

**Министерство сельского хозяйства Российской Федерации**

**ФГОУ ВПО**

**«Воронежский государственный аграрный университет  
имени К. Д. Глинки»**

**Факультет агрохимии, почвоведения и экологии**

**Кафедра химии**

**Методические указания и задания  
для контрольных работ по дисциплине**

**ХИМИЯ**

**для студентов  
агроинженерного и землеустроительного факультетов  
заочной формы обучения**

**ВОРОНЕЖ  
2010**

**Составители:** профессор А. В. Шапошник, доценты Д. Е. Емельянов, Л. Ф. Науменко, С. В. Ткаченко.

**Рецензенты:** зав. кафедрой химии ВГЛТА, д.т.н. Л. И. Бельчинская; доцент кафедры агрохимии ВГАУ, к.х.н. Л. П. Крутских.

Методические указания рассмотрены и рекомендованы к изданию на заседании кафедры химии

Протокол № 5 от 26 февраля 2010 г.

Методические указания рекомендованы к изданию на заседании методического совета факультета агрохимии, почвоведения и экологии

Протокол № 8 от 13 апреля 2010 г.

Методические указания рекомендованы к изданию на заседании методического совета агроинженерного факультета

Протокол № 8 от 30 апреля 2009 г.

Методические указания рекомендованы к изданию на заседании методического совета землеустроительного факультета

Протокол № 9 от 14 мая 2010 г.

## ВВЕДЕНИЕ

Настоящие методические указания и задания для контрольных работ составлены в соответствии с программами курсов “Химия” для студентов заочного отделения агроинженерного и землеустроительного факультетов.

Весь материал разбит на отдельные темы, которые включаются в лекционный курс и лабораторные занятия по химии. Перед выполнением контрольных работ необходимо ознакомиться с теоретическим материалом с помощью рекомендованной учебной литературы, а также разобрать примеры, приведенные в настоящих методических указаниях.

Контрольная работа выполняется до прибытия на лабораторно-экзаменационную сессию и представляется для зачета. Вариант задания контрольной работы определяется по последним двум цифрам шифра (таблица на с. 39).

Студенты **агроинженерного** факультета выполняют все задания своего варианта (№№ 1–120), **землеустроительного** – только первые девять заданий (№№ 1–80, до темы “Электродные потенциалы”).

При оформлении контрольной работы нужно полностью переписывать условие каждого задания. Ответы на теоретические вопросы должны быть краткими, ясными и по существу. При решении задач необходимо приводить ход расчетов, математические преобразования и размерности величин. Примеры выполнения контрольных заданий даны в каждом разделе. Контрольные работы должны быть аккуратно оформлены. Для замечаний рецензента оставляются поля. В конце работы указывается используемая литература и дата выполнения работы. Контрольная работа подписывается студентом и отправляется в агроуниверситет на рецензию.

После рецензирования при наличии замечаний необходимо выполнить работу над ошибками (в этой же тетради). Если контрольная работа возвращена с грифом “*не зачтена*”, то ее надо переработать в соответствии с замечаниями рецензента и представить на повторное рецензирование.

# СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

## Основная:

1. Глинка Н. Л. Общая химия. 30-е изд., испр. М.: Интеграл–пресс, 2008. 728 с.
2. Коровин Н. В. Общая химия. 7-е изд. М.: Высшая школа, 2007. 560 с.

## Дополнительная:

1. Угай Я. А. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 2004. 527 с.
2. Князев Д. А., Смарыгин С. Н. Неорганическая химия. М.: Дрофа, 2005. 591 с.
3. Павлов Н. Н. Общая и неорганическая химия. М.: Дрофа, 2002. 448 с.
4. Хомченко Г. П. Общая химия. М.: Новая волна, 2006. 464 с.
5. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 2008. 743 с.

# ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

## Контрольные задания №№ 1–9

Дайте определения понятий: атом, молекула, атомная единица массы (а.е.м.), простое и сложное вещество, моль, молярная масса. Чему равен молярный объем газа при нормальных условиях (н. у.)<sup>\*)</sup>?

Произведите расчеты в соответствии с вашим заданием, приведенным в таблице 1.

Таблица 1

№ задания	Формула вещества	Молярная масса ( $M$ ), г/моль	Масса в-ва ( $m$ ), г	Кол-во вещества ( $\nu$ ), моль	Число молекул или формульных единиц ( $N$ )	Объем газа при н.у. ( $V$ ), л
1	CO		1.6			
	MgSO <sub>4</sub>			0.3		–
2	H <sub>2</sub>				12.04·10 <sup>23</sup>	
	Cu(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>			0.1		–
3	CO <sub>2</sub>					5.6
	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>		51.5			–
4	N <sub>2</sub>			0.5		
	CaSO <sub>4</sub>				1.5·10 <sup>23</sup>	–
5	SO <sub>2</sub>					2.8
	NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>		4			–
6	Cl <sub>2</sub>		7.1			
	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>				3.01·10 <sup>23</sup>	–
7	NH <sub>3</sub>					1.4
	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>				6.02·10 <sup>22</sup>	–
8	NO			0.3		
	FeCl <sub>3</sub>		16			–
9	O <sub>2</sub>			3.5		
	ZnSO <sub>4</sub>		80			–

<sup>\*)</sup> т.е. при температуре 0°С (273 К) и давлении 1 атм (101.3 кПа).

### Пример.

Произвести расчеты, если известно, что сероводород занимает при н. у. объем 1.4 л.

*Ответ:*

1. Молярная масса:

$$M_r(\text{H}_2\text{S}) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) = 2 \cdot 1 + 32 = 34 \text{ а.е.м.},$$

$$M(\text{H}_2\text{S}) = 34 \text{ г/моль}.$$

2. Количество вещества:

$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_m} = \frac{N}{N_A},$$

где  $N_A$  – число Авогадро,

$V_m$  – молярный объем газа при н.у.

Следовательно,

$$\nu = \frac{V}{V_m} = \frac{1.4 \text{ л}}{22.4 \text{ л/моль}} = 0.0625 \text{ моль}.$$

3. Масса вещества:

$$m = \nu \cdot M = 0.0625 \text{ моль} \cdot 34 \text{ г/моль} = 2.125 \text{ г}.$$

4. Число молекул:

$$N = \nu \cdot N_A = 0,0625 \text{ моль} \cdot 6.02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 3.76 \cdot 10^{22}.$$

# ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

## Контрольные задания №№ 10–19

Для своего задания в соответствии с таблицей 2 назовите и классифицируйте исходные вещества, составьте уравнения химических реакций.

Таблица 2

№ задания	Исходные вещества	Составить уравнения возможных реакций с						
		водой	кислотой	щелочью	солью	основным оксидом	кислотным оксидом	амфотерным оксидом
10	MgO							
	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>							
11	CaO							
	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>							
12	SO <sub>2</sub>							
	NaOH							
13	SO <sub>3</sub>							
	KOH							
14	ZnO							
	CuSO <sub>4</sub>							
15	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>							
	FeCl <sub>3</sub>							
16	K <sub>2</sub> O							
	HNO <sub>3</sub>							
17	BeO							
	ZnCl <sub>2</sub>							
18	BaO							
	HCl							
19	CrO <sub>3</sub>							
	Ba(OH) <sub>2</sub>							

### Пример.

Дано:  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  и  $\text{FeCl}_2$ .

Составить уравнения возможных реакций с реагентами, указанными в таблице.

*Ответ:*

$\text{Cr}_2\text{O}_3$  – оксид хрома (III), амфотерный оксид.

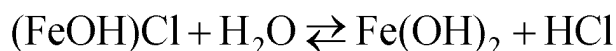
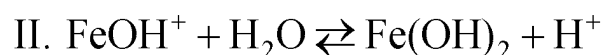
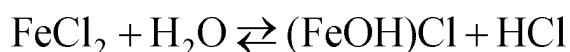
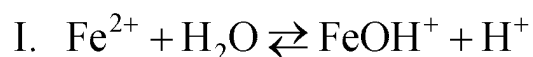
$\text{FeCl}_2$  – хлорид железа (II), соль.

1. Отношение к воде:

а) амфотерные оксиды с водой не взаимодействуют;

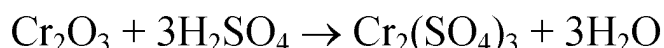
б)  $\text{FeCl}_2$  – соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой.

Такие соли вступают в реакции гидролиза с водой

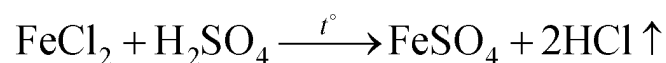


2. Отношение к кислотам:

а) амфотерные оксиды взаимодействуют с кислотами

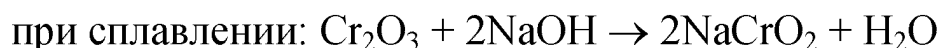


б) малолетучие кислоты вытесняют летучие из их солей

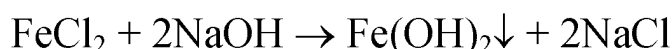


3. Отношение к щелочам:

а) амфотерные оксиды взаимодействуют со щелочами



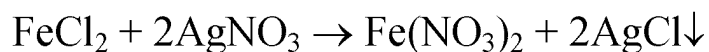
б) соли взаимодействуют со щелочами, если при этом образуются малорастворимые вещества или слабые основания





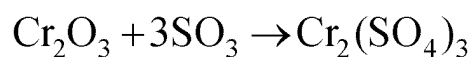
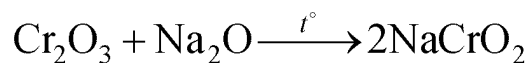
4. Отношение к солям:

- а) для оксидов реакции с солями не характерны;
- б) соль может взаимодействовать с другой солью, если в результате образуется малорастворимая соль



5. Отношение к оксидам:

- а) амфотерные оксиды взаимодействуют с основными и кислотными оксидами



- б) для солей реакции с оксидами не характерны.

# РАСТВОРЫ

## Контрольное задание № 20 (для всех вариантов)

Приведите определения понятия “раствор” и способов выражения состава растворов (массовая доля, молярная и моляльная концентрации).

## Контрольные задания №№ 21–30

Произведите расчеты в соответствии с вашим заданием, приведенным в таблице 3.

Таблица 3

№ задания	Растворенное вещество	Масса растворенного вещества ( $m_{\text{в}}$ ), Г	Масса растворителя ( $L$ ), Г	Масса раствора ( $m_{\text{р-ра}}$ ), Г	Объем раствора ( $V$ ), л	Плотность раствора ( $\rho$ ), Г/мл	Массовая доля ( $\omega_{\text{в}}$ ), %	Молярная концентрация ( $c_{\text{м}}$ ), моль/л	Моляльная концентрация ( $c_{\text{м}}$ ), моль/кг
21	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>			200		1.090	13		
22	HCl				0.1	1.095		5.5	
23	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>			400		1.204	32		
24	NaOH		250			1.060			2.0
25	HNO <sub>3</sub>		1000			1.093			2.5
26	CH <sub>3</sub> COOH				3.0	1.017		2.0	
27	KOH		400			1.310			5.4
28	BaCl <sub>2</sub>			500		1.203	20		
29	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>				0.3	1.103	10		
30	NaCl				0.25	1.150		3.6	

### Пример.

Дано: 100 мл 25% раствора гидроксида калия, плотность которого равна 1.23 г/мл.

Произвести расчеты и заполнить пропуски в таблице.

Ответ.

1. Масса раствора

$$m_{\text{р-ра}} = \rho \cdot V = 1.23 \text{ г/мл} \cdot 100 \text{ мл} = 123 \text{ г}.$$

2. Масса растворенного вещества

$$m_{\text{в}} = m(\text{КОН}) = \frac{\omega_{\text{в}} \cdot m_{\text{р-ра}}}{100\%} = \frac{25\% \cdot 123 \text{ г}}{100\%} = 30.75 \text{ г}.$$

3. Масса растворителя

$$L = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{в}} = 123 - 30.75 = 92.25 \text{ г} = 0.09225 \text{ кг}.$$

4. Молярная концентрация

$$c_{\text{м}} = \frac{m_{\text{в}}}{M_{\text{в}} \cdot V} = \frac{30.75 \text{ г}}{56 \text{ г/моль} \cdot 0.1 \text{ л}} = 5.49 \text{ моль/л}.$$

5. Моляльная концентрация

$$c_{\text{м}} = \frac{m_{\text{в}}}{M_{\text{в}} \cdot L} = \frac{30.75 \text{ г}}{56 \text{ г/моль} \cdot 0.09225 \text{ кг}} = 5.95 \text{ моль/кг}.$$

### Контрольные задания №№ 31–40

Сколько граммов этиленгликоля  $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$  надо растворить в 1 кг воды, чтобы приготовить антифриз с заданной температурой замерзания (таблица 4).

Таблица 4

№ задания	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40
Температура замерзания, °С	-5	-14	-18	-20	-8	-25	-28	-30	-10	-32

При решении используйте формулы

$$\Delta t_3 = K \cdot c_{\text{м}},$$

$$c_m = \frac{m_B}{M_B \cdot L},$$

где  $\Delta t_3$  – разность температур замерзания чистого растворителя (воды) и раствора,  $K = 1.86$  град·кг/моль – криоскопическая константа воды,  $c_m$  – моляльная концентрация (моль/кг),  $m_B$  – масса растворенного вещества (г),  $M_B$  – молярная масса растворенного вещества (г/моль),  $L$  – масса растворителя (кг).

### Контрольные задания №№ 41–50

Сформулируйте основные положения теории электролитической диссоциации. Что называют степенью электролитической диссоциации? Приведите примеры сильных и слабых электролитов. Дайте определения кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации. Перечислите условия протекания реакций обмена в растворах электролитов.

В соответствии с номером вашего задания (таблица 5) запишите уравнения электролитической диссоциации кислоты и основания, а также составьте уравнения возможных реакций между ними, приводящих к образованию средних, кислых и основных солей. Приведите названия этих солей. Реакции запишите в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

**Таблица 5**

№ задания	Кислота	Основание
41	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	NaOH
42	HCl	Cu(OH) <sub>2</sub>
43	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	NH <sub>4</sub> OH
44	HNO <sub>3</sub>	Fe(OH) <sub>2</sub>
45	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Mg(OH) <sub>2</sub>
46	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Ca(OH) <sub>2</sub>
47	H <sub>2</sub> S	KOH
48	HNO <sub>2</sub>	Ba(OH) <sub>2</sub>
49	HClO <sub>4</sub>	Cr(OH) <sub>2</sub>
50	HClO <sub>3</sub>	Ni(OH) <sub>2</sub>

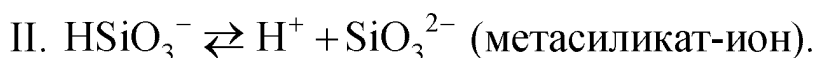
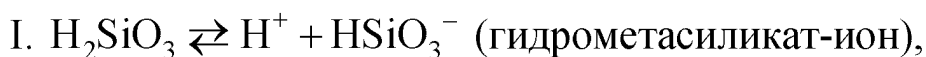
### Пример.

Дано:  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  и  $\text{KOH}$ .

Составить уравнения возможных реакций между данными веществами, приводящих к образованию средних, кислых и основных солей.

*Ответ:*

Метакремниевая кислота – двухосновная, способна диссоциировать в две ступени, образуя два сорта анионов



Гидроксид калия – однокислотное основание, диссоциирует с образованием только одного сорта катионов

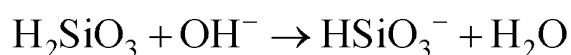
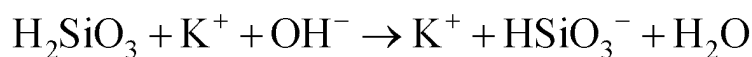
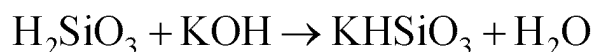


Следовательно, возможно образование двух солей:

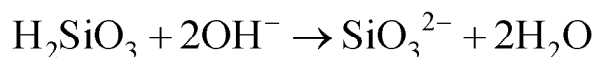
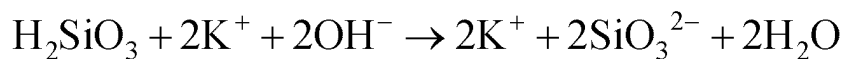
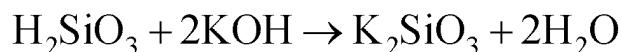
$\text{KHSiO}_3$  – гидрометасиликат калия (кислая соль),

$\text{K}_2\text{SiO}_3$  – метасиликат калия (средняя соль).

1. Образование кислой соли



2. Образование средней соли



### Контрольные задания №№ 51–60

Что называют ионным произведением воды? Чему оно равно? Как рассчитать водородный показатель ( $pH$ )? Какими значениями  $pH$  характеризуются нейтральные, кислые и щелочные растворы?

В соответствии с номером вашего задания (таблица 6) вычислите значение  $pH$  раствора кислоты или основания данной концентрации.

**Таблица 6**

№ задания	Кислота или основание	Молярная концентрация, моль/л
51	HCl	$2 \cdot 10^{-3}$
52	NaOH	$3 \cdot 10^{-1}$
53	HNO <sub>3</sub>	$5 \cdot 10^{-4}$
54	HI	$2 \cdot 10^{-5}$
55	HBr	$8 \cdot 10^{-6}$
56	KOH	$4 \cdot 10^{-2}$
57	HClO <sub>4</sub>	$6 \cdot 10^{-3}$
58	LiOH	$5 \cdot 10^{-2}$
59	HClO <sub>3</sub>	$3 \cdot 10^{-3}$
60	RbOH	$2 \cdot 10^{-4}$

**Пример.**

Дано: раствор CsOH с концентрацией  $4 \cdot 10^{-6}$  моль/л.  
Вычислить значение  $pH$ .

*Ответ:*

Гидроксид цезия – сильный электролит, он полностью распадается на ионы



Поэтому концентрация образовавшихся гидроксид-анионов равна исходной концентрации гидроксида цезия.

Обозначим молярные концентрации ионов квадратными скобками. Тогда

$$[\text{OH}^-] = c(\text{CsOH}) = 4 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л.}$$

Из ионного произведения воды можно найти концентрацию ионов водорода

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ моль}^2/\text{л}^2,$$

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{4 \cdot 10^{-6}} = 2.5 \cdot 10^{-9} \text{ моль/л.}$$

Следовательно, водородный показатель равен

$$pH = -\lg[\text{H}^+] = -\lg(2.5 \cdot 10^{-9}) = 8.60.$$

### Контрольные задания №№ 61–70

В чем сущность реакций гидролиза солей? Какие соли могут подвергаться гидролизу?

В соответствии с номером вашего задания (таблица 7) составьте уравнения гидролиза солей в ионно-молекулярной и молекулярной формах.

Таблица 7

№ задания	Соль	№ задания	Соль
61	$\text{K}_2\text{CO}_3$	66	$\text{ZnCl}_2$
62	$\text{Na}_2\text{S}$	67	$\text{CuSO}_4$
63	$\text{K}_2\text{SiO}_3$	68	$\text{Na}_2\text{CO}_3$
64	$\text{CuCl}_2$	69	$\text{Na}_2\text{SiO}_3$
65	$\text{FeSO}_4$	70	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

#### Пример.

Дано:  $\text{MnBr}_2$ .

Составить уравнения гидролиза.

*Ответ.*

При растворении в воде соль полностью диссоциирует:

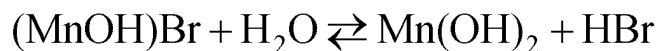
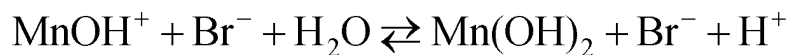
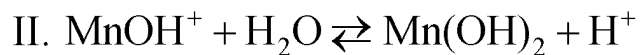
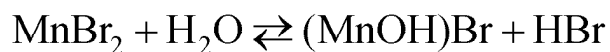
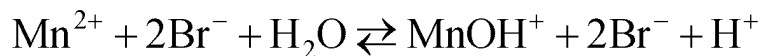
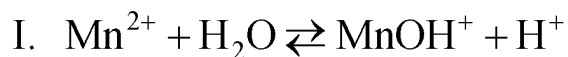


Катиону  $\text{Mn}^{2+}$  соответствует слабое основание  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ , аниону  $\text{Br}^-$  – сильная кислота  $\text{HBr}$ .

В реакцию с водой вступают те ионы соли, которым соответствуют слабые электролиты. В нашем случае это катионы

марганца (II). Величина заряда гидролизующегося иона определяет число ступеней процесса.

Следовательно, данная соль подвергается гидролизу по катиону  $\text{Mn}^{2+}$  в две ступени



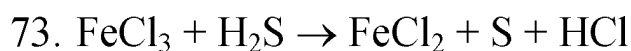
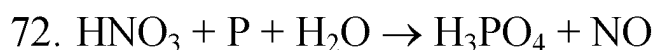
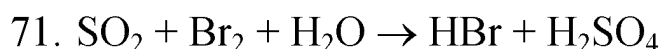


# ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

## Контрольные задания №№ 71–80

Дайте определения понятий: степень окисления, окислитель, восстановитель. Объясните, в чем заключается сущность метода электронного баланса.

С помощью метода электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении реакции для вашего номера задания, укажите окислитель и восстановитель.



### Пример.

Подберите коэффициенты к уравнению окислительно-восстановительной реакции:

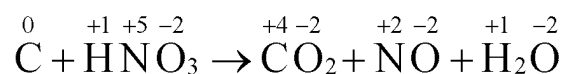


Укажите окислитель и восстановитель.

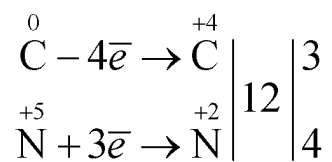
*Ответ.*

Для подбора коэффициентов используем метод электронного баланса.

Сначала определим степени окисления элементов:



Коэффициенты для окислителя и восстановителя и продуктов их взаимодействия найдем из электронных уравнений:



Остальные коэффициенты находим обычным способом подбора. Окончательно уравнение реакции имеет вид:



C – восстановитель,  
HNO<sub>3</sub> – окислитель.

## ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ

Основу электрохимических процессов составляют:

- 1) реакции, вызывающие электрический ток;
- 2) реакции, вызванные протеканием электрического тока.

Реакции, способные генерировать электрический ток в системе, широко используются в устройствах, называемых химическими источниками тока. Это гальванические элементы, аккумуляторы и топливные элементы. Подобные реакции являются причиной коррозии металлов в присутствии влаги. Эти реакции протекают самопроизвольно. Некоторые химические реакции протекают только под действием электрического тока. Например, электровосстановление металлов из расплавов и растворов их солей. Такие реакции лежат в основе электролиза.

В любом электрохимическом процессе участвуют как минимум два электрода: катод и анод. Электродом может служить любой электропроводящий материал: различные металлы, их сплавы, графит. Все электрохимические реакции являются окислительно-восстановительными, то есть связаны с переносом электронов от одного вещества к другому. Любая окислительно-восстановительная реакция складывается из двух сопряженных процессов (полуреакций): окисления и восстановления. Окисление связано с потерей веществом электронов, а восстановление – с их присоединением. В любой области электрохимии электроды, на которых протекает процесс окисления, называют анодами, а электроды, на которых идет процесс восстановления – катодами.

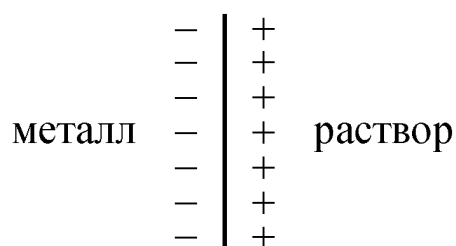
Причиной самопроизвольного протекания окислительно-восстановительной реакции в химическом источнике тока является разность потенциалов между катодом и анодом. При погружении металлической пластины в воду наблюдается качественно одинаковая картина: поверхность металла заряжается отрицательно, а приэлектродный слой жидкости – положительно.

Принято считать, что в узлах кристаллической решетки металла находятся положительно заряженные ионы, связанные между собой электронным газом. Под действием полярных молекул воды катионы металла переходят в раствор и заряжают

пограничный слой жидкости положительно, а поверхность металла получает такой же по величине отрицательный заряд. Отрицательный заряд поверхности обусловлен электронами (не способными переходить в раствор), которые компенсировали заряд металлических ионов до перехода их в раствор. Растворение металла в воде – процесс обратимый и продолжается до установления равновесия, когда количество ионов металла, переходящих в единицу времени в раствор, равно количеству ионов, достраивающих кристаллическую решетку



Образовавшийся на границе металл–раствор двойной электрический слой обуславливает величину равновесного электродного потенциала.



Величина равновесного электродного потенциала зависит от природы металла, температуры электролита, концентрации ионов металла и может быть рассчитана по уравнению Нернста:

$$E_{\text{Me}^{z+}/\text{Me}} = E_{\text{Me}^{z+}/\text{Me}}^{\circ} + \frac{RT}{zF} \ln c(\text{Me}^{z+}),$$

где  $E_{\text{Me}^{z+}/\text{Me}}$  – равновесный электродный потенциал;  $E_{\text{Me}^{z+}/\text{Me}}^{\circ}$  – стандартный электродный потенциал;  $R$  – универсальная газовая постоянная;  $T$  – абсолютная температура;  $F$  – число Фарадея;  $z$  и  $c(\text{Me}^{z+})$  – соответственно зарядовое число и концентрация потенциалопределяющих ионов металла.

Подставив в уравнение значение всех констант при 25°C ( $R = 8.314$  Дж/К моль;  $T = 298$  К;  $F = 96500$  Кл/моль) и перейдя от натуральных логарифмов к десятичным, получим:

$$E_{\text{Me}^{z+}/\text{Me}} = E_{\text{Me}^{z+}/\text{Me}}^{\circ} + \frac{0.059}{z} \lg c(\text{Me}^{z+}).$$

Величина  $E_{\text{Me}^{z+}/\text{Me}}^{\circ}$  характеризует природу металла и равна величине равновесного потенциала на границе металл–раствор при концентрации собственных ионов металла 1 моль/л. Определить абсолютное значение стандартного электродного потенциала на современном этапе развития науки невозможно, поэтому пользуются величинами (табл. 8), измеренными относительно эталона – стандартного водородного электрода, потенциал которого условно принят равным нулю.

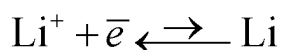
**Таблица 8**

Стандартные электродные потенциалы  $E_{\text{Ox/Red}}^{\circ}$  при 25°C.  
(Ox – окисленная форма, Red – восстановленная форма)

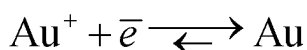
Электрод, Red/Ox	Приэлектродная реакция, $\text{Ox} + z\bar{e} \rightleftharpoons \text{Red}$	$E_{\text{Ox/Red}}^{\circ}$ , В
Li/Li <sup>+</sup>	$\text{Li}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Li}$	-3.05
K/K <sup>+</sup>	$\text{K}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{K}$	-2.92
Ca/Ca <sup>2+</sup>	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2.87
Na/Na <sup>+</sup>	$\text{Na}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Na}$	-2.71
Mg/Mg <sup>2+</sup>	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2.36
Al/Al <sup>3+</sup>	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Al}$	-1.66
Mn/Mn <sup>2+</sup>	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}$	-1.18
Zn/Zn <sup>2+</sup>	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0.76
Cr/Cr <sup>3+</sup>	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0.74
Fe/Fe <sup>2+</sup>	$\text{Fe}^{2+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0.44
Cd/Cd <sup>2+</sup>	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0.40
Ni/Ni <sup>2+</sup>	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0.25
Pb/Pb <sup>2+</sup>	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0.13
H <sub>2</sub> /2H <sup>+</sup>	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2$	0.00
Cu/Cu <sup>2+</sup>	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0.34
Ag/Ag <sup>+</sup>	$\text{Ag}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Ag}$	+0.80
Hg/Hg <sup>2+</sup>	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Hg}$	+0.85
Au/Au <sup>+</sup>	$\text{Au}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Au}$	+1.70

Металлы, расположенные в порядке возрастания алгебраической величины их стандартных электродных потенциалов, образуют электрохимический ряд напряжений металлов. Этот ряд дает наглядную характеристику относительной электрохимической активности металлов в водных растворах. В табл. 8 сверху вниз возрастает окислительная активность ионов металлов (т. е. окисленной формы), а снизу вверх – восстановительная активность атомов металлов (восстановленной формы).

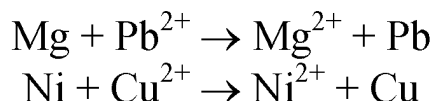
В ряду напряжений равновесие приэлектродной реакции постепенно смещается от крайне левого положения для  $\text{Li}/\text{Li}^+$



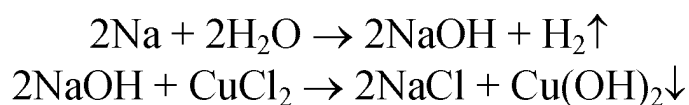
до крайне правого положения для  $\text{Au}/\text{Au}^+$



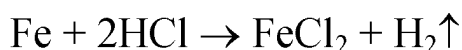
Окислительно-восстановительные реакции протекают в направлении образования новых окислителя и восстановителя, более слабых, чем исходные. Поэтому более активные компактные металлы способны вытеснять менее активные из водных растворов их солей. Например:



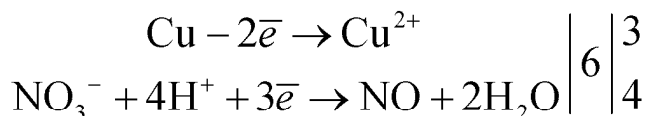
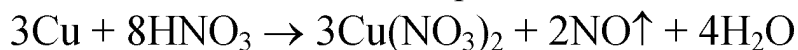
Обе эти реакции протекают в прямом направлении, так как в правых частях уравнения находятся окислители и восстановители более слабые, чем исходные (проверьте положение металлов, участвующих в реакции, в ряду напряжений). Для металлов, активно реагирующих с водой, реакции замещения других металлов в растворах солей нехарактерны, так как в этом случае возникают побочные процессы. Например, вместо восстановления меди металлическим натрием из раствора  $\text{CuCl}_2$  будут протекать реакции:



Металлы, расположенные в ряду напряжений до водорода, как правило, вытесняют его из растворов кислот:

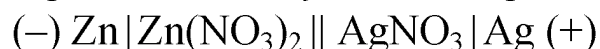


Исключение составляют азотная и концентрированная серная кислоты. Кислотные остатки этих кислот являются настолько сильными окислителями, что “перехватывают” электроны, “предназначенные” для ионов водорода:

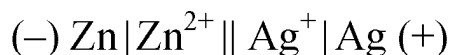


Реакции, подобные реакциям вытеснения одних металлов другими, протекают в химических источниках тока. Принципиальное отличие заключается в том, что процессы окисления и восстановления в таких системах разделены пространственно.

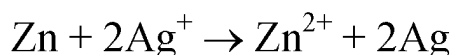
Простейший гальванический элемент состоит из двух металлических электродов, погруженных в растворы собственных солей. Эти растворы контактируют друг с другом через пористую перегородку. В схематической записи гальванического элемента граница раздела между металлом и раствором обозначается одной вертикальной чертой, а пористая перегородка между растворами – двумя. Например, схема гальванического элемента, образованного цинковым и серебряным электродами, погруженными в растворы соответствующих нитратов, выглядит так:



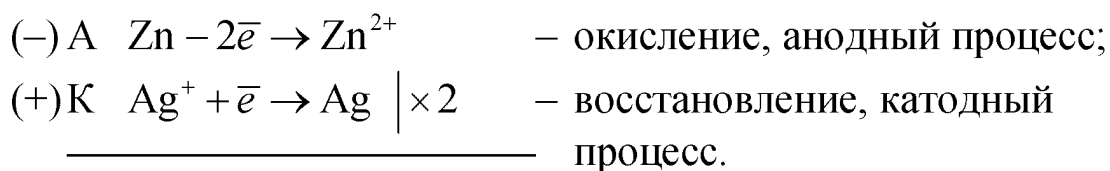
Еще удобнее эта схема записывается в ионном виде



Цинк в ряду напряжений расположен до серебра, следовательно, более активен. Поэтому в основе работы данного гальванического элемента лежит реакция:



Однако цинк непосредственно не контактирует с ионами серебра. Поэтому реакция пойдет лишь при условии, что внешняя цепь будет замкнута, т.е. цинк и металлическое серебро должны быть соединены проводником. Через этот проводник электроны будут перемещаться от более активного к менее активному металлу. Таким образом, цинковый электрод станет анодом (А), а серебряный – катодом (К):



Электрические полюса (“+” или “-”) самопроизвольно возникают на электродах. Они могут быть определены по относительному положению металлов в ряду напряжений. Более активный металл (расположенный выше или левее) заряжен отрицательно относительно менее активного (расположенного ниже или правее).

ЭДС гальванического элемента ( $\Delta E$ ) равна разности электродных потенциалов катода ( $E_{\text{K}}$ ) и анода ( $E_{\text{A}}$ ):

$$\Delta E = E_{\text{K}} - E_{\text{A}}.$$

Пусть в данном случае концентрации катионов цинка и катионов серебра одинаковы и равны 1 моль/л. Тогда из уравнения Нернста следует, что

$$E_{\text{K}} = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^{\circ} = 0.80 \text{ В}, \quad E_{\text{A}} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} = -0.76 \text{ В};$$

$$\Delta E = \Delta E^{\circ} = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^{\circ} - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} = 0.80 - (-0.76) = 1.56 \text{ В},$$

где  $\Delta E^{\circ}$  – стандартное значение ЭДС.

### **Контрольные задания №№ 81–90**

Что представляет собой ряд напряжений металлов? Как изменяется восстановительная активность металлов и окислительная активность их ионов в ряду напряжений? Дайте определение химического источника тока.

Для вашего номера задания:

а) Укажите стрелкой направление реакции замещения. Ответ обоснуйте (см. ряд напряжений).

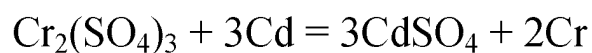
б) Составьте схему гальванического элемента, определите анод и катод, запишите электродные процессы и вычислите стандартное значение ЭДС, если электродами служат указанные металлы.



81. а)  $3\text{CuCl}_2 + 2\text{Al} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{Cu}$   
 б) цинк и марганец, погруженные в раствор своих солей
82. а)  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag} = 2\text{AgNO}_3 + \text{Zn}$   
 б) кадмий и хром, погруженные в растворы своих солей
83. а)  $\text{FeCl}_2 + \text{Cu} = \text{CuCl}_2 + \text{Fe}$   
 б) железо и никель, погруженные в растворы своих солей
84. а)  $\text{FeCl}_2 + \text{Sn} = \text{SnCl}_2 + \text{Fe}$   
 б) кобальт и медь, погруженные в растворы своих солей
85. а)  $\text{H}_2 + \text{ZnCl}_2 = 2\text{HCl} + \text{Zn}$   
 б) олово и медь, погруженные в растворы своих солей
86. а)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag} = 2\text{AgNO}_3 + \text{Cu}$   
 б) медь и ртуть, погруженные в растворы своих солей
87. а)  $2\text{AgNO}_3 + \text{Pb} = \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$   
 б) железо и олово, погруженные в растворы своих солей
88. а)  $\text{CuSO}_4 + \text{Ni} = \text{NiSO}_4 + \text{Cu}$   
 б) свинец и серебро, погруженные в растворы своих солей
89. а)  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{Zn} = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Mg}$   
 б) серебро и цинк, погруженные в растворы своих солей
90. а)  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag} = 2\text{AgNO}_3 + \text{Hg}$   
 б) железо и марганец, погруженные в растворы своих солей.

**Пример.**

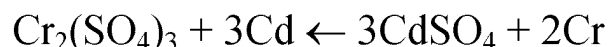
а) Указать стрелкой направление реакции замещения:



Ответ обосновать.

*Ответ.*

Из таблицы 8 видно, что хром расположен выше кадмия в ряду напряжений – следовательно, более активен как восстановитель. Поэтому данная реакция должна самопроизвольно протекать в направлении образования металлического кадмия:



б) Гальванический элемент составлен из меди, погруженной в раствор своей соли, и водородного электрода в растворе кислоты (водородный электрод записывается как  $(\text{Pt})\text{H}_2 | 2\text{H}^+$ ).

Составить схему гальванического элемента, определить анод и катод, записать электродные процессы и вычислить стандартное значение ЭДС.

*Ответ.*

Поскольку водород в ряду напряжений располагается выше меди, то водородный электрод будет служить анодом и иметь полюсовку “–”, а медный электрод будет катодом и иметь полюсовку “+”. Таким образом, схема гальванического элемента



Замыкание внешней цепи вызовет поток электронов от водородного электрода к медному:



Стандартные значения  $E_{\text{K}}$  и  $E_{\text{A}}$  находим по таблице 8:

$$E_{\text{K}}^{\circ} = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ} = 0.34 \text{ В},$$

$$E_{\text{A}}^{\circ} = E_{2\text{H}^+/\text{H}_2}^{\circ} = 0.00 \text{ В}.$$

Следовательно, стандартная ЭДС данного элемента равна

$$\Delta E^{\circ} = E_{\text{K}}^{\circ} - E_{\text{A}}^{\circ} = 0.34 - 0.00 = 0.34 \text{ В}.$$

## ЭЛЕКТРОЛИЗ

Электролиз – это совокупность процессов, протекающих при прохождении постоянного тока через систему, состоящую из двух электродов и расплава или раствора электролита.

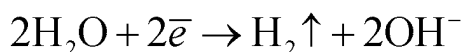
Принципиально электролизная установка состоит из двух электродов, подключенных к внешнему источнику постоянного тока и погруженных в раствор или расплав электролита.

Если в химических источниках тока и при электрохимической коррозии энергия химических реакций преобразуется в электрическую, то при электролизе, наоборот, электрическая энергия преобразуется в химическую. Поэтому электродные процессы на электроде данной полярности при электролизе и в химическом источнике тока противоположно направлены. Так, например, если в гальваническом элементе на положительном электроде протекает восстановление, то в электролизере (электролизной ванне) на положительно заряженном электроде имеет место окисление. Однако название электродов в электрохимии определяется направлением процесса, а не знаком его заряда. Поэтому в электролизере, в противоположность гальваническому элементу, положительно заряженный электрод является анодом, на нем происходит окисление, а отрицательно заряженный – катодом, на нем идет процесс восстановления.

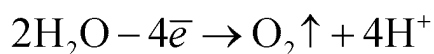
Например, в расплаве хлорида кальция при наложении разности потенциалов возникает направленное движение ионов: хлорид-ионы  $\text{Cl}^-$  перемещаются к аноду (+), а ионы кальция – к катоду (-). В результате анионы окисляются, а катионы восстанавливаются



При электролизе водных растворов в электродных процессах могут принимать участие молекулы воды, которые способны восстанавливаться у катода



и окисляться у анода



Кроме того, электроосаждение металлов часто проводится в кислой среде, а это означает возможность восстановления ионов  $\text{H}^+$  у катода. При электролизе водных растворов солей к катоду устремляются ионы водорода и катионы металла, каждый из которых стремится присоединить электроны, поступающие на катод, и восстановиться. Между катионами возникает конкуренция. Преимущество имеет тот из катионов, который является более сильным окислителем (то есть в ряду напряжений располагается ниже).

Катионы металлов по возможности их восстановления в процессе электролиза водных растворов можно ориентировочно разбить на три группы:

1. Катионы металлов, располагающихся в ряду напряжений после водорода. На катоде восстанавливаются именно эти катионы. Восстановление ионов водорода и молекул воды практически не идет.

2. Катионы металлов, располагающихся в ряду напряжений от марганца до водорода. На катоде восстанавливаются не только катионы данных металлов, но и молекулы воды или ионы водорода.

3. Катионы металлов, располагающихся в ряду напряжений до марганца. У них настолько слабо выражены окислительные свойства (способность присоединять электроны), что при электролизе водных растворов они не восстанавливаются. В этом случае на катоде происходит восстановление молекул воды или ионов водорода (в зависимости от среды).

Анионы по их способности к окислению в процессе электролиза также можно разделить на две группы:

1. Анионы бескислородных кислот, такие как  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$  (за исключением  $\text{F}^-$ ). Эти анионы являются более сильными восстановителями (легче теряют электроны), чем молекулы воды или гидроксид-ионы  $\text{OH}^-$ . Поэтому при электролизе водных растворов этих кислот и их солей на аноде окисляются (теряют электроны) кислотные остатки.

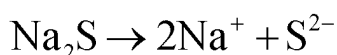
2. Анионы кислородсодержащих кислот ( $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$  и другие), а также фторид-ионы  $\text{F}^-$ . Восстановительные свойства этих анионов выражены намного слабее, поэтому при электролизе водных растворов соответствующих кислот и их солей на аноде вместо кислотных остатков окисляются молекулы воды или гидроксид-ионы (в зависимости от реакции среды).

### Пример 1.

Записать электродные процессы при электролизе водного раствора сульфида натрия.

*Ответ.*

Сульфид натрия в водном растворе диссоциирован на ионы



На катоде будет происходить восстановление воды, так как ион натрия относится к катионам 3-й группы, восстанавливаемым значительно труднее молекул воды. На аноде будут окисляться сульфид-анионы, так как они относятся к анионам первой группы, окисляющимся легче, чем молекулы воды.

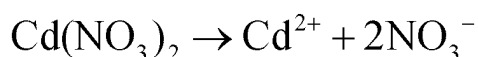


### Пример 2.

Записать электродные процессы при электролизе водного раствора нитрата кадмия.

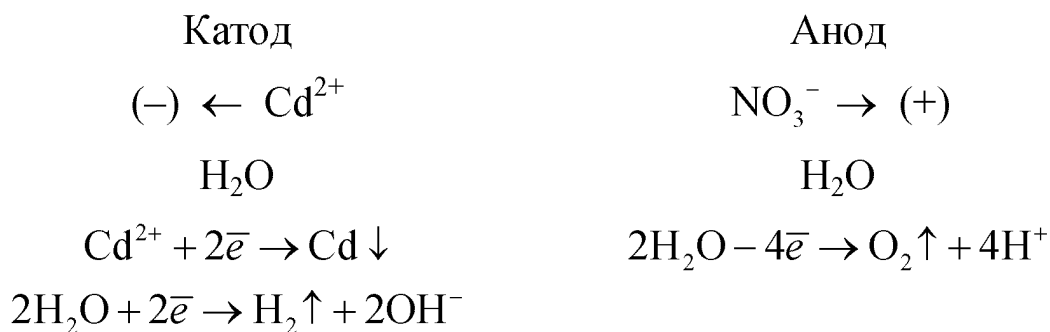
*Ответ.*

Уравнение электролитической диссоциации этой соли



Как следует из таблицы 8, ион  $\text{Cd}^{2+}$  относится ко второй группе катионов, то есть по окислительной способности соизмерим с молекулой воды. Поэтому на катоде будут одновремен-

но протекать два процесса: восстановление ионов металла и молекул воды. На аноде будут окисляться молекулы воды, так как нитрат-ион  $\text{NO}_3^-$  относится ко второй группе анионов.

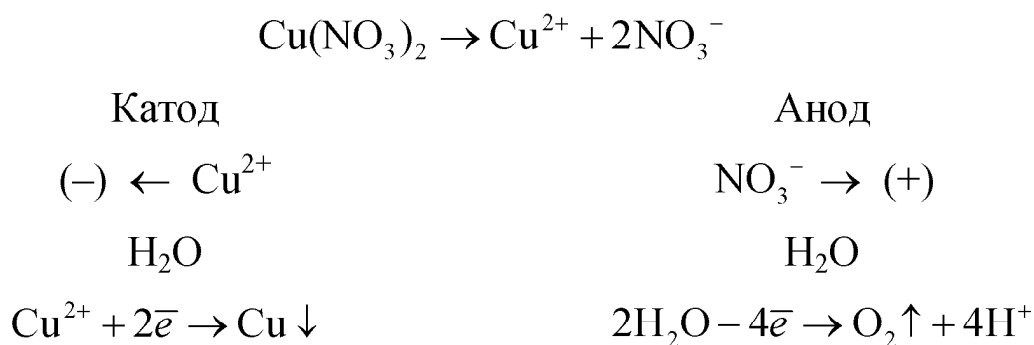


### Пример 3.

Записать электродные процессы при электролизе водного раствора нитрата меди.

*Ответ.*

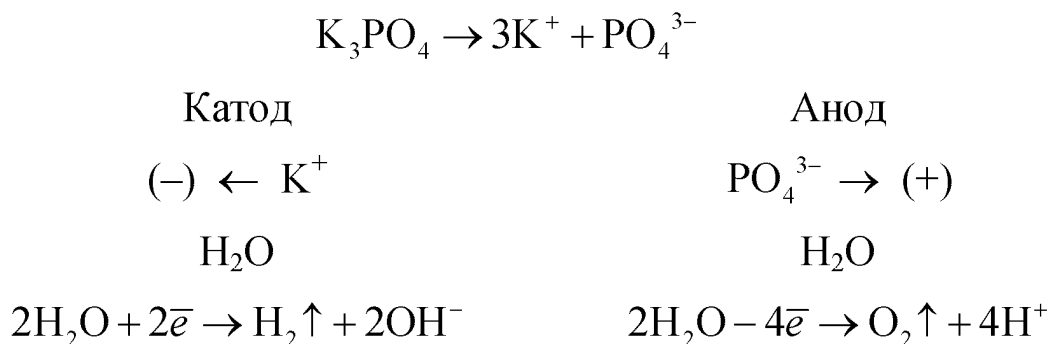
Рассуждая так же, как в приведенных выше примерах, получим



### Пример 4.

Записать электродные процессы при электролизе водного раствора фосфата калия.

*Ответ.*



Все рассмотренные выше примеры относятся к случаю электролиза с нерастворимым (инертным) анодом. При этом анод не претерпевает химических превращений. Нерастворимый анод обычно изготавливается из платины, золота или графита.

Если анод в результате электролиза окисляется, то его называют растворимым (активным). В этом случае источником электронов для электродного процесса служит материал самого анода. Образующиеся катионы металла переходят в раствор.

Электролиз с растворимым анодом применяется для электролитической очистки металлов (Cu, Ni, Ag, Au), электрохимической полировки и электрохимической размерной обработки твердых сплавов.

### Пример 5.

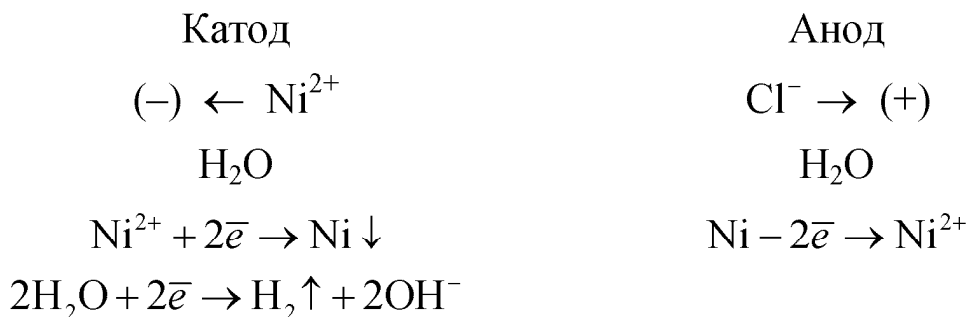
Записать электродные процессы при электролизе хлорида никеля с никелевым анодом.

*Ответ.*

Уравнение электролитической диссоциации соли



Как следует из таблицы 8, ион  $\text{Ni}^{2+}$  относится ко второй группе катионов. Поэтому на катоде будут одновременно протекать два процесса: восстановление ионов металла и молекул воды. На аноде в данном случае происходит окисление материала самого электрода.



Течение анодных и катодных процессов подчиняется **законам Фарадея**.

1. Количество окисленного или восстановленного вещества пропорционально количеству прошедшего электричества.

2. При электролизе различных электролитов одинаковые количества электричества окисляют или восстанавливают на электродах количества веществ, пропорциональные их химическим эквивалентам.

Математически оба закона выражаются одним уравнением:

$$m = \frac{M_{\text{э}} \cdot I \cdot \tau}{F},$$

где  $m$  – масса окисленного или восстановленного вещества (г);  $M_{\text{э}}$  – молярная масса эквивалента металла (г/моль), для его нахождения молярную массу металла надо разделить на число принимаемых электронов;  $F$  – число Фарадея (96500 Кл/моль);  $I$  – сила тока (А);  $\tau$  – время электролиза (с).

Величину  $k = M_{\text{э}}/F$  называют электрохимическим эквивалентом вещества.

Часто на практике вследствие побочных процессов на катоде осаждается металла меньше, чем дает расчет по законам Фарадея. В таких случаях говорят, что выход металла по току меньше 100%, в соответствии с формулой

$$\eta = \frac{m'}{m} \cdot 100\% = m' \cdot \frac{96500}{M_{\text{э}} I \tau} \cdot 100\%,$$

где  $\eta$  – выход по току,  $m'$  – масса металла, фактически осажденная на катоде,  $m$  – теоретическая масса того же металла, вычисленная по законам Фарадея.

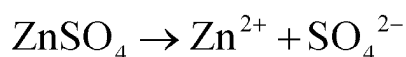
### Пример 6.

Проводится электролиз водного раствора сульфата цинка. Анод инертный.

Записать электродные процессы и рассчитать массу выделившегося цинка, если электролиз продолжался в течение часа при силе тока 5 А и выход металла по току составил 75%.

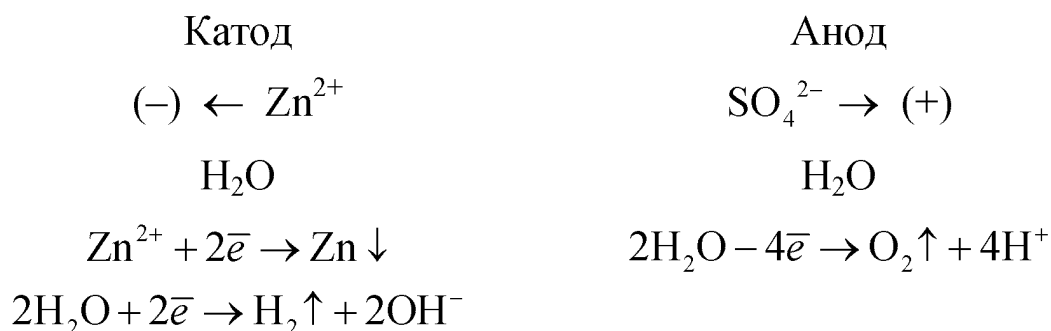
*Ответ.*

Уравнение диссоциации сульфата цинка



На электродах будут протекать следующие процессы:





Массу выделившегося металла выразим из формулы для выхода по току:

$$m' = \frac{\eta}{100\%} \cdot \frac{M_{\ominus} I \tau}{96500}$$

По условию задания  $\eta = 75\%$ ,  $I = 5 \text{ А}$ ,  $\tau = 1 \text{ ч} = 3600 \text{ с}$ . Так как на восстановление катиона цинка расходуется два электрона, то  $M_{\ominus} = 65.4/2 = 32.7 \text{ г/моль}$ .

Таким образом,

$$m' = \frac{75}{100} \cdot \frac{32.7 \cdot 5 \cdot 3600}{96500} = 4.575 \text{ г.}$$

### Контрольные задания №№ 91–100

Где расположены в ряду напряжений металлы, которые невозможно получить электролизом водных растворов их солей?

Записать электродные процессы и вычислить массу металла, восстановившегося на катоде, если электролизу подвергается водный раствор:

91. Нитрата железа (II). Сила тока 15 А, время электролиза 30 мин, выход железа по току 80%. Анод инертный.
92. Хлорида железа (II). Сила тока 20 А, время электролиза 20 мин, выход железа по току 90%. Анод растворимый (железный).
93. Сульфата никеля (II). Сила тока 6 А, время электролиза 1 ч, выход никеля по току 95%. Анод инертный.
94. Хлорида никеля (II). Сила тока 12 А, время электролиза 40 мин, выход никеля по току 88%. Анод растворимый (никелевый).

95. Сульфата кадмия. Сила тока 8 А, время электролиза 35 мин, выход кадмия по току 92%. Анод растворимый (кадмиевый).
96. Сульфата олова (II). Сила тока 12 А, время электролиза 30 мин, выход олова по току 78%. Анод инертный.
97. Хлорида олова (II). Сила тока 5 А, время электролиза 2 ч, выход олова по току 85%. Анод растворимый (оловянный).
98. Сульфата железа (II). Сила тока 20 А, время электролиза 40 мин, выход железа по току 87%. Анод инертный.
99. Сульфата цинка. Сила тока 7 А, время электролиза 30 мин, выход цинка по току 92%. Анод растворимый (цинковый).
100. Сульфата меди. Сила тока 20 А, время электролиза 30 мин, выход меди по току 100%. Анод растворимый (медный).

# МЕТАЛЛЫ И ИХ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

## Контрольные задания №№ 101–110

101. Никель. Коррозийная стойкость. Применение. Краткая характеристика сплавов. Оксиды и гидроксиды.
102. Железо. Железные руды. Производство чугуна и стали. Коррозийная стойкость. Взаимодействие с кислотами.
103. Марганец. Природные соединения. Получение. Коррозийная стойкость. Применение. Оксиды марганца и их характеристика.
104. Вольфрам. Коррозийная стойкость. Применение. Твердые сплавы.
105. Хром. Получение. Коррозийная стойкость. Применение. Оксиды хрома и их характеристика.
106. Ванадий. Коррозионная стойкость. Применение.
107. Титан. Получение. Коррозионная стойкость. Применение. Влияние неметаллических примесей на свойства титана.
108. Алюминий. Получение. Коррозионная стойкость. Применение. Оксид и гидроксид.
109. Цинк. Получение. Коррозионная стойкость. Применение. Оксид и гидроксид.
110. Медь. Коррозионная стойкость. Применение. Соединения меди (II).

# ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ. ПОЛИМЕРЫ

## Контрольные задания №№ 111–120

Рассчитать октановые числа следующих смесей и объем кислорода (при н. у.), необходимого для полного их сгорания:

111. Изооктан 50 г + гептан 90 г.

112. Изооктан 40 г + гептан 175 г.

Напишите структурную формулу мономера, схему его полимеризации, назовите образующийся полимер, охарактеризуйте его свойства и области применения в народном хозяйства:

113. Этен (этилен).

114. Пропен.

115. Тетрафторэтен.

116. Хлорэтен (винилхлорид).

117. Акрилонитрил.

118. Метилметакрилат.

119. Изопрен.

120. Стирол.

### Пример 1.

Смешали 40 г гептана и 360 г изооктана. Определить октановое число полученной смеси. Сколько литров кислорода, взятого при нормальных условиях, необходимо для полного сгорания этой смеси?

*Ответ.*

Октановое число – это массовая доля изооктана в его смеси с гептаном.

Общая масса смеси

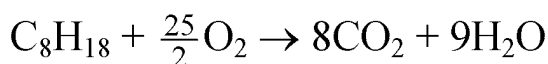
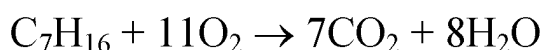
$$m(\text{смеси}) = 40 + 360 = 400 \text{ г}.$$

Массовая доля изооктана в смеси

$$\omega(\text{C}_8\text{H}_{18}) = \frac{m(\text{C}_8\text{H}_{18})}{m(\text{смеси})} \cdot 100\% = \frac{360}{400} \cdot 100\% = 90\%.$$

Таким образом, октановое число смеси равно 90.

При полном окислении (сгорании) углеводородов образуются оксиды – углекислый газ и вода. В нашем случае протекают реакции горения



Рассчитаем, сколько молей каждого из углеводородов содержала смесь. Для расчета необходимо знать молярные массы  $\text{C}_7\text{H}_{16}$  и  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ :

$$M_r(\text{C}_7\text{H}_{16}) = 7 \cdot 12 + 16 \cdot 1 = 100; \quad M(\text{C}_7\text{H}_{16}) = 100 \text{ г/моль}.$$

$$M_r(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 8 \cdot 12 + 18 \cdot 1 = 114; \quad M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 114 \text{ г/моль}.$$

Следовательно, количества веществ в смеси составляют

$$\nu(\text{C}_7\text{H}_{16}) = \frac{40 \text{ г}}{100 \text{ г/моль}} = 0.4 \text{ моль};$$

$$\nu(\text{C}_8\text{H}_{18}) = \frac{360 \text{ г}}{114 \text{ г/моль}} = 3.16 \text{ моль}.$$

Как следует из уравнения реакции, при сгорании 1 моль  $\text{C}_7\text{H}_{16}$  расходуется 11 моль  $\text{O}_2$ , поэтому для 0.4 моль  $\text{C}_7\text{H}_{16}$  требуется

$$\nu_1(\text{O}_2) = \frac{0.4 \cdot 11}{1} = 4.4 \text{ моль}.$$

При сгорании 1 моль  $\text{C}_8\text{H}_{18}$  расходуется  $25/2 = 12.5$  моль  $\text{O}_2$ , поэтому для 3.16 моль  $\text{C}_8\text{H}_{18}$  потребуется

$$\nu_2(\text{O}_2) = \frac{3.16 \cdot 12.5}{1} = 39.5 \text{ моль}.$$

Общее количество вещества кислорода

$$\nu(\text{O}_2) = \nu_1(\text{O}_2) + \nu_2(\text{O}_2) = 4.4 + 39.5 = 43.9 \text{ моль}$$

Согласно закону Авогадро, 1 моль газа при н. у. занимает объем 22.4 л. Таким образом, объем кислорода, необходимого для полного сгорания смеси, равен

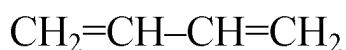
$$V(\text{O}_2) = 22.4 \cdot 43.9 = 983.36 \text{ л.}$$

### **Пример 2.**

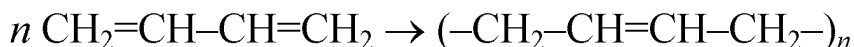
Напишите структурную формулу дивинила (бутадиена-1,3, схему его полимеризации, назовите образующийся полимер, охарактеризуйте его свойства и области применения в народном хозяйстве.

*Ответ.*

Структурная формула дивинила



При полимеризации раскрываются обе двойные связи, предоставляя свободные валентности для наращивания полимерной цепи. Кроме того, за счет близко расположенных свободных валентностей в элементарном звене полимера между вторым и третьим атомами углерода возникает новая двойная связь. Таким образом, схема полимеризации дивинила



Данный полимер называется дивиниловым (бутадиеновым) каучуком. Как и другие каучуки, обладает высокими эластическими свойствами. Синтезируется в промышленных масштабах, используется в производстве резинотехнических изделий, в частности, автомобильных покрышек.

## ВАРИАНТЫ КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ

Шифр	Номера контрольных заданий												
<b>00</b>	1	11	20	21	31	41	51	61	71	81	91	101	111
<b>01</b>	2	12	20	22	32	42	52	62	72	82	92	102	112
<b>02</b>	3	13	20	23	33	43	53	63	73	83	93	103	113
<b>03</b>	4	14	20	24	34	44	54	64	74	84	94	104	114
<b>04</b>	5	15	20	25	35	45	55	65	75	85	95	105	115
<b>05</b>	6	16	20	26	36	46	56	66	76	86	96	106	116
<b>06</b>	7	17	20	27	37	47	57	67	77	87	97	107	117
<b>07</b>	8	18	20	28	38	48	58	68	78	88	98	108	118
<b>08</b>	9	19	20	29	39	49	59	69	79	89	99	109	119
<b>09</b>	6	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100	110	120
<b>10</b>	1	19	20	29	39	48	60	69	78	89	91	102	119
<b>11</b>	2	11	20	28	39	47	59	70	79	88	92	103	118
<b>12</b>	3	12	20	27	37	49	58	68	80	87	93	104	117
<b>13</b>	4	13	20	26	36	46	57	67	79	86	94	105	116
<b>14</b>	5	14	20	25	35	45	56	66	78	85	95	106	115
<b>15</b>	6	15	20	24	34	44	55	65	77	84	96	107	114
<b>16</b>	7	16	20	23	33	43	54	64	76	83	97	108	113
<b>17</b>	8	17	20	22	32	42	53	63	75	82	98	109	112
<b>18</b>	9	18	20	21	31	41	52	62	74	81	99	110	111
<b>19</b>	8	19	20	22	40	42	51	61	73	82	100	109	111
<b>20</b>	7	10	20	23	39	43	52	63	72	83	99	108	112
<b>21</b>	6	19	20	24	38	44	53	62	71	84	98	107	113
<b>22</b>	5	18	20	25	37	45	54	70	72	85	97	106	114
<b>23</b>	4	17	20	26	36	46	55	63	73	86	96	105	115
<b>24</b>	3	16	20	27	35	47	56	64	74	87	95	104	116
<b>25</b>	2	15	20	28	34	48	57	65	75	88	94	103	117
<b>26</b>	1	14	20	29	33	49	58	66	76	89	93	102	118
<b>27</b>	2	13	20	30	32	50	59	67	77	90	92	101	119

Шифр	Номера контрольных заданий												
<b>28</b>	3	12	20	29	31	50	60	68	78	89	91	102	120
<b>29</b>	1	13	20	28	32	41	59	69	77	88	90	101	119
<b>30</b>	4	11	20	28	32	48	59	70	79	88	92	103	111
<b>31</b>	5	12	20	27	33	49	60	69	71	87	93	104	112
<b>32</b>	6	13	20	26	34	47	56	68	80	86	94	105	113
<b>33</b>	7	14	20	25	35	46	57	67	72	85	96	106	114
<b>34</b>	8	15	20	24	36	45	54	66	73	84	98	107	115
<b>35</b>	9	16	20	23	37	44	53	65	74	83	97	108	116
<b>36</b>	1	17	20	22	38	43	52	64	75	82	95	109	117
<b>37</b>	2	18	20	21	39	42	55	63	76	81	93	110	118
<b>38</b>	3	19	20	30	40	41	56	62	77	82	91	109	119
<b>39</b>	4	10	20	29	31	42	57	61	78	83	94	108	120
<b>40</b>	5	19	20	28	32	43	51	62	79	84	92	107	119
<b>41</b>	6	18	20	27	33	44	58	63	80	85	93	106	118
<b>42</b>	7	17	20	26	34	45	59	64	79	86	94	105	117
<b>43</b>	8	16	20	25	35	46	60	65	78	87	95	104	116
<b>44</b>	9	15	20	24	36	47	51	66	77	88	96	103	115
<b>45</b>	8	14	20	23	37	48	52	67	76	89	97	102	114
<b>46</b>	7	13	20	22	38	49	53	68	75	90	98	101	113
<b>47</b>	2	11	20	22	33	44	55	66	77	81	109	98	120
<b>48</b>	3	12	20	23	34	45	56	65	78	99	110	82	119
<b>49</b>	1	13	20	24	35	46	57	64	79	100	108	83	118
<b>50</b>	4	14	20	21	36	47	58	63	80	91	107	84	117
<b>51</b>	5	15	20	26	37	48	59	62	76	92	101	85	116
<b>52</b>	6	16	20	25	38	49	60	61	75	93	102	86	115
<b>53</b>	7	17	20	28	39	50	51	67	74	94	103	87	114
<b>54</b>	8	18	20	29	40	42	52	68	73	95	104	88	113
<b>55</b>	9	19	20	27	32	41	53	69	42	96	105	89	112
<b>56</b>	1	10	20	21	31	48	54	70	71	97	106	90	110



Шифр	Номера контрольных заданий												
<b>57</b>	2	12	20	30	34	50	53	66	80	98	107	81	120
<b>58</b>	3	13	20	29	35	49	55	64	79	99	108	82	119
<b>59</b>	4	14	20	28	36	48	56	65	78	100	109	83	118
<b>60</b>	5	15	20	27	39	47	51	63	77	91	110	84	117
<b>61</b>	6	16	20	26	38	46	57	61	76	92	101	85	116
<b>62</b>	7	17	20	25	37	45	58	62	75	93	102	86	115
<b>63</b>	8	18	20	24	40	44	59	67	74	94	103	87	114
<b>64</b>	9	19	20	23	33	42	60	68	73	95	104	88	113
<b>65</b>	3	10	20	22	31	43	59	70	72	96	105	89	112
<b>66</b>	4	11	20	21	32	41	58	69	71	97	106	90	111
<b>67</b>	5	12	20	25	34	42	57	68	73	98	107	81	115
<b>68</b>	6	13	20	26	35	43	56	67	72	99	108	82	116
<b>69</b>	7	14	20	27	36	44	55	66	74	100	109	83	117
<b>70</b>	8	15	20	28	37	45	54	65	75	91	110	84	118
<b>71</b>	9	16	20	29	38	46	53	64	76	92	101	85	119
<b>72</b>	1	17	20	30	39	47	53	63	77	93	102	86	120
<b>73</b>	2	18	20	24	40	48	51	62	78	94	103	87	111
<b>74</b>	4	19	20	22	35	49	52	61	79	95	104	88	112
<b>75</b>	5	10	20	23	36	50	53	70	80	96	105	89	113
<b>76</b>	6	13	20	21	37	49	54	68	71	97	106	90	114
<b>77</b>	7	14	20	22	38	48	55	69	72	98	107	81	115
<b>78</b>	8	15	20	23	39	47	56	65	73	99	108	82	116
<b>79</b>	9	16	20	24	34	46	57	66	74	100	109	83	117
<b>80</b>	3	17	20	25	40	45	58	64	75	91	110	84	118
<b>81</b>	2	18	20	26	33	44	59	62	76	92	105	85	119
<b>82</b>	1	19	20	27	32	43	60	63	77	93	106	86	120
<b>83</b>	5	10	20	28	31	42	53	61	78	94	107	87	111
<b>84</b>	6	12	20	29	32	41	54	70	79	95	101	88	112
<b>85</b>	7	11	20	30	33	50	55	69	80	96	102	89	113

Шифр	Номера контрольных заданий												
	<b>86</b>	8	14	20	21	34	49	51	68	71	97	103	90
<b>87</b>	9	15	20	22	35	48	56	67	72	98	104	81	115
<b>88</b>	3	16	20	23	36	47	52	66	73	99	108	82	116
<b>89</b>	4	17	20	24	37	46	57	65	74	100	109	83	117
<b>90</b>	5	18	20	25	38	45	58	64	75	91	110	84	118
<b>91</b>	1	13	20	26	39	44	60	63	76	92	105	85	119
<b>92</b>	2	12	20	27	40	43	59	62	77	93	104	86	120
<b>93</b>	4	10	20	26	31	44	51	70	78	87	94	107	111
<b>94</b>	5	19	20	23	32	47	54	69	80	88	95	108	112
<b>95</b>	6	18	20	25	33	46	53	68	79	89	96	109	113
<b>96</b>	7	16	20	27	34	45	57	65	71	90	97	110	114
<b>97</b>	8	15	20	29	35	43	56	67	72	86	98	101	115
<b>98</b>	9	14	20	22	37	42	60	63	75	85	99	103	116
<b>99</b>	3	13	20	21	39	41	58	62	74	83	100	104	117

## СОДЕРЖАНИЕ

<b>ВВЕДЕНИЕ</b> .....	3
<b>СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ</b> .....	4
<b>ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ</b> .....	5
Контрольные задания №№ 1–9 .....	5
<b>ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ</b> .....	7
Контрольные задания №№ 10–19 .....	7
<b>РАСТВОРЫ</b> .....	10
Контрольное задание № 20 (для всех вариантов) .....	10
Контрольные задания №№ 21–30 .....	10
Контрольные задания №№ 31–40 .....	11
Контрольные задания №№ 41–50 .....	12
Контрольные задания №№ 51–60 .....	13
Контрольные задания №№ 61–70 .....	15
<b>ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ</b> .....	17
Контрольные задания №№ 71–80 .....	17
<b>ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ</b> .....	19
Контрольные задания №№ 81–90 .....	24
<b>ЭЛЕКТРОЛИЗ</b> .....	27
Контрольные задания №№ 91–100 .....	33
<b>МЕТАЛЛЫ И ИХ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА</b> .....	35
Контрольные задания №№ 101–110 .....	35
<b>ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ. ПОЛИМЕРЫ</b> .....	36
Контрольные задания №№ 111–120 .....	36
<b>ВАРИАНТЫ КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ</b> .....	39