишите уравнения химических реакций для выбранных вариантов ответа.

3. Какое соединение выпадает в осадок при смешивании растворов хлорида железа (III) и карбоната натрия:

- 1) FeCO_3 2) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 3) $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ 4) $\text{Fe}(\text{OH})\text{CO}_3$

Напишите уравнение химического взаимодействия и объясните, почему реакция протекает именно таким образом.

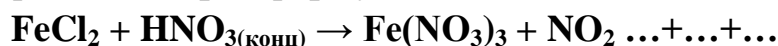
4. Будет ли окисляться FeSO_4 перманганатом калия в кислом растворе?

$$E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0 = 0,77\text{В} \quad E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}}^0 = 1,51\text{В}$$

- 1) да 2) нет 3) невозможно дать однозначный ответ

Для доказательства выбранного варианта ответа напишите уравнение реакции и оцените ЭДС реакции.

5. Напишите уравнение реакции (метод электронного баланса) и укажите коэффициент перед формулой окислителя:



Выпишите величины стандартных потенциалов и рассчитайте ЭДС реакции; оцените возможность самопроизвольного протекания реакции.

1. Какое число химических связей может образовывать атом железа по обменному механизму:

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

Для обоснованного ответа приведите электронно-графическую формулу атома железа (для валентных электронов).

2. При взаимодействии железа при нагревании с концентрированной серной кислотой образуются:

- 1) H_2 2) SO_2 3) $Fe_2(SO_4)_3$ 4) $FeSO_4$

Напишите уравнение химического взаимодействия, используя метод электронного баланса.

3. Укажите реакции, в которых соединения железа (III) проявляют восстановительные свойства:

- 1) $FeCl_3 + H_2S \rightarrow$ 2) $FeCl_3 + Br_2 + NaOH \rightarrow$
3) $Fe(NO_3)_3 \rightarrow$ 4) $FeCl_3 + NaOH \rightarrow$

Для выбранных вариантов ответа напишите уравнения химических реакций.

4. К реакциям необратимого гидролиза относится:

- 1) $FeCl_3 + H_2O \rightarrow$ 2) $FeCl_2 + H_2O \rightarrow$
3) $FeCl_3 + Na_2S + H_2O \rightarrow$ 4) $FeCl_3 + Na_2CO_3 + H_2O \rightarrow$

Подтвердите свой ответ необходимым уравнением реакции и объяснением.

5. Напишите уравнение ОВР, расставьте коэффициенты методом электронного баланса и укажите коэффициент перед формулой восстановителя:



Дайте определение понятия восстановитель. Как меняется степень окисления восстановителя в ходе ОВР?

1. Какие степени окисления проявляет железо в соединениях:

- 1) +2 2) +3 3) +6 4) +8

Для подтверждения вашего ответа, напишите формулы соединений железа.

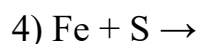
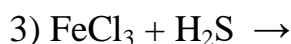
2. При растворении железа в разбавленной азотной кислоте образуются:

- 1) NO 2) NO_2 3) $Fe(NO_3)_3$ 4) $Fe(NO_3)_3$

Укажите признак химического взаимодействия и напишите уравнение реакции.

3. Сульфид железа (II) образуется при взаимодействии:

- 1) $FeSO_4 + H_2S \rightarrow$ 2) $FeSO_4 + K_2S \rightarrow$



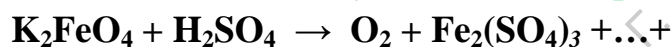
Для обоснования ответа, приведите необходимые уравнения химических реакций.

4. При помощи каких соединений можно обнаружить катионы железа (II):



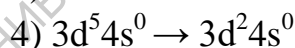
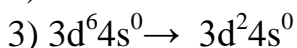
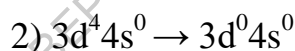
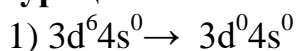
Напишите уравнение реакции и укажите наблюдаемые изменения окраски.

5. Составьте уравнение ОВР, используя метод электронного баланса,



и укажите сумму коэффициентов. Дайте определение окислителя и укажите изменение степени окисления в ходе ОВР.

1. Переход $\text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^{+6}$ соответствует изменению электронной конфигурации:



2. С растворами каких солей взаимодействует металлическое железо:



Напишите уравнения химических реакций.

3. При взаимодействии растворов хлорида железа (III) и сульфида натрия образуются:



Напишите уравнение химического взаимодействия.

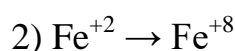
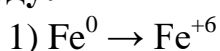
4. В водном растворе какой соли нейтральная среда:

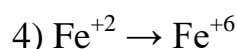
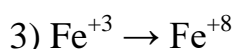


5. Методом электронного баланса расставьте коэффициенты и определите их сумму в правой части уравнения ОВР, протекающей по схеме:

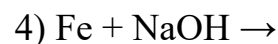
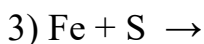
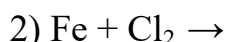


1. Изменение электронной конфигурации $3d^5 4s^0 \rightarrow 3d^0 4s^0$ соответствует переходу:



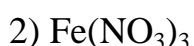
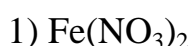


2. Соли железа (II) можно получить:



Для выбранных вариантов ответа, приведите уравнения химических реакций.

3. Какие вещества образуются при растворении Fe_3O_4 в разбавленной азотной кислоте:



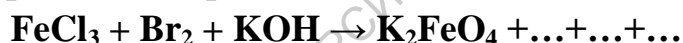
Для обоснованного ответа напишите уравнение химической реакции.

4. Какие вещества образуются при растворении железа в 5% азотной кислоте:



Для обоснованного ответа напишите уравнение химической реакции

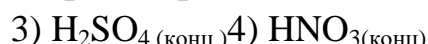
5. Напишите уравнение ОВР (используя метод электронного баланса) и определите коэффициент перед веществом KOH :



1. Какие соединения железа встречаются в природе:

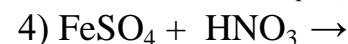


2. При комнатной температуре железо растворяется в кислотах:



Для обоснованного ответа напишите уравнения химической реакции.

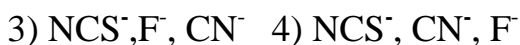
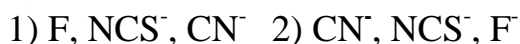
3. Соли железа (III) образуются при взаимодействии:



Для обоснованного ответа напишите уравнения химической реакции.

4. Комплексные ионы $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$, $[\text{Fe}(\text{NCS})_6]^{3-}$ и $[\text{FeF}_6]^{3-}$ характеризуются следующими константами устойчивости $7,9 \cdot 10^{43}$; $1,7 \cdot 10^3$ и $1,2 \cdot 10^{16}$

соответственно. Укажите ряд, в котором частицы расположены с учетом увеличения силы лигандов:

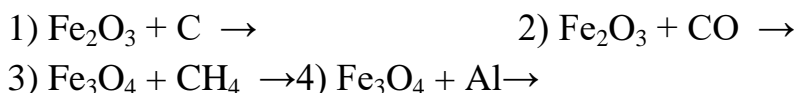


5. Напишите уравнение реакции, используя метод электронного баланса, и укажите коэффициент перед окислителем:



Выпишите величины стандартных потенциалов, рассчитайте ЭДС и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания реакции.

1. Какие реакции лежат в основе промышленного способа получения железа:

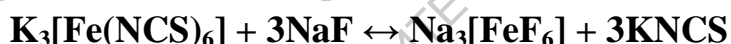


2. Какие соединения железа обладают наиболее сильными восстановительными свойствами:



Укажите степень окисления атома железа в каждом соединении и установите взаимосвязь между степенью окисления атома и окислительно-восстановительными свойствами вещества.

3. В каком направлении смещено равновесие в системе:



если $K_{\text{уст}} [\text{Fe}(\text{NCS})_6]^{3-} = 1,7 \cdot 10^3$ и $K_{\text{уст}} [\text{FeF}_6]^{3-} = 1,26 \cdot 10^{16}$

- 1) в направлении обратной реакции
- 2) в направлении прямой реакции

Дайте обоснованный ответ.

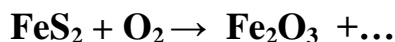
4. Будет ли окисляться иодид-ион в растворе хлорида железа (III), если:



- 1) да
- 2) нет
- 3) невозможно дать однозначный ответ

Зная величины стандартных потенциалов, оцените возможность самопроизвольного протекания реакции.

5. Укажите сумму коэффициентов в уравнении ОВР (используя метод электронного баланса), протекающей по схеме:



H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og



Степень окисления	Соединения	Свойства окислительно-восстановительные / кислотно-основные
0	Co, Co ₂ (CO) ₈	Восстановительные
+2	CoO, Co(OH) ₂ , CoCl ₂ , [Co(NH ₃) ₆]Cl ₂	Окислительно-восстановительная двойственность, амфотерные свойства оксида и гидроксида с преобладанием основных свойств
+3	CoO(OH), Na ₃ [Co(NO ₂) ₆]	Окислительные свойства



Полуреакция	Потенциал, В
Co(OH) ₂ + 2H ⁺ + 2e = Co + 2H ₂ O	+0,095
Co(OH) ₂ + 2e = Co + 2OH ⁻	-0,730
CoO + 2H ⁺ + 2e = Co + H ₂ O	+0,170
Co(NH ₃) ₆ ²⁺ + 2e = Co + 6NH ₃	-0,420
Co ³⁺ + e = Co	+0,330
Co(NH ₃) ₆ ³⁺ + e = Co(NH ₃) ₆ ²⁺	+0,100
Co ³⁺ + e = Co ²⁺	+1,808
Co ²⁺ + 2e = Co	-0,277

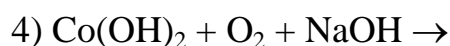
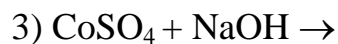
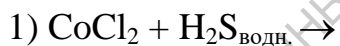


Степень окисления	Соединения	Свойства окислительно-восстановительные / кислотно-основные
0	Ni, [Ni(CO) ₄]	Восстановительные свойства
+2	NiO, Ni(OH) ₂ , NiCl ₂ , NiSO ₄ , [Ni(NH ₃) ₆][Cl ₂ , K ₂ [Ni(CN) ₄]	Окислительно-восстановительная двойственность/амфотерные свойства оксида и гидроксида с преобладанием основных свойств
+3	NiO(OH)	Окислительные свойства



Полуреакция	Потенциал, В
Ni(OH) ₂ + 2e = Ni + 2OH ⁻	-0,720
Ni(NH ₃) ₆ ²⁺ + 2e = Ni + 6NH ₃	-0,490
Ni(OH) ₃ + e = Ni(OH) ₂ + OH ⁻	+0,490
Ni(CN) ₄ ²⁻ + 2e = Ni + 4CN ⁻	-0,400
Ni ²⁺ + 2e = Ni	-0,230

1. Качественной реакцией на кобальт (II) является:



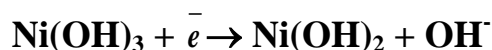
Для обоснованного ответа напишите уравнение химической реакции.

2. Металлический кобальт растворяется при комнатной температуре в:

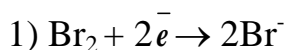


Для обоснованного ответа напишите уравнения химических реакций.

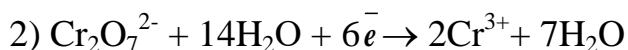
3. Выберите окислитель для окисления Ni(OH)₂ в стандартных условиях, если:



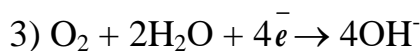
$$E^0 = + 0,48 \text{ В}$$



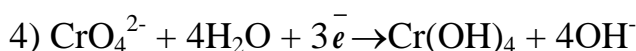
$$E^0 = + 1,087 \text{ В}$$



$$E^0 = + 1,36 \text{ В}$$



$$E^0 = + 0,401 \text{ В}$$



$$E^0 = - 0,13 \text{ В}$$

Для предполагаемого процесса укажите величину ЭДС.

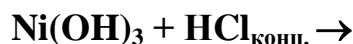


4. Какой из приведенный гидроксидов обладает наиболее сильными восстановительными свойствами?

- 1) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ 2) $\text{Co}(\text{OH})_2$ 3) $\text{Ni}(\text{OH})_2$ 4) $\text{Fe}(\text{OH})_3$

Укажите степень окисления атомов металла в соединениях.

5. Напишите уравнение реакции и подсчитайте сумму коэффициентов в правой части уравнения:



1. Качественной реакцией на никель (II) является:

- 1) $\text{NiCl}_2 + \text{HON}=\text{C}(\text{CH}_3)-\text{C}(\text{CH}_3)=\text{NOH} \rightarrow$
3) $\text{NiCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
2) $\text{NiCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
4) $\text{NiCl}_2 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

2. Изменение окраски соединений Co(II) с розовой на синюю обусловлено:

- 1) изменение координационного числа с 4 на 6;
2) изменение координационного числа с 6 на 4;
3) окислением до Co (III);
4) реакцией обмена лигандов.

3. Соединения никеля проявляют основные свойства в:

- 1) $\text{NiO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ 3) $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{NaOH}_{\text{конц.}} \rightarrow$
2) $\text{Ni}(\text{OH})_3 + \text{HCl}_{\text{конц.}} \rightarrow$ 4) $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{HCl}_{\text{конц.}} \rightarrow$

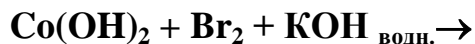
Напишите уравнение химической реакции для выбранного варианта (-тов) ответа.

4. Укажите реакцию или реакции, в которых соединения кобальта (II) проявляют восстановительные свойства:

- 1) $\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ 3) $\text{CoO} + \text{NaOH}_{\text{тв.}} \rightarrow$
2) $\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3_{\text{конц.}} \rightarrow$ 4) $\text{CoO} + \text{O}_2 \rightarrow$

Дайте определение понятия восстановитель. Как меняется степень окисления восстановителя в реакциях окислительно-восстановительного типа?

5. Напишите уравнение реакции (используя метод электронного баланса) и подсчитайте сумму коэффициентов в правой части уравнения:



1. Металлический никель растворяется при комнатной температуре в:

- | | | |
|---|---|----------------------------|
| 1) H ₂ O | 3) H ₂ SO ₄ разб. | 5) HNO ₃ конц. |
| 2) H ₂ SO ₄ конц. | 4) HCl конц. | 6) HNO ₃ крепк. |

Для выбранных вариантов ответа напишите уравнения химических реакций.

2. Для получения никеля высокой степени чистоты используют:

- | | |
|--|---|
| 1) NiO + Mg $\xrightarrow{t^\circ}$ | 3) NiCl ₂ водн. + H ₂ $\xrightarrow{t^\circ}$ |
| 2) Ni(CO) ₄ $\xrightarrow{t^\circ}$ | 4) NiCO ₃ $\xrightarrow{t^\circ}$ |

3. Какую или какие реакции можно использовать для получения гидроксида кобальта (III)?

- | | |
|--|---|
| 1) CoCl ₂ + O ₂ + NaOH → | 3) CoCl ₂ + H ₂ O ₂ + NaOH → |
| 2) CoCl ₂ + NaClO + NaOH → | 4) CoCl ₂ + Br ₂ + NaOH → |

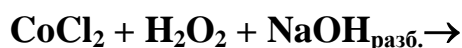
Для выбранных вариантов ответа напишите уравнения химических реакций.

4. Гидроксид никеля (II) (PР=1,6·10⁻¹⁴) можно растворить в стандартных условиях в растворах следующих веществ:

- 1) NH₃ (K_{уст}[Ni(NH₃)₆]²⁺=2,0·10⁸)
- 2) Na₂S₂O₃ (K_{уст}[Ni(S₂O₃)₄]²⁻=1,1·10²)
- 3) KCN (K_{уст}[Ni(CN)₄]²⁻=1,0·10³¹)
- 4) KNCS (K_{уст}[Ni(NCS)₄]²⁻=65)

Укажите формулу, применяемую для расчета константы равновесия процесса растворения.

5. Напишите уравнение реакции (используйте метод электронного баланса) и подсчитайте сумму коэффициентов в правой части уравнения:



Рассчитайте ЭДС реакции и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания реакции в стандартных условиях.

1. Металлический никель растворяется при комнатной температуре в:

- | | | |
|---|---|----------------------------|
| 1) H ₂ O | 3) H ₂ SO ₄ разб. | 5) HNO ₃ конц. |
| 2) H ₂ SO ₄ конц. | 4) HCl конц. | 6) HNO ₃ крепк. |

Для выбранных вариантов ответа напишите уравнения химических реакций.

2. Состояние равновесия в системе



оценивается величиной $K_{\text{равн}}$, равной :

- 1) $3,0 \cdot 10^{-23}$ 2) $6,0 \cdot 10^{31}$ 3) $3,0 \cdot 10^8$ 4) $2,5 \cdot 10^{-4}$ 5) $5,4 \cdot 10^6$

$\text{IP}(\text{Ni}(\text{CN})_2) = 3,0 \cdot 10^{-23}$ и $K_{\text{уст}} [\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} = 1,0 \cdot 10^{31}$

Укажите формулу, применяемую для расчета $K_{\text{равн}}$.

3. Какую или какие реакции можно использовать для получения гидроксида никеля (III)?

- 1) $\text{NiCl}_2 + \text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ 3) $\text{NiCl}_2 + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow$
2) $\text{NiCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ 4) $\text{NiCl}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$

Для выбранных вариантов ответа напишите уравнения химических реакций.

4. Какую или какие реакции можно использовать для получения оксида кобальта (II)?

- 1) $\text{Co} + \text{O}_2 \rightarrow$ 3) $\text{CoC}_2\text{O}_4 \xrightarrow{t^\circ, \text{вакуум}}$
2) $\text{Co}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ}$ 4) $\text{Co}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t^\circ}$

5. Напишите уравнение реакции и подсчитайте сумму коэффициентов в левой части уравнения:



Укажите тип и признак химической реакции.

1. Какую или какие реакции можно использовать для получения оксида никеля (II)?

- 1) $\text{Ni} + \text{O}_2 \rightarrow$ 3) $\text{NiC}_2\text{O}_4 \xrightarrow{t^\circ, \text{вакуум}}$
2) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ}$ 4) $\text{Ni}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ}$

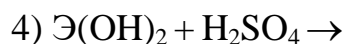
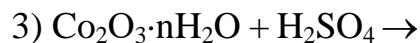
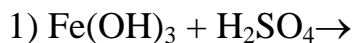
Для выбранных вариантов ответа напишите уравнение химической реакции.

2. Подберите окислитель для окисления $\text{Co}(\text{OH})_2$ в стандартных условиях, если: $\text{Co}(\text{OH})_3 + e^- \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$ $E^0 = + 0,17 \text{ В}$

- 1) $\text{Br}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{Br}^-$ $E^0 = + 1,087 \text{ В}$
2) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}_2\text{O} + 6e^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ $E^0 = + 1,36 \text{ В}$
3) $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- \rightarrow 4\text{OH}^-$ $E^0 = + 0,401 \text{ В}$
4) $\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3e^- \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_4 + 4\text{OH}^-$ $E^0 = - 0,13 \text{ В}$

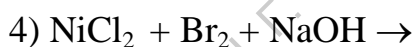
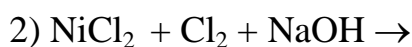
Дайте обоснованный ответ. Как по величине стандартного потенциала определить самый сильный окислитель?

3. Какая или какие реакции протекают по кислотно-основному типу?



Для выбранных вариантов ответа напишите уравнение химической реакции.

4. Какую или какие реакции можно использовать для получения гидроксида никеля (III)?



Напишите уравнение реакции для выбранного варианта ответа.

5. Напишите уравнение реакции и подсчитайте сумму коэффициентов в правой части уравнения:



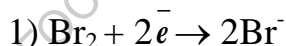
Укажите тип химической реакции.

1. Металлический никель растворяется при комнатной температуре в:

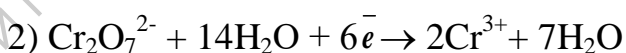


Для выбранных вариантов ответа напишите уравнение химической реакции.

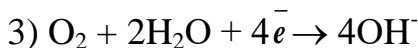
2. Подберите окислитель для окисления $\text{Ni}(\text{OH})_2$ в стандартных условиях, если: $\text{Ni}(\text{OH})_3 + e^- \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$ $E^0 = + 0,48 \text{ В}$



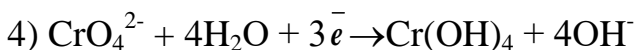
$E^0 = + 1,087 \text{ В}$



$E^0 = + 1,36 \text{ В}$



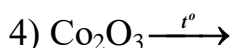
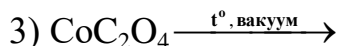
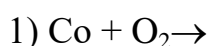
$E^0 = + 0,401 \text{ В}$



$E^0 = - 0,13 \text{ В}$

Как по величине стандартного потенциала оценить силу окислителя и силу восстановителя?

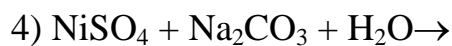
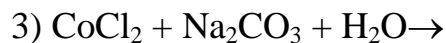
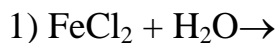
3. Какую или какие реакции можно использовать для получения оксида кобальта (II)?





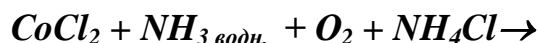
Для выбранных вариантов ответа напишите уравнение химической реакции.

4. Реакциями необратимого гидролиза являются:



Для выбранных вариантов ответа напишите уравнение химической реакции.

5. Напишите уравнение реакции и подсчитайте сумму коэффициентов в правой части уравнения:



Укажите тип химической реакции. Оцените влияние процесса комплексообразования на возможность самопроизвольного протекания реакции.

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

5. Медь, серебро и их соединения

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og



Степень окисления	Соединения	Химические свойства
0	Cu	Восстановительные свойства
+1	Cu ₂ O, CuCl, CuI, H[CuCl ₂]	Основные свойства, восстановительные свойства, слабые окислительные свойства
+2	CuO, Cu(OH) ₂ , CuSO ₄ , Na ₂ [Cu(OH) ₄], [Cu(NH ₃) ₄](OH) ₂	Слабовыраженные амфотерные свойства с преобладанием основных свойств; окислительно-восстановительная двойственность с преобладанием окислительных свойств

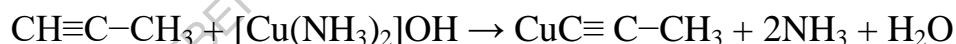


Полуреакция	Потенциал, В
$\text{Cu}^+ + e = \text{Cu}$	+0,520
$\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$	+0,340
$\text{Cu}^{2+} + e = \text{Cu}^+$	+0,153
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+ + e = \text{Cu} + 2\text{NH}_3$	-0,120
$2\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2e = \text{Cu}_2\text{O} + 2\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O}$	-0,080
$\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2e = 2\text{Cu} + 2\text{OH}^-$	-0,360
$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2e = \text{Cu} + 2\text{OH}^-$	-0,220
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2e = \text{Cu} + 4\text{NH}_3$	-0,070
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+} + e = \text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+ + 2\text{NH}_3$	-0,010
$2\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{Cu}_2\text{O} + 2\text{H}^+$	+0,203
$2\text{CuO} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	+0,640
$\text{Cu}(\text{CN})_2^- + e = \text{Cu} + 2\text{CN}^-$	-0,430

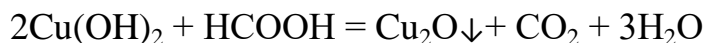
Степень окисления	Соединения	Химические свойства
0	Ag	Восстановительные свойства
+1	Ag ₂ O, AgCl, AgNO ₃ [Ag(NH ₃) ₂], Na ₃ [Ag(S ₂ O ₃) ₂]	Основные свойства, окислительные свойства Процесс комплексообразования уменьшает окислительные свойства.

Полуреакция	Потенциал, В
Ag(CN) ₂ ⁻ + e = Ag + 2CN ⁻	-0,290
Ag ₂ O + H ₂ O + 2e = 2Ag + 2OH ⁻	+0,344
Ag ⁺ + e = Ag	+0,799
Ag(NH ₃) ₂ ⁺ + e = Ag + 2NH ₃	+0,373
Ag(S ₂ O ₃) ₂ ³⁻ + e = Ag + 2S ₂ O ₃ ²⁻	+0,010
Ag ²⁺ + e = Ag ⁺	+2,000
AgNO ₂ + e = Ag + NO ₂ ⁻	+0,590
[AgCl ₂] ⁻ + e = Ag + 2Cl ⁻	+0,500

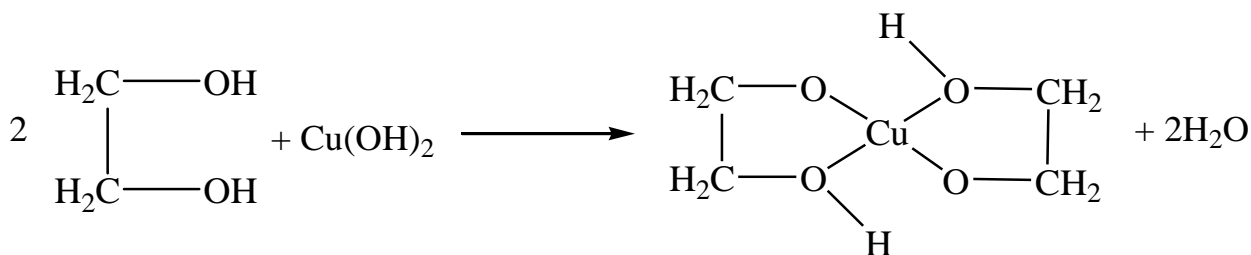
*** Раствор аммиачного комплекса [Cu(NH₃)₂]OH взаимодействует с алкинами, содержащими тройную связь у первичного атома углерода (атом водорода способен замещаться на металл):



*** Гидроксид меди (II) является реагентом на альдегидную группу:



*** Комплексообразующие свойства Cu(II) используют в качественной реакции на органические многоатомные спирты (этиленгликоль, глицерин, глюкоза, дисахариды):

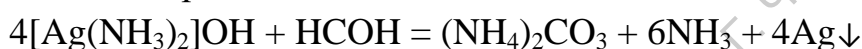


*** $[Ag(NH_3)_2]OH$ устойчив, по силе приближается к щелочам.

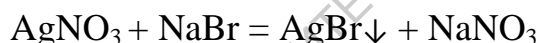
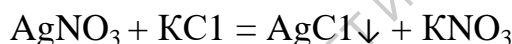
Гидроксид диамминсеребра (I) находит широкое применение как реагент на альдегидную группу — реакция «серебряного зеркала»:



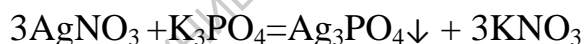
Если в реакции принимает участие метановый альдегид, то продуктом реакции является карбонат аммония, т.к. муравьиная кислота содержит альдегидную группу и тут же окисляется до углекислого газа и воды, углекислый газ взаимодействует с водным раствором аммиака с образованием соли - карбоната аммония:



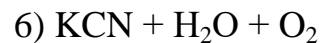
*** Нитрат серебра является реагентом для *качественного* определения хлорид-, бромид-, иодид- ионов:



фосфат-ионов (в среде близкой к нейтральной):

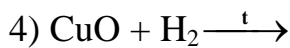
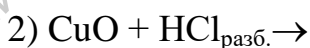


1. Металлическое серебро растворяется в растворах:



Для выбранных вариантов ответа напишите уравнения химических реакций.

2. Оксид меди (II) проявляет *основные* свойства в реакциях:



Для подтверждения выбранного варианта ответа напишите уравнение реакции.

3. В водном растворе соединения меди (II) имеют голубую окраску, которая обусловлена наличием:



3) неполностью заполненного d-подуровня

4) полностью заполненного d-подуровня

4. В водном растворе равновесие $2\text{Cu}^{+1} \leftrightarrow \text{Cu}^0 + \text{Cu}^{+2}$ смещается вправо при добавлении растворов:

- 1) H_2SO_4 2) HI 3) HCN 4) NaOH

5. Напишите уравнение реакции взаимодействия *сульфата меди (II) с карбонатом натрия* и составьте название медьсодержащего продукта. *Какой процесс, протекающий в растворе, вызывает образование такого продукта реакции.*

1. Какие вещества образуются при электролизе раствора *сульфата меди (II)* на инертных электродах:

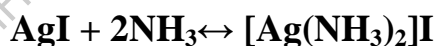
- 1) Cu 2) Cl_2 3) O_2 4) H_2SO_4 5) H_2

Напишите уравнения процессов, происходящих на катоде и аноде.

2. Устойчивость соединений меди (II) в водном растворе обусловлена:

- 1) высокой энергией гидратации аквакомплекса;
- 2) минимальным значением 1-го потенциала ионизации атома меди в подгруппе;
- 3) минимальным значением 1-го и 2-го потенциалов ионизации атома меди в подгруппе;
- 4) большим значением ионного радиуса аквакомплекса.

3. Равновесие в системе



оценивается константой равновесия:

- 1) $1,4 \cdot 10^9$ 2) $1,4 \cdot 10^{-9}$ 3) $2,8 \cdot 10^{-17}$ 4) $2,8 \cdot 10^7$ 5) $1,2 \cdot 10^{-10}$

Учтите величины $\text{IP}(\text{AgI}) = 8,3 \cdot 10^{-17}$ и $K_{\text{уст}} [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ = 1,74 \cdot 10^7$

Напишите формулу, применяемую для расчета $K_{\text{равн}}$.

4. При помощи каких соединений можно обнаружить в растворе ион Cu^{2+} ?

- 1) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ 2) NH_3 водн. 3) H_2O_2 4) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

Напишите уравнения химических реакций для выбранных вариантов ответа.

5. Напишите уравнение реакции (*используя метод электронного баланса*) и подсчитайте сумму коэффициентов в *правой* части уравнения:



Как можно количественно оценить силу окислителя и восстановителя?

1. Число неспаренных электронов в атоме меди в *основном* состоянии:

- 1) 2 2) 1 3) 3 4) 0

2. Гидроксид меди (II) проявляет *кислотные* свойства в реакциях:

- 1) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{NaOH}_{\text{конц.}} \xrightarrow{t}$ 3) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{NH}_3_{\text{водн.}} \rightarrow$
2) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HCl}_{\text{разб.}} \rightarrow$ 4) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{KOH} \rightarrow$

Напишите уравнение химической реакции и укажите признак реакции.

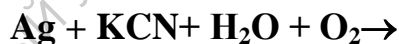
3. В водном растворе равновесие $2\text{Cu}^{+1} \leftrightarrow \text{Cu}^0 + \text{Cu}^{+2}$ смещается влево, если:

- 1) образуется малорастворимое соединение Cu (I);
2) образуется малорастворимое соединение Cu (II);
3) образуется устойчивый комплекс Cu (I);
4) образуется устойчивый комплекс Cu (II).

4. Укажите реакцию или реакции, в которых соединения серебра проявляют *восстановительные* свойства:

- 1) $\text{Ag}_2\text{O} + \text{O}_3 \rightarrow$ 3) $\text{Ag}_2\text{O} + \text{C} \xrightarrow{t}$
2) $\text{AgNO}_{3\text{водн.}} + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{KOH} \rightarrow$ 4) $\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$

5. Напишите уравнение реакции (*используйте метод электронного баланса*) и подсчитайте сумму коэффициентов в левой части уравнения:



Оцените влияние процесса комплексообразования на восстановительные свойства металла. Укажите величины стандартных потенциалов с учетом процесса комплексообразования.

1. Оксид меди (II) растворяется в растворах:

- 1) $\text{HNO}_{3\text{разб.}}$ 3) $\text{NaOH}_{\text{разб.}}$ 5) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
2) $\text{HCl}_{\text{разб.}}$ 4) $\text{NaOH}_{\text{конц., t}}$ 6) H_2O

Для выбранных вариантов ответа напишите уравнения химических реакций.

2. Устойчивость соединений серебра (I) в водном растворе обусловлена:

- 1) высокой энергией гидратации аквакомплекса;
2) минимальным значением 1-го потенциала ионизации атома серебра в подгруппе;
3) минимальным значением 1-го и 2-го потенциалов ионизации атома серебра в подгруппе;

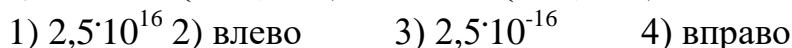
4) большим значением ионного радиуса аквакомплекса.

3. Гидроксид меди (II) проявляет *комплексообразующие* свойства:



Для обоснования ответа напишите уравнения химических реакций.

4. Смещение равновесия в системе $\text{CuS} + 2\text{HCl} \leftrightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$ можно оценить, зная $\text{IP}(\text{CuS}) = 6,3 \cdot 10^{-36}$ и $\text{K}(\text{H}_2\text{S}) = 2,5 \cdot 10^{-20}$ по значению $\text{K}_{\text{равн}}$:

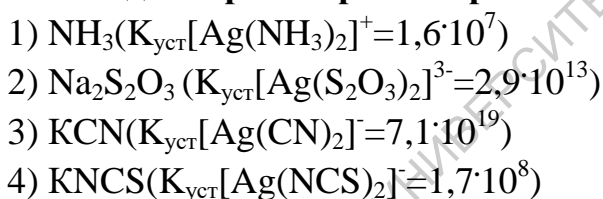


Укажите формулу, применяемую для расчета $\text{K}_{\text{равн}}$

5. Напишите уравнение реакции (*используйте метод электронного баланса*) и подсчитайте сумму коэффициентов в левой части уравнения:

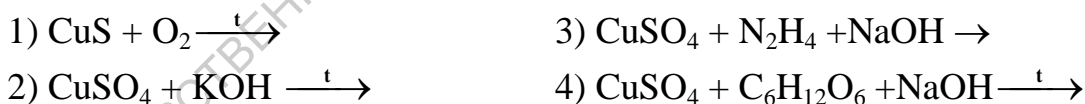


1. Хлорид серебра ($\text{IP} = 1,78 \cdot 10^{-10}$) можно растворить в стандартных условиях в водных растворах с образованием комплексных соединений:



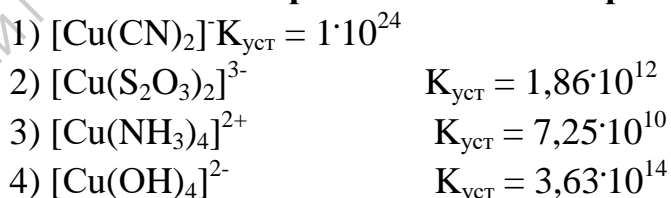
Дайте обоснованный ответ.

2. В результате каких реакций получается оксид меди (I):



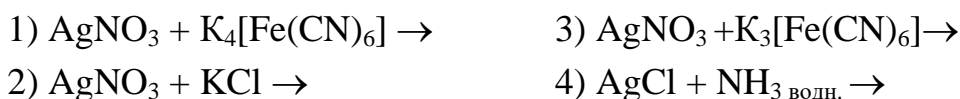
Для выбранных вариантов ответа напишите уравнения химических реакций.

3. Более сильным электролитом является раствор соли:

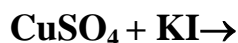


Как взаимосвязаны между собой сила электролита и константа устойчивости комплекса.

4. Качественной реакцией для обнаружения серебра (I) в водном растворе является:

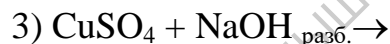
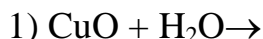


5. Напишите уравнение реакции (*используйте метод электронного баланса*) и подсчитайте сумму коэффициентов в левой части уравнения:



Укажите величины стандартных потенциалов и оцените возможность самопроизвольного протекания реакции.

1. В результате каких реакций получается гидроксид меди (II):



Напишите уравнения химических реакций для выбранного варианта (-ов) ответа.

2. В водном растворе равновесие $\text{AgBr} + 2\text{NH}_3_{\text{водн.}} \leftrightarrow$

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Br}$ смещается вправо при:

1) введении избытка NH_3

3) введении избытка KBr

2) введении избытка AgNO_3

4) введении NaOH

3. Какие вещества образуются при термическом разложении нитрата меди (II):

1) Cu

2) CuO

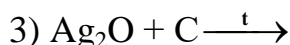
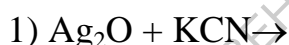
3) NO

4) NO_2

5) O_2

Напишите уравнение реакции разложения указанной соли.

4. Укажите реакцию или реакции, в которых соединения серебра проявляют окислительные свойства:



Дайте определение понятия окислитель.

5. Напишите уравнение реакции (*используя метод электронного баланса*) и подсчитайте сумму коэффициентов в левой части уравнения:



1. Сильные основные свойства гидроксида серебра (I) можно подтвердить:

1) реакцией взаимодействия Ag_2O с водой;

2) реакцией взаимодействия Ag_2O с водным раствором аммиака;

3) нейтральным значением pH водного раствора AgNO_3 ;

4) хорошей растворимостью AgNO_3 .

2. Какие вещества подавляют гидролиз в растворе сульфата меди (II):

- 1) NaOH 2) Na₂CO₃ 3) HCl 4) Na₂SO₄

Напишите уравнение гидролиза сульфата меди (II) по первой стадии.

3. В водном растворе равновесие $2\text{Ag}^{+1} \leftrightarrow \text{Ag}^0 + \text{Ag}^{+2}$ смещается вправо при добавлении растворов:

- 1) H₂SO₄ 2) HI 3) NH₃ 4) NaOH 5) K₂S₂O₈

4. Подберите восстановитель для восстановления иона Cu^{2+} в стандартных условиях, если:



- 1) $\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8e^- \rightarrow \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O} \quad E^0 = +0,311 \text{ В}$
 2) $\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \quad E^0 = -0,10 \text{ В}$
 3) $\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-} + 2e^- \rightarrow \text{Zn} + 4\text{OH}^- \quad E^0 = -1,285 \text{ В}$
 4) $\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow 2\text{NH}_2\text{OH} + 2\text{OH}^- \quad E^0 = -3,04 \text{ В}$

Зная величины стандартных потенциалов, оцените возможность самопроизвольного протекания реакции в стандартных условиях.

5. Напишите уравнение реакции (используйте метод электронного баланса) взаимодействия гидроксида меди (II) с муравьиной кислотой (НСООН) при нагревании.

1. Гидроксид меди (II) является реагентом для определения функциональных групп:

- 1) в многоатомных спиртах при нагревании
 2) в многоатомных спиртах без нагревания
 3) альдегидной группы без нагревания
 4) альдегидной группы при нагревании

2. Какая или какие реакции протекают по кислотно-основному типу?

- 1) $\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ разб.} \rightarrow$ 3) $\text{Ag}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \text{ разб.} \rightarrow$
 2) $\text{AgNO}_3 + \text{KOH} \xrightarrow{t}$ 4) $\text{Ag}_2\text{O} + \text{NaOH}_{\text{конц.}} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t}$

3. Оксид меди (I) проявляет комплексообразующие свойства в:

- 1) $\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \text{ разб.} \rightarrow$ 3) $\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ разб.} \rightarrow$
 2) $\text{Cu}_2\text{O} + \text{HBr}_{\text{конц., изб.}} \rightarrow$ 4) $\text{Cu}_2\text{O} + \text{NH}_3 \text{ водн.} \rightarrow$

Для выбранных вариантов ответа напишите уравнения химических реакций.

4. Подберите окислитель для окисления меди в кислой среде в стандартных условиях, если: $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu} \quad E^0 = +0,337 \text{ В}$

- 1) $\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- \rightarrow \text{NO} + 2\text{OH}^- \quad E^0 = -0,46 \text{ В}$



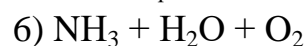
Зная величины стандартных потенциалов, оцените возможность самопроизвольного протекания реакции в стандартных условиях.

5. Напишите уравнение реакции и подсчитайте сумму коэффициентов в левой части уравнения:



Рассчитайте ЭДС реакции.

1. Металлическая медь растворяется в:



Для выбранных вариантов ответа напишите уравнения химических реакций.

2. В водном растворе равновесие $2\text{Ag}^{+1} \leftrightarrow \text{Ag}^0 + \text{Ag}^{+2}$ смещается влево, если образуется:

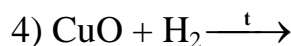
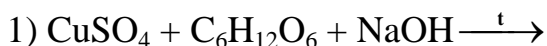


3. При термическом разложении AgNO_3 образуются:



Напишите уравнение химической реакции, укажите видимый признак реакции.

4. В какой или каких реакциях соединения меди (II) проявляют окислительные свойства?



Ответ подтвердите необходимыми уравнениями реакций.

5. Напишите уравнение реакции (используя метод электронного баланса) и подсчитайте сумму коэффициентов в левой части уравнения:



1. Оксид меди (I) ($PP=1,2 \cdot 10^{-15}$) можно растворить в стандартных условиях в водных растворах с образованием комплексных соединений:

- 1) HCl ($K_{уст}=2,6 \cdot 10^5$) 3) $Na_2S_2O_3$ ($K_{уст}=5,1 \cdot 10^{13}$)
2) KCN ($K_{уст}=2,0 \cdot 10^{30}$) 4) NH_3 ($K_{уст}=7,2 \cdot 10^{10}$)

2. В какой или каких реакциях соединения меди (II) проявляют восстановительные свойства?

- 1) $CuSO_4 + C_6H_{12}O_6 + NaOH \xrightarrow{t} 3) Cu(OH)_2 + K_2S_2O_8 + KOH \rightarrow$
2) $CuCl_2 + N_2H_4 + NaOH \rightarrow$ 4) $CuSO_4 + NaOH_{разб.} \rightarrow$

Ответ подтвердите необходимыми уравнениями реакций.

3. Какая или какие реакции протекают по кислотно-основному типу?

- 1) $Cu_2O + HCN_{изб.} \rightarrow$ 3) $Cu(OH)_2 + HNO_3_{разб.} \rightarrow$
2) $Cu_2O + HNO_3_{конц.} \rightarrow$ 4) $CuCl_2 + Na_2CO_3 + H_2O \rightarrow$

4. Среда в водном растворе нитрата серебра $AgNO_3$:

- 1) слабо кислотная 2) слабо щелочная 3) нейтральная
4) сильно щелочная 5) сильно кислотная

5. Напишите уравнение реакции (используя метод электронного баланса) взаимодействия нитрата серебра с фосфином. Укажите сумму коэффициентов в правой части уравнения.

1. В результате каких реакций образуется оксид серебра (II):

- 1) $Ag + O_3 \xrightarrow{t} 3) AgNO_3 \xrightarrow{t} 2) AgNO_{3водн.} + K_2S_2O_8 + KOH \rightarrow$
4) $Ag_2O + O_2 \xrightarrow{t}$

2. Для получения технической меди используют:

- 1) $CuSO_{4водн.} + Hg \rightarrow 3) CuSO_{4тв.} + Na_2CO_{3тв.} + C \xrightarrow{t}$
2) $Cu(NO_3)_2 \xrightarrow{t}$ 4) $CuSO_{4водн.} + Zn \rightarrow$

3. В каком направлении смещено равновесие в системе:



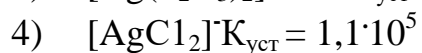
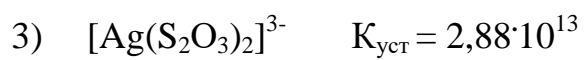
$$PP(Ag_2S) = 2,0 \cdot 10^{-50} K_{уст}[Ag(CN)_2]^- = 7,8 \cdot 10^{19}$$

- 1) в направлении прямой реакции
2) в направлении обратной реакции

Укажите формулу, применяемую для расчета $K_{равн.}$ и величину $K_{равн.}$

4. Наибольшее количество катионов серебра содержит раствор соли:

- 1) $[Ag(CN)_2]^- K_{уст} = 7,08 \cdot 10^{19}$
2) $[Ag(NH_3)_2]^+ K_{уст} = 1,74 \cdot 10^7$



Дайте обоснованный ответ.

5. Напишите уравнение реакций, происходящих в процессе электролиза на катоде и аноде в водном растворе нитрата серебра.

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

6. Цинк и его соединения

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og



Полуреакции	Потенциал, В
$Zn(CN)_4^{2+} + 2e = Zn_{(ТВ)} + 4CN^-$	-1,260
$Zn(OH)_{2(ТВ)} + 2e = Zn_{(ТВ)} + 2OH^-$	-1,245
$[Zn(OH)_4]^{2-} + 2e = Zn + 4OH^-$	-1,216
$[Zn(NH_3)_4]^{2+} + 2e = Zn_{(ТВ)} + 4NH_3$	-1,040
$Zn^{2+} + 2e = Zn_{(ТВ)}$	-0,763
$ZnO_2^{2-} + 4H^+ + 2e = Zn_{(ТВ)} + 2H_2O$	+0,441

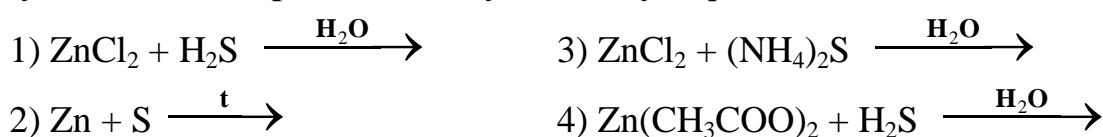


Степень окисления	Соединения	Свойства окислительно-восстановительные/кисотно-основные
0	Zn	Амфотерный металл/ восстановительные свойства металла
+2	ZnO, Zn(OH) ₂ , ZnS, ZnSO ₄ , Na ₂ [Zn(OH) ₄]	Амфотерный оксид и гидроксид/окислительные свойства Окислительные свойства соединений меди (+2)

1. Металлический цинк растворяется в:

- | | | |
|--|--|---|
| 1) HNO ₃ _{зкрепк.} | 3) NaOH _{конц.} | 5) HNO ₃ _{зконц.} |
| 2) HCl _{разб.} | 4) H ₂ SO ₄ _{разб.} | 6) NH ₃ ·H ₂ O _{конц.} |

2. В результате каких реакций получается сульфид цинка:



3. Какие вещества являются продуктами взаимодействия суспензии гидроксида цинка Zn(OH)₂ с CO₂?

- 1) ZnO 2) ZnCO₃ 3) Zn₂(OH)₂CO₃ 4) H₂O

4. Какое координационное число наиболее характерно для цинка при образовании комплексов:

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

5. Напишите уравнение реакции взаимодействия цинка с водным раствором цианида натрия. *Оцените влияние комплексообразования на указанный процесс. Укажите величины стандартных потенциалов.*

1. Число электронов на s-подуровнях в атоме цинка:

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

2. Укажите *признаки* реакции взаимодействия цинка с хлоридом аммония:

- 1) выделение газа 2) нет признаков реакции
3) образование осадка 4) растворение металлического цинка

Напишите уравнение химической реакции.

3. Оксид цинка проявляет *основные* свойства в:

- 1) $ZnO + NaOH_{конц.} \xrightarrow{сплав.} \rightarrow$ 3) $ZnO + Na_2CO_3 \xrightarrow{сплав.} \rightarrow$
2) $ZnO + NaOH_{водн.} \rightarrow$ 4) $ZnO + H_2SO_4 \rightarrow$

Напишите уравнение химической реакции.

4. Какие вещества являются продуктами взаимодействия гидроксида цинка с избытком щелочи:

- 1) Na₂ZnO₂ 2) Na₂[Zn(OH)₄] 3) H₂O 4) ZnO

Напишите уравнение химической реакции.

5. Напишите уравнение реакции (*используйте метод электронного баланса*) и подсчитайте сумму коэффициентов в *правой* части уравнения:



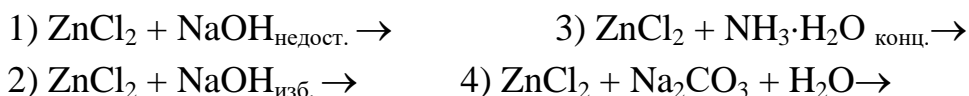
Рассчитайте ЭДС реакции и оцените возможность самопроизвольного протекания реакции в стандартных условиях.

1. Гидроксид цинка проявляет *основные* свойства:

- 1) $Zn(OH)_2 + NaOH_{конц.} \xrightarrow{сплав.} \rightarrow$ 3) $Zn(OH)_2 + Na_2CO_3 \xrightarrow{сплав.} \rightarrow$
2) $Zn(OH)_2 + NaOH_{водн.} \rightarrow$ 4) $Zn(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$

Напишите уравнение химической реакции.

2. Комплексные соединения цинка образуются в растворе в результате взаимодействий:

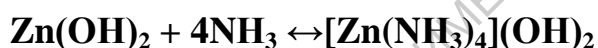


Для выбранных вариантов ответа напишите уравнения химических реакций.

3. Укажите признаки реакции и продукты взаимодействия сульфата цинка с раствором карбоната натрия:

- 1) образование осадка гидроксида цинка $\text{Zn}(\text{OH})_2$
- 2) образование осадка карбоната цинка ZnCO_3
- 3) образование осадка $\text{Zn}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$
- 4) выделение газа CO_2

4. Состояние равновесия в системе



можно оценить по величине $K_{\text{равн}}$, рассчитанной с применением $\text{PR}(\text{Zn}(\text{OH})_2) = 1,2 \cdot 10^{-17}$ и $K_{\text{уст.}} [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} = 5,01 \cdot 10^8$

Приведите расчет $K_{\text{равн}}$ для указанного процесса.

5. Напишите уравнение реакции (используйте метод электронного баланса) и подсчитайте сумму коэффициентов в правой части уравнения:



Оцените возможность самопроизвольного протекания реакции в стандартных условиях.

1. Общность химии d-элементов II группы с химией элементов главных подгрупп проявляется в:

- 1) отсутствию окислительно-восстановительных реакций;
- 2) отсутствию окраски водных растворов;
- 3) амфотерности оксидов и гидроксидов;
- 4) комплексообразующих свойствах соединений.

2. Амфотерность гидроксида цинка подтверждается реакциями:



Для выбранных вариантов ответа напишите уравнения реакций.

3. Сульфид цинка растворяется:

- 1) HCl
- 2) NaOH
- 3) H_2SO_4
- 4) H_2O

Подтвердите свой ответ уравнениями химических реакций.

4. Укажите продукты электролиза раствора сульфата цинка на инертных электродах:

- 1) Zn 2) H₂ 3) H₂SO₄ 4) O₂

Напишите уравнения химических процессов, протекающих на катоде и аноде.

5. Напишите уравнение реакции и подсчитайте сумму коэффициентов в левой части уравнения:



1. Укажите вещества, с помощью которых можно разрушить тетрагидроксицинкат натрия:

- 1) CO₂ 2) HCl (нед) 3) SO₂ 4) ZnCl₂

Для обоснованного ответа напишите уравнения химических процессов.

2. Отсутствие окраски в растворах комплексных соединений цинка обусловлено:

- 1) наличие вакантных d-орбиталей у катиона цинка
- 2) степень окисления +2 для атома цинка
- 3) полностью заполненный 3d-подуровень
- 4) координационное число 4

3. Укажите вещества, которые образуются при взаимодействии сульфида цинка в концентрированной азотной кислоте:

- 1) Zn(NO₃)₂ 2) ZnSO₄ 3) NO₂ 4) SO₂

Напишите необходимое уравнение реакции.

4. В результате какой или каких реакций получается оксид цинка:

- 1) $\text{Zn} + \text{O}_2 \xrightarrow{t}$ 3) $\text{ZnS} + \text{O}_2 \xrightarrow{t}$
2) $\text{ZnCO}_3 \xrightarrow{t}$ 4) $\text{Zn(NO}_3)_2 \xrightarrow{t}$

5. Напишите уравнение процесса гидролиза сульфата цинка и составьте название цинксодержащей частицы продукта гидролиза. *Рассчитайте константу гидролиза по 1 ступени гидролиза.*

1. Тетрагидроксицинкат натрия подвергается гидролизу с образованием:

- 1) NaOH 2) ZnO 3) Zn(OH)₂ 4) Na₂ZnO₂

2. Какие вещества образуются при взаимодействии *цинка* с водным раствором *хлорида цинка*:

- 1) H_2 2) $ZnOHCl$ 3) HCl 4) H_2O

Напишите уравнение реакции, подтверждающее выбранный ответ.

3. Гидроксид цинка проявляет:

- 1) очень слабые кислотные свойства 3) амфотерные свойства
2) очень слабые основные свойства 4) восстановительные свойства

4. Какие вещества образуются при электролизе *расплава сульфата цинка*:

- 1) Zn 2) ZnO 3) SO_3 4) O_2

Напишите уравнения процессов, протекающих на катоде и аноде.

5. Напишите уравнение реакции взаимодействия *тетрагидроксицинка натрия* с *углекислым газом*.

1. Гидроксид цинка растворяется в:

- 1) H_2O 3) $H_2SO_{4\text{конц.}}$ 5) $NH_3 \cdot H_2O_{\text{конц.}}$
2) $HCl_{\text{разб.}}$ 4) $H_2SO_{4\text{разб.}}$ 6) $NaOH_{\text{конц.}}$

Для выбранных вариантов ответа напишите уравнения химических реакций.

2. Какое вещество образуется на поверхности цинка в атмосфере влажного воздуха:

- 1) ZnO 2) $ZnCO_3$ 3) $Zn_2(OH)_2CO_3$ 4) $Zn(OH)_2$

Для выбранного варианта ответа приведите уравнение химической реакции.

3. Общность химии d-элементов II группы с химией элементов главной подгруппы объясняется:

- 1) незаполненными валентными орбиталями;
2) полностью заполненным предвнешним энергетическим уровнем;
3) отсутствием окислительно-восстановительных реакций;
4) отсутствием комплексообразования.

4. Как влияет процесс комплексообразования на восстановительные свойства цинка?

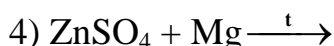
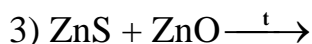
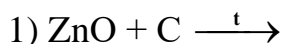
- 1) увеличивает 2) уменьшает 3) не влияет

Для обоснованного ответа напишите уравнение реакции растворения цинка в растворе гидроксида калия и приведите необходимые справочные данные.

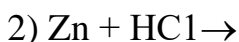
5. Напишите уравнение реакции взаимодействия металлического цинка с очень разбавленной азотной кислотой.

Оцените возможность самопроизвольного протекания реакции.

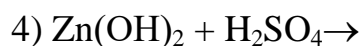
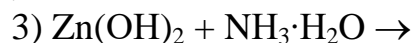
1. Цинк в промышленности можно получить:



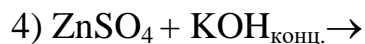
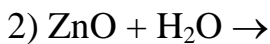
2. Какие реакции доказывают, что процесс комплексообразования увеличивает восстановительные свойства цинка?



3. Очень слабые основные свойства гидроксида цинка можно доказать реакциями:



4. Какую или какие реакции можно использовать для получения гидроксида цинка?



Для выбранных вариантов ответа напишите уравнения химических реакций.

5. Напишите уравнение реакции (используйте метод электронного баланса) и подсчитайте сумму коэффициентов в левой части уравнения:

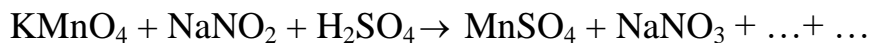


Предложите лабораторные способы получения сульфида цинка.

7. Индивидуальные задания



1. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции, составьте уравнение электронного баланса



Укажите значения стандартно-окислительных потенциалов, приведите полуреакции с участием окислителя и восстановителя, рассчитайте ЭДС реакции. Сделайте вывод о направлении протекания реакции в стандартных условиях.

2. Установите, можно ли приготовить водный раствор, содержащий одновременно следующие вещества: *перманганат калия и пероксид водорода*. Напишите уравнение реакции, если это возможно. Для обоснованного ответа используйте величины стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.

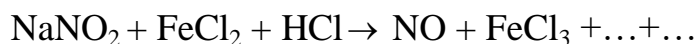
3. Напишите уравнение электролиза водного *раствора* (процессы на катоде и аноде) *сульфата меди* использованием инертных электродов.

4. Какую массу FeSO_4 можно окислить с помощью 20 см^3 $0,1 \text{ М}$ раствора KMnO_4 в *сернокислой среде*. Приведите полный ход решения задачи. При написании уравнения окислительно-восстановительной реакции приведите величины стандартных потенциалов.

5. Напишите уравнения описанных химических превращений:
железо сожгли в атмосфере хлора. Полученную соль растворили в воде и добавили к ней раствор *иодида калия*. Выпавший осадок отделили и разделили на 2 порции. Первую обработали *разбавленной азотной кислотой*. Вторую порцию обработали *раствором щелочи*.



1. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции, составьте уравнение электронного баланса



Укажите значения стандартно-окислительных потенциалов, приведите полуреакции с участием окислителя и восстановителя, рассчитайте ЭДС реакции. Сделайте вывод о направлении протекания реакции в стандартных условиях.

2. Установите, можно ли приготовить водный раствор, содержащий одновременно следующие вещества: *хромат калия и бромид калия*. Напишите уравнение реакции, если это возможно. Для обоснованного ответа

используйте величины стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.

3. Применение электрохимического ряда напряжений металлов для оценки возможности получения металлов при электролизе растворов. Рассмотрите процессы, протекающие на катоде и аноде, при электролизе растворов: $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, CuCl_2 .

4. Сколько мл 6,8%-ного раствора KClO_3 (плотность раствора = 1,04 г/мл) следует взять для окисления в сернокислом растворе 250 мл 21%-ного раствора сульфата железа (II), с плотностью раствора – 1,22 г/мл?

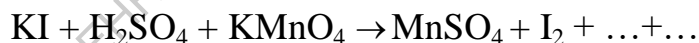
5. Допишите уравнения реакций:



и сделайте вывод о влиянии процесса комплексообразования на восстановительные свойства металлов. Для обоснованного ответа приведите величины стандартных окислительно-восстановительных потенциалов окислителя и восстановителя.



1. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции, составьте уравнение электронного баланса



Укажите значения стандартно-окислительных потенциалов, приведите полуреакции с участием окислителя и восстановителя, рассчитайте ЭДС реакции. Сделайте вывод о направлении протекания реакции в стандартных условиях.

2. Электролиз растворов и расплавов как способ получения металлов. Применение электрохимического ряда напряжений металлов для предсказания продуктов, образующихся на катоде.

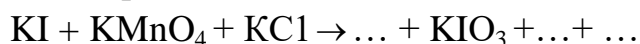
3. Сплав меди и алюминия массой 12,8 г обработали избытком раствора соляной кислоты. Остаток промыли и растворили в концентрированной азотной кислоте. Полученный раствор упарили, а полученную соль прокалили до постоянной массы и получили 4 г твердого вещества. Найдите массовую долю меди и алюминия в исходном сплаве.

4. В 100 мл раствора сульфата меди (II) с массовой долей растворенного вещества 14,5% (плотность раствора 1,1 г/мл) поместили пластинку из железа. Через некоторое время масса пластинки увеличилась на 0,391 г.

Какая масса железа прореагировала? Рассчитайте массовую долю сульфата меди (II) в растворе после реакции?

5. К раствору сульфата меди массой 120 г (с массовой долей 0,1) прилили 150 мл раствора карбоната натрия (с массовой долей 5%). Определите массу осадка, который образовался в результате их взаимодействия.

1. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции, составьте уравнение электронного баланса



Укажите значения стандартно-окислительных потенциалов, приведите полуреакции с участием окислителя и восстановителя, рассчитайте ЭДС реакции. Сделайте вывод о направлении протекания реакции в стандартных условиях.

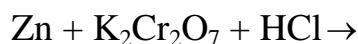
2. Установите, можно ли приготовить водный раствор, содержащий одновременно следующие вещества: *иодид калия и гипохлорит натрия*. Напишите уравнение реакции, если это возможно. Для обоснованного ответа используйте величины стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.

3. Напишите уравнение электролиза водного раствора *нитрата свинца* (процессы на катоде и аноде) с использованием инертных электродов. Какую массу свинца можно получить при электролизе 20%-ного раствора соли свинца массой 500 г?

4. Понятие окислителя и восстановителя. Количественные характеристики силы окислителя и восстановителя. Предсказание направления протекания окислительно-восстановительной реакции.

5. Можно ли с помощью *нитрата железа (III)* окислить соляную кислоту до хлора Cl_2 ? Для обоснованного ответа используйте величины стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.

1. Допишите уравнение окислительно-восстановительной реакции



составьте уравнение электронного баланса. Укажите значения стандартно-окислительных потенциалов, приведите полуреакции с участием окислителя и восстановителя, рассчитайте ЭДС реакции. Сделайте вывод о направлении протекания реакции в стандартных условиях.

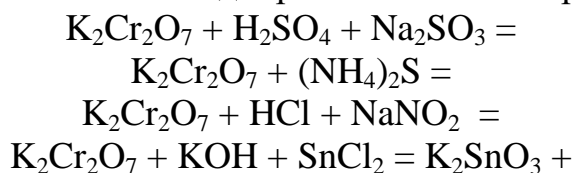
2. Установите, можно ли приготовить водный раствор, содержащий одновременно следующие вещества: *йодид калия и перманганат калия*. Напишите уравнение реакции, если это возможно. Для обоснованного ответа используйте величины стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.
3. Напишите уравнение электролиза *водного раствора нитрата серебра* с использованием инертных электродов (процессы на катоде и аноде).
4. Электронное строение атомов металлов. Металлическая связь. Количественные характеристики металлических свойств элементов. Общие свойства металлов. Почему положение металлов (например, лития или цинка) в ряду напряжений не совпадает с положением металлов в периодической таблице Д.И. Менделеева?
5. Сравнительная характеристика кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений хрома в различных степенях окисления. Для обоснованного ответа напишите необходимые уравнения реакций.

- 
1. Допишите уравнение окислительно-восстановительной реакции, составьте уравнение электронного баланса



Укажите значения стандартно-окислительных потенциалов, приведите полуреакции с участием окислителя и восстановителя, рассчитайте ЭДС реакции. Сделайте вывод о направлении протекания реакции в стандартных условиях.

2. Установите, можно ли приготовить водный раствор, содержащий одновременно следующие вещества: *йодид калия и манганат калия*. Напишите уравнение реакции, если это возможно. Для обоснованного ответа используйте величины стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.
3. Напишите уравнение электролиза *водного раствора хлорида никеля* с использованием инертных электродов (процессы на катоде и аноде).
4. Окислительные свойства соединений хрома (VI). Рассмотрите влияние среды на окислительные свойства дихромата калия на примерах:



Для обоснованного ответа используйте величины стандартных потенциалов окислителя. В какой среде наиболее сильно проявляются кислотные свойства соединений хрома (VI).

5. При растворении 13,9 г кристаллогидрата сульфата железа (II) в водемассой 81,6 г массовая доля сульфата железа (II) оказалась равной 7,6%. Установите формулу кристаллогидрата.



1. Допишите уравнение окислительно-восстановительной реакции, составьте уравнение электронного баланса:



Укажите значения стандартно-окислительных потенциалов, приведите полуреакции с участием окислителя и восстановителя, рассчитайте ЭДС реакции. Сделайте вывод о направлении протекания реакции в стандартных условиях.

2. В раствор нитрата серебра массой 100 г погрузили медную пластину массой 40 г. После полного вытеснения серебра из раствора масса пластинки увеличилась на 1,9%. Определите массовую долю нитрата серебра в исходном растворе.

3. Установите, можно ли приготовить водный раствор, содержащий одновременно следующие вещества: *нитрит калия и дихромат калия в солянокислой среде*. Напишите уравнение реакции, если это возможно. Для обоснованного ответа используйте величины стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.

4. Напишите уравнения реакций:

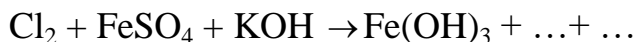


и сделайте вывод о влиянии кислотности среды на *окислительные свойства перманганата калия*. Для обоснованного ответа приведите величины стандартных потенциалов.

5. Осадок гидроксида меди (II) массой 19,6 г обработали избытком водного раствора аммиака до полного растворения. Рассчитайте массу продукта реакции. Назовите продукт реакции. Составьте схему образования химической связи в комплексной частице (МВС).

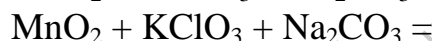


1. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции, составьте *уравнение электронного баланса*:



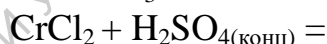
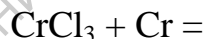
Укажите значения стандартно-окислительных потенциалов, приведите полуреакции с участием окислителя и восстановителя, рассчитайте ЭДС реакции. Сделайте вывод о направлении протекания реакции в стандартных условиях.

2. Допишите уравнения реакций:



Для получения какого вещества используют указанные реакции и какими свойствами оно обладает?

3. Напишите уравнения реакций и сделайте вывод о зависимости *окислительно-восстановительных* свойств от *степени окисления хрома* в соединениях:



4. Смесь железа и его окалина массой 28,8 г обработали водородом до полного восстановления. Полученный продукт обработали соляной кислотой. Выделилось 8,96 л (н.у.) газа. Рассчитайте массы веществ в исходной смеси. Как доказать с помощью качественной реакции, какая соль является продуктом второй реакции?

5. Цинковую пластинку массой 20 г погрузили в 340 г раствора нитрата серебра с массовой долей 20%. Какой стала масса пластинки после реакции?



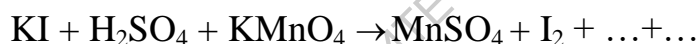
1. Установите, можно ли приготовить раствор, содержащий одновременно следующие вещества: *перманганат калия и концентрированная соляная кислота*. Напишите уравнение реакции, если это возможно. Для обоснованного ответа используйте величины стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.

2. Напишите уравнение электролиза с использованием инертных электродов водного *раствора нитрата меди* (процессы на катоде и аноде).

3. На основе чего составлен электрохимический ряд напряжений металлов? Какие свойства металлов и их соединений можно *предсказать* на основе этого ряда? Для обоснованного ответа напишите необходимые уравнения реакций.
4. Электролиз расплавов. Какие металлы можно получить при электролизе расплавов и нельзя получить при электролизе растворов? Напишите уравнения процессов, происходящих на катоде и аноде, для *соли бескислородной кислоты* и *соли кислородсодержащей кислоты*.
5. 58,4 г смеси *хлоридов алюминия и хрома (III)* обработали избытком раствора *щелочи* и *бромной воды*. В полученный раствор прибавили избыток раствора *хлорида бария*, выпало 50,6 г осадка. Определите состав смеси в процентах по массе.

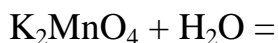
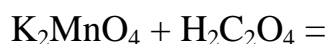
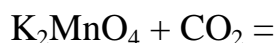
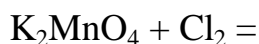


1. Допишите уравнение окислительно-восстановительной реакции, составьте уравнение электронного баланса:



Укажите значения стандартно-окислительных потенциалов, приведите полуреакции с участием окислителя и восстановителя, рассчитайте ЭДС реакции. Сделайте вывод о направлении протекания реакции в стандартных условиях.

2. Установите, можно ли приготовить раствор, содержащий одновременно следующие вещества: *пероксид водорода* и *манганат калия* в *сернокислой среде*. Напишите уравнение реакции, если это возможно. Для обоснованного ответа используйте величины стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.
3. Напишите уравнение электролиза на инертных электродах водного *раствора хлорида хрома (III)* (процессы на катоде и аноде).
4. Допишите уравнения реакций и сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах соединений марганца (VI):





5. Определите изменение массы цинковой пластинки после окончания реакции с нитратом свинца в растворе объемом 200 мл с массовой долей соли 3% и плотностью 1,04 г/мл.

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

Литература

1. Неорганическая химия. В 2-х т. Т.1. /Пер. с англ. А.И.Жирова, Д.О.Чаркина, М.Г.Розовой, С.Я.Истомина, М.Е.Тамм. М.: Мир, 2009.- 679с.
2. Неорганическая химия. В 2-х т. Т.2. /Пер. с англ. А.И.Жирова, Д.О.Чаркина, М.Г.Розовой, С.Я.Истомина, М.Е.Тамм.-М.: Мир, 2009.- 486 с.
3. Неорганическая химия. Химия элементов: Учебник в 2 томах/ Ю.Д. Третьяков, Л.И. Мартыненко, А.Н.Григорьев, А.Ю. Цивадзе – 2 изд., перераб. и доп. –М.: Изд-во МГУ; ИКЦ «Академкнига», 2007.-537 с.
4. Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымова и др.; Под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова. – 2-е изд., перераб. и доп. – М.: Дрофа, 2002. – 304.
5. 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.
6. Общая химия: учебник / А.В. Жолнин; под ред. В.А. Попкова, А.В. Жолнина. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2012. – 400 с.
7. Кожина Л.Ф., Капустина Е.В. Количественные характеристики окислительно-восстановительных процессов: Учебное пособие. – Саратов.: Изд-во «Научная книга», 2008. – 64 с.
8. 1000 задач по химии с цепочками превращений и контрольными тестами для школьников и абитуриентов / А.И. Врублевский. – Мр.: ООО «Юнипресс», 2003. – 400 с.
9. Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина Л.И. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учеб. Пособие. 3-е изд., перераб. и доп. – М.: Высш.шк.; Изд. Центр «Академия», 1999. – 368 с.
10. Кожина Л.Ф., Косырева И.В., Крылатова Я.Г. Комплексные соединения в неорганической химии. Учебно-методическое пособие для студентов направления «Педагогическое образование» профиль «Химия» Ч.1. Основные понятия химии комплексных соединений. Электронный ресурс. 2017. – 48 с. http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1803.pdf
11. Кожина Л.Ф., Косырева И.В., Крылатова Я.Г. Комплексные соединения в неорганической химии. Ч.2. Строение комплексных соединений. Учебно-методическое пособие для студентов направления «Педагогическое образование» профиль «Химия». Электронный ресурс. 2017. – 63с. http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1824.pdf
12. Лурье Ю.Ю. Справочник по аналитической химии. М., 1979. С. 92-101.
13. Кожина Л.Ф., Егорова А.А. Металлы и их соединения:



лабораторный практикум. Часть I. Учебно-методическое пособие для студентов Института химии СГУ направления «Педагогическое образование» профиль «Химия» Электронный ресурс. Саратов, 2017. –135с. http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1911.pdf

14. Кожина Л.Ф., Егорова А.А. Металлы и их соединения: лабораторный практикум. Часть 2. Учебно-методическое пособие для студентов Института химии СГУ направления «Педагогическое образование» профиль «Химия» Электронный ресурс. Саратов, 2017. –135с. http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1926.pdf

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО