

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«МУРМАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»
(ФГБОУ ВО «МГТУ»)

Кафедра химии
название кафедры

**Методические указания
к выполнению контрольных работ студентов (курсантов)**

по дисциплине: Химия
название дисциплины

для направления подготовки (специальности)

26.03.02

код направления подготовки

Кораблестроение, океанотехника и системотехника объектов морской инфраструктуры
наименование направления подготовки

Судовые энергетические установки
наименование профиля /специализаций/образовательной программы

(заочная форма обучения)
форма обучения

Мурманск
2019

Составитель: Берестова Галина Ивановна, должность – доцент

Методические указания к выполнению контрольных работ рассмотрены и одобрены на заседании кафедры-разработчика

ХИМИИ

24.06.2019 протокол № 12.

дата

Рецензент – Петрова Л.А., ученая степень - к.т.н., звание - доцент, должность - профессор

1. Методические указания к выполнению контрольных работ составлены в соответствии с Федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования по направлению подготовки (специальности) 26.03.02 Кораблестроение, океанотехника и системотехника объектов морской инфраструктуры (уровень «бакалавр»), утвержденным приказом Министра образования и науки РФ № 960 от 03.09.2015 г., учебным планом, одобренным Ученым советом ФГБОУ ВО «МГТУ» (протокол № 7 от 28.02.2019 г.) и утвержденным ректором.

В соответствии с учебным планом направления подготовки, утвержденным Ученым советом ФГБОУ ВО «МГТУ», при изучении дисциплины "Химия» студенты заочной форм обучения должны выполнить 1 контрольную работ1.

Целью дисциплины «Химия» является подготовка бакалавров в соответствии с квалификационной характеристикой специалиста и рабочим учебным планом дисциплины для направления подготовки 26.03.02 Кораблестроение, океанотехника и системотехника объектов морской инфраструктуры.

Задачи изложения и изучения дисциплины «Химия» – дать необходимые теоретические знания, практические умения и навыки по основам химии, позволяющие успешно использовать их в профессиональной деятельности.

Процесс изучения дисциплины «Химия» направлен на формирование элементов следующих компетенций в соответствии с ФГОС ВО:

№ п/п	Код компетенции	Содержание компетенции
1.	ОПК - 3	способностью использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования
2.	ПК-5	способностью использовать технические средства для измерения основных параметров технологических процессов, свойств материалов и полуфабрикатов, комплектующего оборудования

В результате изучения дисциплины бакалавр направления подготовки 26.03.02 Кораблестроение, океанотехника и системотехника объектов морской инфраструктуры должен:
Знать:

- Периодический закон и его использование в предсказании свойств элементов соединений, химические свойства элементов ряда групп, виды химической связи в различных типах соединений, методы описаний химических равновесий в растворах электролитов, строение и свойства комплексных соединений, свойства важнейших классов неорганических соединений, основные процессы, протекающие в электрохимических системах, процессы коррозии и методы борьбы с коррозией, свойства дисперсных систем.

Уметь:

- определять основные физические и химические характеристики веществ;

Владеть:

- основными приемами обработки экспериментальных данных

Перечень контрольных работ

1. Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимия. Коррозия металлов.

Контрольная работа № 1
Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимия. Коррозия металлов

Задание 1

Для данного окислительно-восстановительного процесса: а) составьте ионно-электронный баланс и расставьте коэффициенты; б) укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

Вариант	Реакция
1	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
2	$\text{NaNO}_2 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO} + \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Zn} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \dots$
3	$\text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2 + \text{MnSO}_4$ $\text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{AsO}_4 + \dots$
4	$\text{MnSO}_4 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{Pb} + \text{HNO}_3(\text{разб}) \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \dots$
5	$\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4$ $\text{SnCl}_2 + \text{HgCl}_2 \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2 + \dots$
6	$\text{KCl} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KClO}_3 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{NaClO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
7	$\text{FeCl}_3 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl}$ $\text{KBr} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \dots$
8	$\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2$ $\text{Au} + \text{HNO}_3(\text{конц}) + \text{HCl} \rightarrow \text{H}[\text{AuCl}_4] + \dots$
9	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \dots$
10	$\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KI} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{Na}_2\text{S} + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \dots$
11	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{S} + \text{HNO}_3(\text{разб}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
12	$\text{MnSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \dots$
13	$\text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PbO}_2 + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{HNO}_3$ $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{O}_2 + \dots$
14	$\text{KCl} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 + \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{HCl}$ $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KNO}_3 + \dots$
15	$\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ $\text{Fe} + \text{HNO}_3(\text{конц}) \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3) + \dots$
16	$\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH}$ $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \dots$
17	$\text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{HCl}$ $\text{Al} + \text{HNO}_3(\text{разб}) \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 + \dots$
18	$\text{HNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3(\text{разб}) \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
19	$\text{PbSO}_4 + \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn}$ $\text{KNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO} + \dots$
20	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{S} + \dots$

Задание 2

Вариант	Задание
1	Можно ли использовать KMnO_4 в качестве окислителя в следующем процессе при стандартных условиях: $2 \text{H}_2\text{O} - 2e \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+$
2	Исходя из значений стандартных электродных потенциалов, определите прямая или обратная реакция будет протекать в этой системе при стандартных условиях: $\text{IO}_3^- + \text{SO}_3^{2-} + \text{H}^+ \leftrightarrow \text{I}_2 + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
3	Используя справочные данные, установите в какой среде (кислой или щелочной) полнее протекает окислительно-восстановительная реакция: $\text{MnO}_4^- + \text{SO}_3^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{MnO}_4^- + \text{SO}_3^{2-} + \text{OH}^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
4	Укажите направление самопроизвольного протекания реакции: $\text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{HIO}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$
5	В каком направлении будет протекать реакция: $\text{Mn}^{2+} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{MnO}_4^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
6	Будет ли окислять серная кислота хлористый водород до Cl_2 ?
7	Будет ли PbO_2 окислять соляную кислоту при стандартных условиях?
8	Будет ли окислять перекись водорода ионы хлора? Можно ли хранить рядом перекись водорода и соляную кислоту?
9	Можно ли приготовить раствор, содержащий одновременно кислоты H_2SeO_3 и HI ?
10	Устойчив ли раствор сульфида натрия при продувании через него воздуха? Напишите уравнение соответствующей реакции.
11	С каким галогенид-ионом Co^{3+} образует относительно устойчивое соединение? Как объяснить неустойчивость CoCl_3 , претерпевающего разложение по реакции: $2\text{CoCl}_2 \rightarrow 2\text{CoCl}_3 + \text{Cl}_2$
12	Можно ли осуществить реакцию окисления фосфористой кислоты: $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HI} + \dots$
13	Можно ли осуществить реакцию окисления фосфористой кислоты: $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cd} + \dots$
14	Можно ли осуществить реакцию окисления фосфористой кислоты: $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Hg} + \dots$
15	Можно ли перманганатом калия окислить нитрат кобальта (II) в кислой среде?
16	Устойчив ли раствор селенида натрия при продувании через него воздуха? Напишите уравнение протекающей реакции.
17	В какой среде кислой или щелочной соединения железа (II) можно окислить иодом?
18	Можно ли хлоридом олова (II) восстановить хлорид железа (III)?

19	Можно ли восстановить сульфат железа (III) в сульфат железа (II) раствором H_2SO_3 ?
20	Можно ли при стандартных условиях приготовить раствор, содержащий одновременно: $KMnO_4$ и KI

Задание 3

Составьте схему гальванического элемента, образованного двумя данными металлами, погруженными в растворы солей с известной активностью ионов; рассчитайте ЭДС; составьте электродные реакции покажите направление перехода электронов

Вариант	Металлы	Соли	Активности ионов, моль/л
1	Cr, Al	$CrCl_3, AlI_3$	$a(Al^{3+}) = 0,01M; a(Cr^{3+}) = 0,1 M$
2	Mn, Co	$MnCl_2, CoCl_2$	$a(Mn^{2+}) = 0,05M; a(Co^{2+}) = 0,01 M$
3	Fe, Cd	$FeCl_2, CdBr_2$	$a(Fe^{2+}) = 0,1M; a(Cd^{2+}) = 0,3 M$
4	Cu, Ag	$CuSO_4, AgNO_3$	$a(Cu^{2+}) = 0,1M; a(Ag^+) = 0,01 M$
5	Sn, Al	$SnBr_2, AlCl_3$	$a(Sn^{2+}) = 0,1M; a(Al^{3+}) = 0,01 M$
6	Au, Fe	$AuCl_3, FeCl_2$	$a(Au^{2+}) = 0,1M; a(Fe^{2+}) = 0,05 M$
7	Cd, In	$CdBr_2, In(NO_3)_3$	$a(In^{3+}) = 0,01M; a(Cd^{2+}) = 0,02 M$
8	Sb, Co	$SbF_3, CoCl_2$	$a(Sb^{3+}) = 0,12M; a(Co^{2+}) = 0,2 M$
9	Cd, Ni	$CdCl_2, NiSO_4$	$a(Ni^{2+}) = 0,4M; a(Cd^{2+}) = 0,2 M$
10	Re, Co	$ReCl_3, Co(NO_3)_2$	$a(Re^{3+}) = 0,2M; a(Co^{2+}) = 0,05 M$
11	Pd, Cd	$PdSO_4, CdI_2$	$a(Pd^{2+}) = 0,1M; a(Cd^{2+}) = 0,03 M$
12	Sb, Cd	$SbCl_3, CdSO_4$	$a(Sb^{3+}) = 0,01M; a(Cd^{2+}) = 0,1 M$
13	Cr, Sn	$CrBr_3, SnCl_4$	$a(Cr^{3+}) = 0,05M; a(Sn^{4+}) = 0,1 M$
14	Nd, Mn	$NdCl_3, MnSO_4$	$a(Nd^{3+}) = 0,1M; a(Mn^{2+}) = 0,02 M$
15	Sn, Cd	$SnBr_2, CdSO_4$	$a(Sn^{2+}) = 0,02M; a(Cd^{2+}) = 0,1 M$
16	Ti, Cr	$TiCl_3, CrCl_3$	$a(Ti^{3+}) = 0,12M; a(Cr^{3+}) = 0,2 M$
17	Mn, In	$MnSO_4, InBr_3$	$a(In^{3+}) = 0,12M; a(Mn^{2+}) = 0,01M$
18	Pd, Cr	$PdCl_2, CrCl_3$	$a(Cr^{3+}) = 0,25M; a(Pd^{2+}) = 0,15 M$
19	Ni, Nd	$Ni(NO_3)_2, NdCl_3$	$a(Nd^{3+}) = 0,15M; a(Ni^{2+}) = 0,01 M$
20	Re, Cr	$ReCl_3, Cr(NO_3)_3$	$a(Re^{3+}) = 0,2M; a(Cr^{3+}) = 0,35 M$

Задание 4

При электролизе раствора данной соли металла током I (А), масса катода возросла на m (г). Учитывая, что выход металла по току B_j (%), рассчитайте, какое количество электричества и в течение какого времени пропущено. Составьте полную схему электролиза водного раствора указанной соли.

Вариант	Формула соли	I, A	$m, г$	$B_j (Me), \%$
1	$AuCl_3$	0,3	0,92	85
2	$FeCl_2$	0,9	0,77	61
3	$SnBr_2$	2,1	0,84	62
4	$CuSO_4$	0,79	0,62	82
5	$AgNO_3$	1,94	0,31	91
6	$CdBr_2$	3,79	0,88	38
7	$MnCl_2$	1,12	0,94	39
8	$CoCl_2$	1,5	1,12	45
9	$CrCl_3$	2,11	1,18	18

10	In(NO ₃) ₃	3,17	0,64	86
11	SbF ₃	0,99	0,77	71
12	CdCl ₂	1,77	0,84	65
13	NiSO ₄	1,1	0,12	62
14	Co(NO ₃) ₂	0,9	0,2	65
15	ReCl ₃	1,94	0,91	39
16	ZnCl ₂	2,03	1,17	64
17	CdI ₂	3,11	1,42	76
18	Ru(NO ₃) ₂	4,0	1,50	84
19	CoSO ₄	4,4	1,39	89
20	CrBr ₃	3,5	1,44	19

Задание 5

Установите, в какой последовательности вероятно восстановление на катоде при электролизе данных ионов, пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов и перенапряжений. Объясните, когда возможно совместное восстановление металла и водорода на катоде. Чем отличается последовательность электрохимических реакций на аноде от аналогичной последовательности на катоде?

Вариант	Ионы	Вариант	Ионы
1	Zn ²⁺ , Ag ⁺ , Pb ²⁺ , Cr ³⁺ , H ⁺	16	Nd ³⁺ , Sn ⁴⁺ , Cr ²⁺ , Ni ²⁺ , H ⁺
2	Mn ²⁺ , Co ²⁺ , Fe ²⁺ , Cd ²⁺ , H ⁺	17	In ³⁺ , Fe ³⁺ , Zn ²⁺ , Pb ²⁺ , H ⁺
3	H ⁺ , Cu ²⁺ , Sn ²⁺ , Au ³⁺ , Sb ³⁺	18	Cr ³⁺ , Mo ²⁺ , Fe ²⁺ , Cd ²⁺ , Sn ²⁺
4	Re ³⁺ , Pd ²⁺ , Sn ⁴⁺ , H ⁺ , Cu ²⁺	19	Au ³⁺ , Re ³⁺ , Sn ⁴⁺ , H ⁺ , Cd ²⁺
5	H ⁺ , Cr ²⁺ , Ni ²⁺ , In ³⁺ , Fe ³⁺	20	Zn ²⁺ , Ag ⁺ , Cr ³⁺ ; Fe ³⁺ , H ⁺
6	H ⁺ , Zn ²⁺ , Pb ²⁺ , Mn ²⁺ , Fe ²⁺	21	Au ³⁺ , Sb ³⁺ , Sn ⁴⁺ , H ⁺ , Fe ³⁺
7	Cu ²⁺ , H ⁺ , Au ³⁺ , Re ³⁺ , Pb ²⁺	22	Fe ³⁺ , In ³⁺ , Ni ²⁺ , Cr ²⁺ , H ⁺
8	Sn ⁴⁺ , Ni ²⁺ , Fe ³⁺ , H ⁺ , Cr ²⁺	23	Sn ⁴⁺ , Re ³⁺ , Sb ³⁺ , H ⁺ , Ni ²⁺
9	Zn ²⁺ , Cr ³⁺ , Fe ³⁺ , Sn ²⁺ , H ⁺	24	Au ³⁺ , Cu ³⁺ , Cd ²⁺ , Fe ²⁺ , H ⁺
10	Re ³⁺ , Sn ⁴⁺ , In ³⁺ , Fe ³⁺ , H ⁺	25	Mn ²⁺ , Cr ³⁺ , Pb ²⁺ , H ⁺ , Zn ²⁺
11	Zn ²⁺ , Mn ²⁺ , Cu ²⁺ , Re ³⁺ , H ⁺	26	Ag ⁺ , Cd ²⁺ , Pd ²⁺ , Fe ³⁺ , H ⁺
12	Cr ²⁺ , Fe ³⁺ , H ⁺ , Zn ²⁺ , Ag ⁺	27	Zn ²⁺ , Co ²⁺ , Au ³⁺ , Sn ⁴⁺ , H ⁺
13	Pb ²⁺ , Cr ³⁺ , Mn ²⁺ , Co ²⁺ , H ⁺	28	Ag ⁺ , Co ²⁺ , Sn ²⁺ , Pd ²⁺ , H ⁺
14	Fe ²⁺ , Cd ²⁺ , Cu ²⁺ , Sn ²⁺ , H ⁺	29	Pb ²⁺ , Fe ²⁺ , Au ³⁺ , Nd ³⁺ , H ⁺
15	Au ³⁺ , Sb ³⁺ , Re ³⁺ , Pd ²⁺ , H ⁺	30	H ⁺ , Zn ²⁺ , Mn ²⁺ , Cu ²⁺ , Re ³⁺

Перенапряжения катодного восстановления некоторых ионов
при $I = 0,01 \text{ A/cm}^2$, $\text{pH} < 7$, $T = 298 \text{ K}$

Ион	$\eta_{\text{к}}, \text{ В}$	Ион	$\eta_{\text{к}}, \text{ В}$	Ион H ⁺	$\eta_{\text{к}}, \text{ В}$	Ион H ⁺	$\eta_{\text{к}}, \text{ В}$
Zn ²⁺	0,03	Re ³⁺	0,65	на Ag	0,47	на Re	0,6
Ag ⁺	0,18	Pd ²⁺	0,48	на Au	0,24	на Pd	0,3
Pb ²⁺	0,04	Sn ⁴⁺	0,35	на Zn	0,72	на Mn	0,45
Cr ³⁺	0,41	Cr ²⁺	0,22	на Cd	0,98	на Co	0,50
Mn ²⁺	0,5	Ni ²⁺	0,11	на Sn	0,86	на Au	0,3
Co	0,5	In ³⁺	0,18	на Pb	0,92	на In	0,26
Fe ²⁺	0,11	Fe ³⁺	0,3	на Cr	0,5	на Sb	0,5
Cd ²⁺	0,03	Sn ²⁺	0,01	на Fe	0,5		

Cu^{2+}	0,06	Sb^{3+}	0,6	на Ni	0,63		
Au^{3+}	0,35			на Cu	0,48		

Задание 6

Для пары металлов:

- 1) определите, возможна ли коррозия металла из данной пары в среде с заданным pH при контакте с воздухом;
- 2) напишите уравнения анодного и катодного процессов;
- 3) предложите для данной пары анодное и катодное покрытие. Изменятся ли и если изменятся, то как коррозионные процессы при нарушении сплошности покрытий. Запишите уравнения реакций.

Вариант	Пара металлов	pH	Вариант	Пара металлов	pH
1	Pb — Sn	12	16	Zn — Cd	7
2	Sn — Cu	6	17	Fe — Sn	5
3	Fe — Co	10	18	Fe — Cd	4
4	Si — Co	4	19	Zn — Cu	2
5	Fe — Ni	5	20	Fe — Cu	2
6	Sn — Cd	4	21	Fe — Co	4
7	Cd — Cu	12	22	Fe — Ni	8
8	Zn — Ag	10	23	Sn — Ag	10
9	Cd — Pb	6	24	Cd — Cu	7
10	Fe — Cu	5	25	Pb — Cu	12
11	Fe — Pb	3	26	Cd — Ni	4
12	Sn — Ag	4	27	Zn — Ag	11
13	Zn — Ni	5	28	Pb — Sn	4
14	Mg — Ni	10	29	Cu — Zn	2
15	Zn — Sn	8	30	Sn — Cu	9

Критерии и шкала оценивания

Оценка	Критерии оценки
Отлично	Контрольная работа выполнена полностью, в решении нет ошибок (возможна одна неточность, описка, не являющаяся следствием непонимания материала).
Хорошо	Контрольная работа выполнена полностью, но обоснования шагов решения недостаточны, допущена одна негрубая ошибка или два-три недочета в выкладках или графиках, если эти виды работы не являлись специальным объектом проверки.
Удовлетворительно	В контрольной работе допущено более одной грубой ошибки или более двух-трех недочета в выкладках или графиках, но обучающийся владеет обязательными умениями по проверяемой теме.
Неудовлетворительно	В контрольной работе показано полное отсутствие обязательных знаний и умений по проверяемой теме.

Зависимость баллов в БРС университета за контрольную работу от оценки в традиционной шкале «отлично-хорошо-удовлетворительно-неудовлетворительно»

Оценка	отлично	хорошо	удовлетворительно	неудовлетворительно
Баллы в БРС	5	4	3	0

СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

Основная литература:

1. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие для вузов / Н. Л. Глинка; под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. - Изд. стер. ; Изд. испр. - Москва : Интеграл-Пресс, 2011, 2008, 2003, 2006, 2005, 2004, 2002, 2001. - 240 с. (580 экз.)
2. Коровин, Н. В. Общая химия : учебник для вузов / Н. В. Коровин. - 2-е изд., испр. и доп. ; 3-е изд., испр. - Москва : Высш. шк., 2002, 2000. - 558 с. (91 экз.)
3. Хомченко, И. Г. Общая химия / И. Г. Хомченко. - Москва : Химия, 1987. - 464 с. (72 экз.)
4. Деркач, С. Р. Практикум по общей химии : учеб. пособие для вузов / С.Р. Деркач, Г.И. Берестова, К. В. Реут; М-во сел. хоз-ва Рос. Федерации, Федер. агентство по рыболовству, Мурман. гос. техн. ун-т. - Мурманск : Изд-во МГТУ, 2006. - 125 с. (489 экз.)
5. Практикум по химии : учеб. пособие / С. Р. Деркач [и др.]; М-во сел. хоз-ва Рос. Федерации, Федер. агентство по рыболовству, Мурман. гос. техн. ун-т. - Мурманск : МГТУ, 2005, 2000. - 156 с. (771 экз.)
6. Дякина, Т. А. Специальные вопросы химии : учеб. пособие / Т. А. Дякина, К. В. Зотова, И. Н. Коновалова; Федер. агентство по рыболовству, ФГОУ ВПО "Мурман. гос. техн. ун-т". - Мурманск : Изд-во МГТУ, 2010. - 147 с. (91 экз.)

Дополнительная литература:

1. Краткий справочник физико-химических величин / сост. Н. М. Барон [и др.]; под ред. А. А. Равделя, А. М. Пономаревой. - 10-е изд., испр. и доп. - Санкт-Петербург : Иван Федоров, 2002. - 240 с. (29 экз.)
2. Краткий справочник физико-химических величин / под ред. А. А. Равделя, А. М. Пономаревой. - 8-е изд., перераб. - Ленинград : Химия, 1983. - 232 с. (18 экз.)
3. Морачевский, А. Г. Физико-химические свойства молекулярных неорганических соединений: Экспериментальные данные и методы расчета / А. Г. Морачевский, И. Б. Сладков. - 2-е изд., перераб. и доп. - Санкт-Петербург : Химия, 1996. - 312 с. (30 экз.)
4. Кудрявцев, А. А. Составление химических уравнений : учеб. пособие для втузов / А. А. Кудрявцев. - 6-е изд., перераб. и доп. - Москва : Высш. шк., 1991. - 320 с. (12 экз.)

СОДЕРЖАНИЕ И МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ

Тема Окислительно-восстановительные реакции. Электрoхимические процессы.

Сущность процессов окисления-восстановления. Важнейшие восстановители и окислители. Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Гальванический элемент. Электродные потенциалы. ЭДС и ее измерение. Стандартный водородный электрод. Водородная шкала потенциалов. Уравнение Нернста. Электролиз. Закон Фарадея

Целевая установка. Изучив данную тему, студент должен знать: важнейшие восстановители, окислители. Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Гальванический элемент. Электродные потенциалы. ЭДС и ее измерение. Стандартный водородный электрод. Водородная шкала потенциалов. Уравнение Нернста. Электролиз. Закон Фарадея.

Контрольные вопросы

1. Восстановители. Окислители. Классификация окислительно-восстановительных реакций.
2. Гальванический элемент. Электродные потенциалы.
3. Стандартный водородный электрод. Водородная шкала потенциалов.
4. Ионоселективные электроды.
5. Электролиз. Закон Фарадея.
6. Исходя из степени окисления фосфора в соединениях PH_3 , H_3PO_4 , H_3PO_3 , определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем, и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему? На основании электронных уравнений, расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:
7. $\text{PbS} + \text{HNO}_3 = \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

8. Составьте схему гальванического элемента, состоящего из пластин цинка и железа, погруженных в растворы их солей. Напишите электронные уравнения процессов, протекающих на аноде и на катоде. Какой концентрации надо было бы взять ионы железа (моль/л), чтобы ЭДС элемента стала равной нулю, если $[Zn^{2+}] = 0,001$ моль/л?

Тема Коррозия. Основные виды коррозии. Методы защиты металлов и сплавов от коррозии.

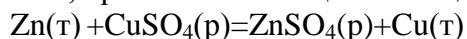
Целевая установка. Изучив данную тему, студент должен знать: основные виды коррозии. Методы защиты металлов и сплавов от коррозии.

Контрольные вопросы

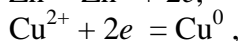
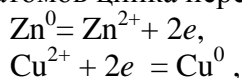
1. Коррозия. Основные виды коррозии.
2. Методы защиты металлов и сплавов от коррозии.
3. Железное изделие покрыли никелем. Какое это покрытие – анодное или катодное? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и в хлороводородной кислоте. Какие продукты коррозии образуются в обоих случаях?
4. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов с кислородной и водородной деполяризацией при коррозии пары магний – никель. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

Реакции, протекающие с изменением степеней окисления химических элементов (окислительно-восстановительные реакции).

Протекание химических реакций в целом обусловлено обменом частицами между реагирующими веществами. Часто обмен сопровождается переходом электронов от одной частицы к другой. Так, при вытеснении цинком меди в растворе сульфата меди (II):



электроны от атомов цинка переходят к ионам меди:



или суммарно: $Zn^0 + Cu^{2+} = Zn^{2+} + Cu^0$.

Процесс потери электронов частицей называют **окислением**, а процесс приобретения электронов – **восстановлением**. Окисление и восстановление протекают одновременно, поэтому взаимодействия, сопровождающиеся переходом электронов от одних частиц к другим, называют **окислительно-восстановительными реакциями (ОВР)**.

Для удобства описания ОВР используют понятие **степени окисления** – величины, численно равной формальному заряду, который приобретает элемент, исходя из предположения, что все электроны каждой из его связи перешли к более электроотрицательному атому данного соединения. Протекание ОВР сопровождается изменением степеней окисления элементов участвующих в реакции веществ. При восстановлении степень окисления элемента уменьшается, при окислении – увеличивается. Вещество, в состав которого входит элемент, понижающий степень окисления, называют **окислителем**; вещество, в состав которого входит элемент, повышающий степень окисления, называют **восстановителем**.

Степень окисления элемента в соединении определяют в соответствии со следующими правилами:

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

- 1) фтор, имеющий наивысшую среди элементов электроотрицательность, во всех соединениях имеет степень окисления -1 ;
- 2) водород в соединениях проявляет степень окисления $+1$, кроме гидридов металлов (-1);
- 3) металлы IA подгруппы во всех соединениях имеют степень окисления $+1$;
- 4) металлы IIA подгруппы, а также цинк и кадмий во всех соединениях имеют степень окисления $+2$;
- 5) степень окисления алюминия в соединениях $+3$;
- 6) степень окисления кислорода в соединениях равна -2 , за исключением соединений, в которых кислород присутствует в виде молекулярных ионов: O_2^+ , O_2^- , O_2^{2-} , O_3^- , а также фторидов O_xF_2 .

Степени окисления атомов элементов в соединении записывают над символом данного элемента, указывая вначале знак степени окисления, а затем ее численное значение, например, $K^{+1}Mn^{+7}O_4^{-2}$, в отличие от заряда иона, который записывают справа, указывая вначале зарядовое число, а затем знак: Fe^{2+} , SO_4^{2-} .

Окислительно-восстановительные свойства атомов различных элементов проявляются в зависимости от многих факторов, важнейшие из которых – электронное строение элемента, его степень окисления в веществе, характер свойств других участников реакции.

Соединения, в состав которых входят атомы элементов в своей максимальной (положительной) степени окисления, например, $K^{+1}Mn^{+7}O_4^{-2}$, $K_2^{+1}Cr^{+6}O_7^{-2}$, $H^{+1}N^{+5}O_3^{-2}$, $Pb^{+4}O_2^{-2}$, могут только восстанавливаться, выступая в качестве окислителей.

Соединения, содержащие элементы в их минимальной степени окисления, например, N^3H_3 , H_2S^{-2} , H^{+1} , могут только окисляться и выступать в качестве восстановителей.

Вещества, содержащие элементы в промежуточных степенях окисления, например $H^{+1}N^{+3}O_2$, $H_2O_2^{-1}$, S^0 , I_2^0 , $Cr^{+3}Cl_3$, $Mn^{+4}O_2^{-2}$, обладают *окислительно-восстановительной двойственностью*. В зависимости от партнера по реакции, такие вещества способны и принимать, и отдавать электроны. Состав продуктов восстановления и окисления также зависит от многих факторов, в том числе среды, в которой протекает химическая реакция, концентрации реагентов, активности партнера по окислительно-восстановительному процессу. Чтобы составить уравнение окислительно-восстановительной реакции, необходимо знать, как изменяются степени окисления элементов, в какие другие соединения переходят окислитель и восстановитель.

Классификация окислительно-восстановительных реакций. Различают четыре типа окислительно-восстановительных реакций.

1. *Межмолекулярные* – реакции, в которых окислитель и восстановитель – разные вещества: $Zn^0 + Cu^{+2}SO_4 = Zn^{+2}SO_4 + Cu^0$.

2. При термическом разложении сложных соединений, в состав которых входят окислитель и восстановитель в виде атомов разных элементов, происходят окислительно-восстановительные реакции, называемые *внутримолекулярными*: $(N^3H_4)_2Cr^{+6}O_7 = N_2^0 \uparrow + Cr^{+3}O_3 + 4H_2O$.

3. Реакции *диспропорционирования* могут происходить, если соединения, содержащие элементы в промежуточных степенях окисления, попадают в условия, где они оказываются неустойчивыми (например, при повышенной температуре). Степень окисления этого элемента и повышается и понижается: $2H_2O_2^{-1} = O_2^0 \uparrow + 2H_2O^{-2}$.

4. Реакции *контрпропорционирования* – это процессы взаимодействия окислителя и восстановителя, в состав которых входит один и тот же элемент в разных степенях окисления. В результате продуктом окисления и продуктом восстановления является вещество с промежуточной степенью окисления атомов данного элемента:

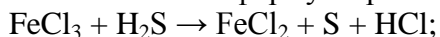


Существуют также реакции смешанного типа. Например, к внутримолекулярной реакции контрпропорционирования относится реакция разложения нитрата аммония: $N^3H_4 N^{+5}O_3 = N^{+1}O + 2H_2O$.

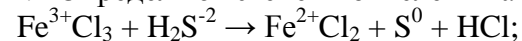
Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций наиболее часто используют метод электронного баланса и метод электронно-ионных полуреакций.

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

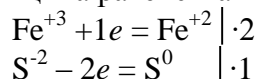
1. Записывают формулы реагентов и продуктов реакции в молекулярном виде:



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



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



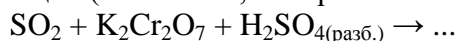
4. Множители электронного баланса записывают в уравнение окислительно-восстановительной реакции как основные стехиометрические коэффициенты: $2\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow 2\text{FeCl}_2 + \text{S} + \text{HCl}$.

5. Подбирают стехиометрические коэффициенты остальных участников реакции:

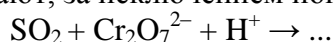


Метод электронно-ионных полуреакций применяют при составлении уравнений реакций, протекающих в водном растворе, а также реакций с участием веществ, в которых трудно определить степени окисления элементов. Согласно этому методу выделяют следующие главные этапы составления уравнения реакций:

1. Записывают общую молекулярную схему процесса с указанием восстановителя, окислителя и среды, в которой протекает реакция (кислотная, нейтральная или щелочная). Например:



2. Учитывая диссоциацию электролитов в водном растворе, данную схему представляют в виде молекулярно-ионного взаимодействия. Ионы, степени окисления атомов которых не изменяются, в схеме не указывают, за исключением ионов H^+ и OH^- :



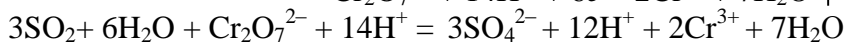
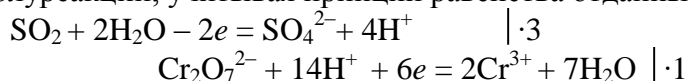
3. Определяют степени окисления восстановителя и окислителя, а также продуктов их взаимодействия:

окисление восстановителя: $\text{S}^{+4}\text{O}_2 \rightarrow (\text{S}^{+6}\text{O}_4)^{2-}$	восстановление окислителя: $(\text{Cr}^{+6}_2\text{O}_7)^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}$
---------------------------------------------------------------------------------------------------	-----------------------------------------------------------------------------------------------

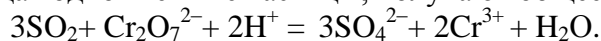
4. Записывают материальный баланс полуреакции окисления и восстановления:

окисление восстановителя: $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} - 2e \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+$	восстановление окислителя: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$
------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

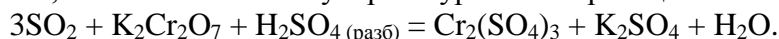
5. Суммируют полуреакции, учитывая принцип равенства отданных и принятых электронов:



сокращая одноименные частицы, получают общее ионно-молекулярное уравнение:



6. Добавляют ионы, не участвовавшие в процессе окисления-восстановления, уравнивают их количества слева и справа, записывают молекулярное уравнение реакции:



При составлении материального баланса полуреакций окисления и восстановления, когда изменяется число атомов кислорода, входящих в состав частиц окислителя и восстановителя, следует учитывать, что в водных растворах связывание или присоединение кислорода происходит с участием молекул воды и ионов среды.

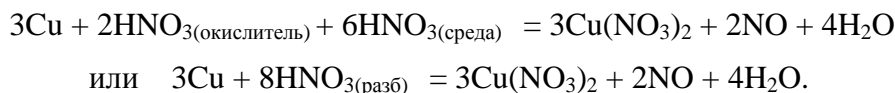
В процессе окисления на один атом кислорода, присоединяющийся к частице восстановителя, в кислотной и нейтральной средах расходуется одна молекула воды и образуются два иона H^+ ; в щелочной среде расходуются два гидроксид-иона OH^- и образуется одна молекула воды.

В процессе восстановления для связывания одного атома кислорода частицы окислителя в кислотной среде расходуются два иона H^+ и образуется одна молекула воды; в нейтральной и щелочной средах расходуются одна молекула H_2O и образуются два иона OH^- .

Баланс атомов кислорода в окислительно-восстановительных реакциях

число атомов кислорода в исходных веществах	среда		
	кислая	нейтральная	щелочная
избыток	$O^{2-} + 2H^+ \rightarrow H_2O$	$O^{2-} + H_2O \rightarrow 2OH^-$	$O^{2-} + H_2O \rightarrow 2OH^-$
недостаток	$H_2O \rightarrow O^{2-} + 2H^+$	$H_2O \rightarrow O^{2-} + 2H^+$	$2OH^- \rightarrow O^{2-} + H_2O$

При составлении уравнений следует учитывать, что окислитель (или восстановитель) могут расходоваться не только в основной окислительно-восстановительной реакции, но и при связывании образующихся продуктов реакции, т.е. выступать в роли среды и солеобразователя. Примером, когда роль среды играет окислитель, служит реакция окисления металла в азотной кислоте:



Примером, когда восстановитель является средой, в которой протекает реакция, служит реакция окисления соляной кислоты дихроматом калия: $6HCl_{(\text{вос-тель})} + K_2Cr_2O_7 + 8HCl_{(\text{среда})} = 2CrCl_3 + 3Cl_2 + 2KCl + 7H_2O$

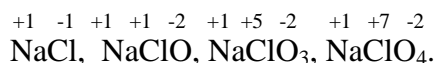


При расчете количественных, массовых и объемных соотношений участников окислительно-восстановительных реакций, используют основные стехиометрические законы химии, и, в частности, закон эквивалентов, учитывая, что *число эквивалентности* окислителя равно числу электронов, которые принимает одна формульная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

Примеры решения задач

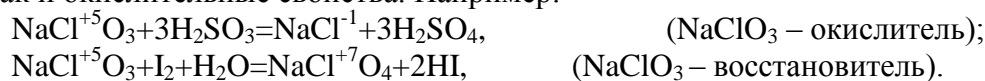
Задача 1. Определите степень окисления хлора в соединениях NaCl, NaClO, NaClO₂, NaClO₃ и объясните, какое из них является только окислителем, только восстановителем, а какие могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

Решение: вычислим степень окисления хлора в этих соединениях, исходя из электронной-тральности молекулы и зная, что степень окисления кислорода равна -2 , а натрия $+1$:



Вещество выполняет только восстановительную функцию, то есть является безусловным восстановителем в том случае, когда его молекула содержит атом, находящийся в низшей степени окисления, и возможен только процесс отдачи электронов. Для неметаллов минимальное значение степени окисления соответствует числу электронов, недостающих до завершения внешнего энергетического уровня, со знаком «минус»: $8 - N$, где N – номер группы периодической системы, в которой находится этот элемент. Для хлора минимальная степень окисления равна -1 , поэтому это вещество может проявлять только восстановительные свойства за счет атома хлора.

Атом элемента в высшей степени окисления способен только присоединять электроны и является только окислителем. Максимальная степень окисления равна общему числу валентных электронов со знаком «+» или, в общем виде, « $+N$ ». Для хлора значение максимальной степени окисления соответствует $+7$. Поэтому NaClO₄ может проявлять только окислительные свойства. Соединения NaClO₂ и NaClO содержат атомы хлора в промежуточных степенях окисления ($+5$ и $+1$ соответственно), поэтому в зависимости от условий они могут проявлять как восстановительные, так и окислительные свойства. Например:



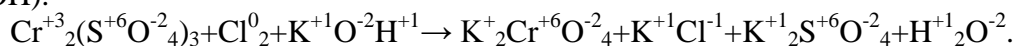
Задача 2. С помощью метода электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции:



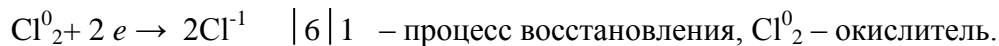
Определите окислитель и восстановитель, запишите процессы окисления и восстановления.

Решение: определим степени окисления атомов всех элементов, входящих в состав мо-

лекул реагирующих веществ; обратите внимание, что реакция протекает в щелочной среде (KOH).



Выпишем атомы элементов, изменивших свои степени окисления, и определим число отданных и присоединённых электронов:



Полученные коэффициенты расставляем в уравнении перед соответствующими молекулами, а остальные коэффициенты подбираем обычным способом, исходя из равенства количества атомов в левой и правой частях. В последнюю очередь проверяем число атомов кислорода в левой и правой частях уравнения:



Задача 3. Как происходит коррозия цинка, находящегося в контакте с кадмием в нейтральном и кислом растворах. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов. Каков состав продуктов коррозии?

Решение:

Цинк имеет более отрицательный потенциал ($-0,763$ В), чем кадмий ($-0,403$ В), поэтому он является анодом, а кадмий – катодом.



катодный процесс:



Так как ионы Zn^{2+} с гидроксильной группой образуют нерастворимый гидроксид, то продуктом коррозии будет $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

