



## МЧС РОССИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего образования

«Уральский институт Государственной противопожарной службы  
Министерства Российской Федерации по делам гражданской обороны,  
чрезвычайным ситуациям и ликвидации последствий стихийных бедствий»

кафедра химии и процессов горения

## **ХИМИЯ**

Методические рекомендации по изучению дисциплины

Специальность 40.05.03 Судебная экспертиза

Екатеринбург  
2022

**Химия** [Электронный ресурс]: методические рекомендации по изучению дисциплины. Специальность 40.05.03 Судебная экспертиза / сост. М.Л. Кондратьева. – Екатеринбург: Уральский институт ГПС МЧС России, 2022. – 31 с.

*Составитель:* Кондратьева М.Л., старший преподаватель кафедры химии и процессов горения Уральского института ГПС МЧС России, к.х.н., доцент

Методические рекомендации разработаны в соответствии с рабочей программой дисциплины «Химия» по специальности 40.05.03 Судебная экспертиза. В пособии рассмотрена структура дисциплины, даны рекомендации по изучению разделов и тем, представлен список основной и дополнительной литературы.

Предназначено для студентов, обучающихся по специальности 40.05.03 Судебная экспертиза.

## СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ .....	4
1. Планируемые результаты обучения по дисциплине.....	4
2. Структура дисциплины .....	5
3. Рекомендации по темам дисциплины.....	7
4. Рекомендации для обучающихся по освоению дисциплины.....	29
Литература.....	30

## **ВВЕДЕНИЕ**

Целью методических рекомендаций является подготовка обучаемых к изучению дисциплины, формированию представлений о её структуре, видах занятий и текущем контроле сформированности компетенций.

Методические рекомендации по дисциплине «Химия» по специальности 40.05.03 Судебная экспертиза (уровень специалитета), составлены в соответствии с требованиями Федерального государственного образовательного стандарта по данной специальности и рабочей программы дисциплины «Химия».

Целью освоения дисциплины «Химия» является формирование современных научных представлений о веществе, его свойствах, о практическом использовании, о механизмах и способах превращения одних веществ в другие, изучение основных химических законов; ознакомление с методологией химических расчетов формирование навыков оформления научной документации.

Для достижения данной цели предусматривается решение следующих задач:

- теоретическое изучение законов превращения веществ и химического взаимодействия, методологии проведения химических реакций;
- научить практике проведения лабораторных работ, получению эмпирических данных и интерпретировать и оформлять результаты.
- научить решать типовые задачи и составлять уравнения реакций, а также прогнозировать поведение веществ в различных средах, потенциальную опасность веществ и влияние на живой организм;
- сформировать навыки химического мышления и работы с научной литературой у обучающихся.

В результате изучения курса химии, обучающиеся должны приобрести знания, которые помогут решать профессиональные вопросы, связанные с обеспечением пожарной безопасности, а также выявление возможных причин возникновения пожара.

### **1. Планируемые результаты обучения по дисциплине**

Изучение дисциплины направлено на формирование компетенций специалиста, которые выражаются в определённых знаниях, умениях и навыках,

которые представлены в таблице ниже.

Результат освоения образовательной программы	Содержание компетенции	Результат обучения по дисциплине
РО-2.2 Способен осуществлять предварительное расследование преступлений	ПК-3. Способность устанавливать обстоятельства происшествий, связанных с пожарами.	<p>Знать: теоретические основы квалификации административных и уголовно-правовых деяний, связанных с пожарами.</p> <p>Уметь: полно, всесторонне исследовать место пожара и систематизировано собирать материальные следы происшествия.</p> <p>Владеть: практическими навыками производства доследственной проверки, включая осмотр места пожара, место нарушения требований противопожарного режима.</p>
РО-4.1 Способность производства судебных инженерно-технических экспертиз и исследований по уголовным, гражданским делам и делам об административных правонарушениях	ОПК-7. Способен использовать знания теоретических, методических, процессуальных и организационных основ судебной экспертизы, криминалистики при производстве судебных экспертиз и исследований	<p>Знать: теоретические, методические, процессуальные и организационные основы судебной экспертизы, криминалистики при производстве судебных экспертиз и исследований</p> <p>Уметь: применять методику организации и производства судебных экспертиз и исследований</p> <p>Владеть: навыками производства судебных экспертиз и исследований</p>

## 2. Структура дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет 4 зачетные единицы или

144 часа. В таблицах представлен порядок изучения дисциплины и формы текущего и промежуточного контроля.

Но- мер темы	Наименование разделов, тем и форм контроля
РАЗДЕЛ 1. Принципы организации химической лаборатории	
1	Устройство и оснащение химических лабораторий
2	Общие принципы безопасной работы с химическими веществами
	Отчёт по лабораторной работе №1
	Коллоквиум по темам 1 и 2
РАЗДЕЛ 2. Основные закономерности протекания химических процессов	
3	Термодинамика химических процессов
4	Химическая кинетика. Химическое равновесие
	Отчёт по лабораторной работе №2
	Коллоквиум по темам 3 и 4
	Письменная контрольная работа по разделам 1 и 2
РАЗДЕЛ 3. Химия растворов.	
5	Свойства растворов
6	Растворы электролитов
7	Окислительно-восстановительные реакции
8	Коррозия металлов
9	Электролиз водных растворов солей
	Отчёты по лабораторным работам №3,4,5
	Коллоквиумы по темам 5,6,7,8 и 9
	Письменная контрольная работа по разделу 3
	Контроль самостоятельной работы
	Экзамен

Таким образом, в процессе обучения студентам необходимо выполнить и подготовить отчёты по пяти лабораторным работам, сдать пять коллоквиумов, две контрольные работы и контроль самостоятельной работы на положительные оценки. После чего они допускаются к сдаче экзамена.

Кафедрой подготовлены методические пособия для подготовки к теку-

щему и промежуточному контролю знаний, выходные данные которых представлены в разделе «Литература».

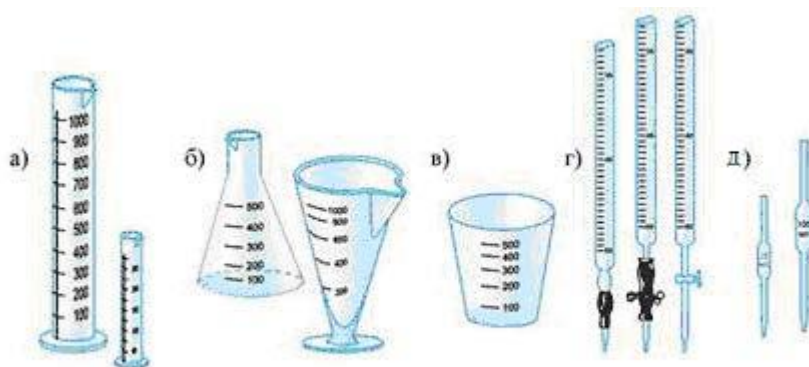
### 3. Рекомендации по темам дисциплины

В данном разделе методических рекомендаций приведены основные дидактические единицы изучаемой темы, указаны ссылки на литературу. По каждой теме приведены типовые задания.

## Раздел 1. Принципы организации химической лаборатории

### Тема 1. Устройство и оснащение химических лабораторий

История развития лабораторного дела. Требования к устройству лабораторий. Требования к планировке помещений, вентиляционным системам, отделочным материалам, освещенности, устройству водопроводных и канализационных систем. Требования к организации рабочего места. Оснащение лабораторий. Виды лабораторного оборудования. Правила безопасности при работе в лаборатории. Общие правила безопасности. Использование средств защиты. Безопасное обращение с реактивами. Правила обращения с химической посудой. Правила пожарной безопасности в химической лаборатории.



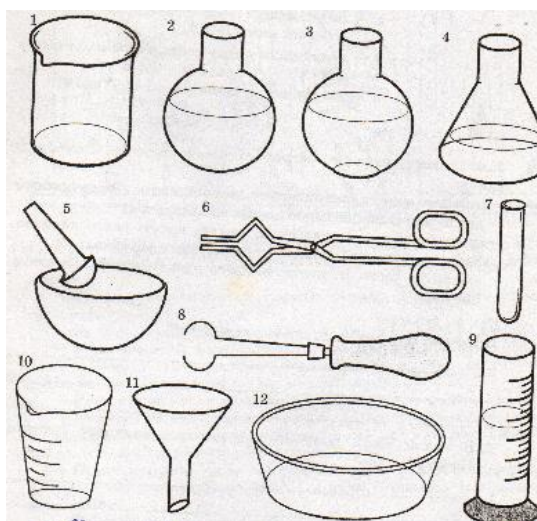
#### Задание 1

Приведите названия изображенных на рисунке предметов, подробно опишите назначение и особенности применения каждого.

#### Задание 2

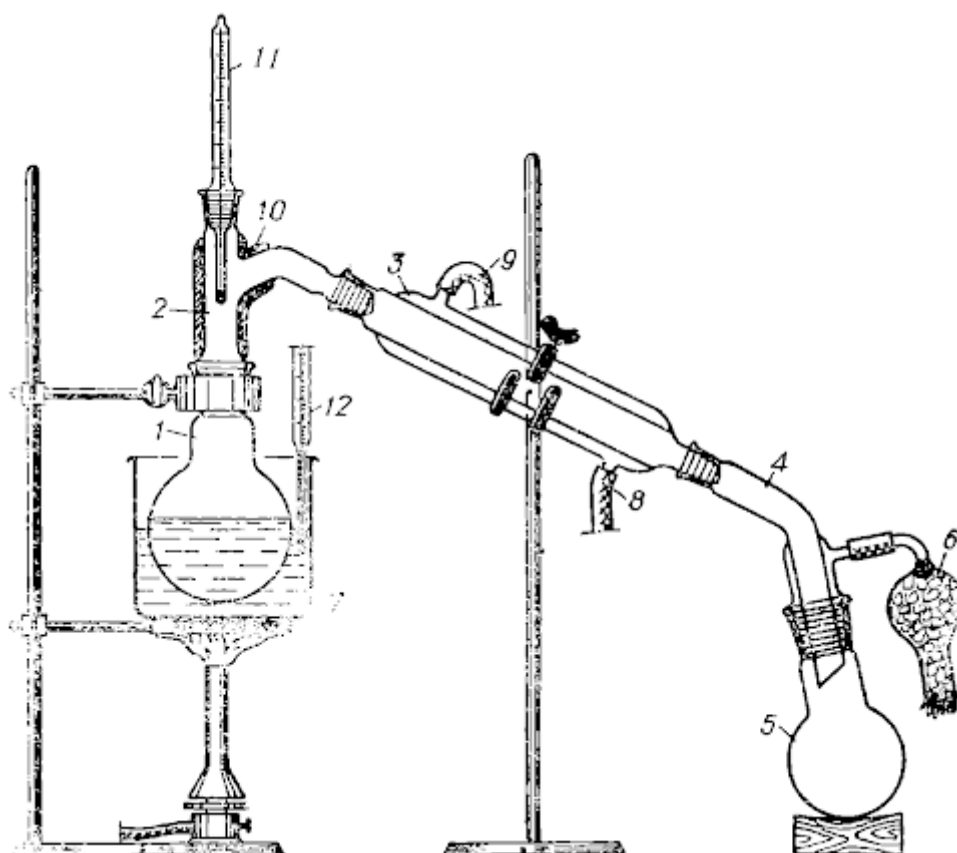
Приведите названия изображенных на рисунке предметов, подробно

опишите назначение и особенности применения каждого.



### Задание 3

Назовите приведенную на рисунке установку. Назовите все компоненты установки, опишите назначение каждого предмета. Для чего применяется данная установка? Правильно ли она собрана? Что нужно проверить, прежде, чем приступить к работе?





Химические вещества и опасности, связанные с ними. Паспорт безопасности. Жизненный цикл химического вещества в лаборатории. Идентификация вещества по номеру CAS. Классификация химических реактивов по чистоте. Хранение реактивов. Распределение и использование. Обращение с отходами. Классификация опасных химических веществ. Классификация по типам опасности. Транспортно-ориентированные классификации. Классификация по типам опасностей связанных с обращением с химическими веществами. Классификация химических веществ по степени воздействия на организм человека. Группы хранения химических веществ. Процедуры хранения химических веществ. Токсичность. Виды токсического действия химических веществ на организм. Методы активной детоксикации. Основные типы химических реакций.

### **Задание 1**

Сформулируйте ответы на следующие вопросы:

1) Для чего нужен SDS? 2) В чем разница между SDS (Safety Data Sheet) и (M)SDS (Material Safety Data Sheet)? 3) В течение какого времени проводится регистрация паспорта безопасности химической продукции? 4) В чем разница между SDS и ПБ РФ по ГОСТ 30333-2007? 5) Обязательна ли разработка паспорта безопасности химической продукции? 6) На какую продукцию необходимо разрабатывать паспорт MSDS?

### **Задание 2**

Опишите значения каждой пиктограммы



## **Раздел 2. Закономерности протекания химических процессов**

### **Тема 3. Термодинамика химических процессов**

Энергетика химических процессов: параметры состояния и термодинамические функции состояния. Внутренняя энергия системы. Закон сохранения энергии. Энтальпия. Теплоемкость. Закон Гесса. Теплоты образования и горения вещества. Термохимические расчеты, их использование в пожарно-технических расчетах. Второй закон термодинамики и его приложение. Энтропия как мера неупорядоченности системы. Энергия Гиббса как количественная мера вероятности и направленности самопроизвольного протекания химических реакций. Стандартные термодинамические величины. Химико-термодинамические расчеты. Тепловые эффекты. Изменение энтропии в химических процессах и при фазовых переходах.

### Задание 1

Для реакции  $\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{C}_{(\text{графит})} \leftrightarrow 2 \text{CO}_{(\text{г})}$ .

1. Провести термодинамический расчет:

- рассчитать стандартную энтальпию и энтропию;
  - объяснить, какой из факторов: энтропийный или энтальпийный способствует самопроизвольному протеканию реакции в прямом направлении;
  - в каком направлении (прямом или обратном) будет протекать реакция при 298 К и 1000 К;
2. Записать выражение для константы равновесия.
3. Указать все способы увеличения выхода  $\text{CO}_{(\text{г})}$ .

**Решение:** исходные данные взяты из таблицы 1 приложения:

Вещество	$\Delta_f H^\circ_{i 298}$ , кДж/моль	$S^\circ_{i 298}$ , Дж/моль·К
$\text{CO}_{(\text{г})}$	-110,5	197,5
$\text{CO}_{2(\text{г})}$	-393,5	213,7
$\text{C}_{(\text{графит})}$	0	5,7

**1. Термодинамический расчет:**

$$\text{а) } (\Delta H^\circ_{298})_{\text{х.р.}} = 2 \Delta H^\circ_{\text{CO}} - \Delta H^\circ_{\text{CO}_2} = 2 (-110,5) - (-393,5) = 172,5 \text{ кДж/моль}$$

$$(\Delta S^\circ_{298})_{\text{х.р.}} = 2 S^\circ_{\text{CO}} - S^\circ_{\text{CO}_2} - S^\circ_{\text{C}} = 2 \cdot 197,5 - 213,7 - 5,7 = 175,6 \text{ Дж/К} = 175,6 \cdot 10^{-3} \text{ кДж/К}\cdot\text{моль};$$

б)  $(\Delta H^\circ_{298})_{\text{х.р.}} > 0$  – эндотермическая реакция – неблагоприятный фактор для протекания химической реакции;

$(\Delta S^{\circ}_{298})_{\text{х.р.}} > 0$  – благоприятный фактор для протекания химической реакции в прямом направлении;

в) рассчитываем стандартную энергию Гиббса реакции:

$$(\Delta G^{\circ}_{298})_{\text{х.р.}} = 172,5 - 298 \cdot 175,6 \cdot 10^{-3} = 172,5 - 52,3 = 120,2 \text{ кДж/моль} > 0.$$

Энтальпийный фактор сыграл решающую роль. Таким образом, прямая реакция при стандартных условиях самопроизвольно протекать не может.

$$(\Delta G^{\circ}_{1000})_{\text{х.р.}} = 172,5 - 1000 \cdot 175,6 \cdot 10^{-3} = -3,1 \text{ кДж/моль} < 0.$$

При температуре 1000 К энтропийный фактор является решающим, самопроизвольное протекание прямой реакции возможно.

2. Выражение для константы равновесия  $K = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$ ,

где  $[CO]$  и  $[CO_2]$  – равновесные концентрации  $CO$  и  $CO_2$ .

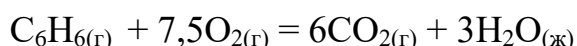
3. Для увеличения выхода  $CO_{(г)}$ , согласно принципу Ле Шателье, необходимо:

- увеличить концентрацию исходного вещества  $CO_2$ , уменьшить концентрацию  $CO$ ;
- уменьшить давление;
- повысить температуру.

## Задание 2

При полном сгорании бензола  $C_6H_{6(г)}$  с образованием жидкой воды выделилось 6248 кДж теплоты. Найти объем вступившего в реакцию бензола. При решении использовать табличные значения энтальпии образования участвующих веществ.

**Решение:** уравнение горения бензола



Исходные данные из таблицы 1 приложения:

Вещество	$\Delta_f H^{\circ}_{i 298}$ , кДж/моль
$C_6H_{6(г)}$	82,93
$CO_{2(г)}$	-393,5
$H_2O_{(ж)}$	-285,83
$O_{2(г)}$	0

$$\Delta H^{\circ}_c = (6\Delta_f H^{\circ}_{CO_2} + 3\Delta_f H^{\circ}_{H_2O_{(ж)}}) - \Delta H^{\circ}_{C_6H_6} = 6 \cdot (-393,51) + 3 \cdot (-285,83) - 82,93 = -3135,57 \text{ кДж/моль}.$$

При полном сгорании 1 моля бензола выделяется  $Q_p = -\Delta H = 3135,57$

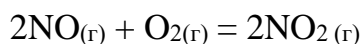
кДж теплоты, при полном сгорании  $x$  моль бензола выделяется 6248 кДж теплоты. Решая пропорцию, находим, что сгорело 1,99 моль бензола. При нормальных условиях ( $T=273\text{ K}$ ) 1 моль газа занимает объем 22,4 л. Объем вступившего в реакцию бензола составляет  $22,4 \cdot 1,99 = 44,58$  л. При стандартных условиях ( $T=298\text{ K}$ ) 1 моль газа занимает объем 24,45 л. Объем вступившего в реакцию бензола составляет  $24,45 \cdot 1,99 = 48,65$  л.

#### Тема 4. Химическая кинетика. Химическое равновесие

Молекулярность и кинетический порядок реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Уравнение Аррениуса. Энергия активации химического процесса. Скорость реакции и методы ее регулирования. Зависимость скорости реакции от природы и концентрации реагирующих веществ. Скорость реакции в гетерогенных системах. Закон действующих масс. Константа скорости химической реакции. Эмпирическое правило Вант - Гоффа. Механизм действия катализаторов и их влияние на скорость химической реакции. Химическое и фазовое равновесие. Константа равновесия обратимой реакции. Связь энергии Гиббса и константы равновесия. Влияние температуры, давления, концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие. Принцип Ле Шателье.

##### Задание 1

Для химической реакции



- напишите кинетическое уравнение;
- рассчитайте, как изменится ее скорость при увеличении давления в 3 раза.

Кинетическое уравнение

$$v = kC_{\text{NO}}^2 C_{\text{O}_2}$$

При изменении давления пропорционально изменяются и концентрации газов в системе, поэтому

$$v' = k(3C_{\text{NO}})^2 3C_{\text{O}_2} = 27kC_{\text{NO}}^2 C_{\text{O}_2}$$

$$\frac{v'}{v} = \frac{27kC_{\text{NO}}^2 C_{\text{O}_2}}{kC_{\text{NO}}^2 C_{\text{O}_2}} = 27$$

Ответ: скорость реакции увеличится в 27 раз.

### Задание 2

При 50 °С реакция заканчивается за 20 мин. Принимая температурный коэффициент равным 2, рассчитать, какое время потребуется для завершения данной реакции при 80 °С.

$t_1 = 50\text{ }^{\circ}\text{C}$	$\frac{\tau_{T_1}}{\tau_{T_2}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$
$t_2 = 80\text{ }^{\circ}\text{C}$	$\tau_{T_2} = \frac{\tau_{T_1}}{\frac{T_2 - T_1}{T_2 - T_1}} = \frac{20}{\frac{80 - 50}{2 - 1}} = \frac{20}{2^3} = 2,5\text{ мин.}$
$\gamma = 2$	
$\tau_1 = 20$	
$\tau_2 = ?$	

2,5 мин.

Ответ: для завершения реакции при 80 °С потребуется

### Задание 3

Для обратимой реакции



- напишите математическое выражение константы химического равновесия;
- укажите направление смещения равновесия при изменении условий:
  - уменьшении концентрации одного из газообразных продуктов;
  - понижении давления в системе;
  - повышении температуры в системе.

$$K = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]};$$

- снижение концентрации продукта реакции, например  $\text{SO}_3$ , приводит к смещению равновесия в сторону прямой реакции, способствующей увеличению концентрации  $\text{SO}_3$ , в данной системе – в сторону прямой реакции  $\rightarrow$ ;

Отсюда массовая доля безводной соли в 300 г раствора равна:

$$\omega_B = \frac{27,4 * 100}{300} = 9,1 \%$$

## Задание 2

Найти молярность 15%-го (по массе) раствора  $H_2SO_4$ , если плотность массы раствора  $\rho = 1100 \text{ кг/м}^3 = 1,10 \text{ г/см}^3$ .

Решение: по условию задачи задана массовая доля  $H_2SO_4$  в растворе

$$\omega_B = \left( \frac{m_B}{m_p} \right) * 100\%$$

Молярность – это молярная концентрация (моль/л), число молей  $H_2SO_4$  определяем как

$$v_B = \frac{m_B}{M_B}$$

где  $M_B = 98 \text{ г/моль}$  молярная масса  $H_2SO_4$ ,  
объем раствора

$$V_p = \frac{m_p}{\rho_p}$$

отсюда молярность:

$$C_{MB} = \frac{v_B}{V_p} = \frac{m_B * \rho_p}{M_B * m_p} = \frac{\omega_B * \rho_p}{M_B}$$

$$C_M = \frac{0,15 * 1,1}{98} = 0,00168 \frac{\text{моль}}{\text{см}^3} = 1,68 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

**Задание 3** При растворении 2,76 г глицерина в 200 г воды температура замерзания понизилась на 0,279 градуса. Определить молярную массу глицерина.

**Решение.** Находим, сколько граммов глицерина приходится в растворе на 1000 г воды.

$$m_B = \frac{2,76 * 1000}{200} = 13,8 \text{ г}$$

Рассчитаем молярную концентрацию раствора глицерина

$$C_m = \frac{m_B}{M_B * 1_{\text{кг}(H_2O)}} = \frac{13,8}{M_B}$$

Подставляем данные в уравнение

$$\Delta T_3 = K * C_m = K * \frac{13,8}{M_B}$$

Криоскопическая постоянная для воды составляет 1,86

$$0,279 = \frac{1,86 * 13,8}{M_B}$$

$$M_B = \frac{1,86 * 13,8}{0,279} = 92 \text{ г/моль}$$

Молярная масса глицерина составляет 92 г/моль.

**Задание 4** Рассчитать, при какой температуре должен кристаллизоваться раствор, содержащий в 250 г воды 54 г глюкозы  $C_6H_{12}O_6$ .

**Решение.** Пересчитаем содержание глюкозы в растворе на 1000г.

$$m_B = \frac{54 * 1000}{250} = 216 \text{ г}$$

Молярная масса глюкозы составляет:

$$M_B = A_C * 6 + A_H * 12 + A_O * 6 = 12 * 6 + 12 + 6 * 16 = 180 \text{ г/моль}$$

Молярная концентрация раствора составит:

$$C_m = \frac{m_B}{M_B * 1 \text{ кг } H_2O} = \frac{216}{180} = 1,2 \text{ моль/л}$$

По формуле найдем понижение температуры замерзания раствора:

$$\Delta T_3 = K * C_m = 1,86 * 1,2 = 2,23 \text{ К}$$

Раствор будет кристаллизоваться при -2,23 °С

**Задание 5** При 25°С давление насыщенного пара воды составляет 3,166 кПа (23,75 мм рт. ст.). Найти при той же температуре давление насыщенного пара над 55 водным раствором карбамида  $CO(NH_2)_2$ .

**Решение.** Для расчета по формуле

$$p_{p-ра} = p_{p-ля}^0 * N_{p-ля}$$

нужно вычислить мольную долю растворителя  $N_{p-ля}$ . В 100 г раствора содержится 5 г карбамида и 95 г воды. Молярная масса карбамида составляет

$$M_B = A_C + A_O + A_N * 2 + A_H * 4 = 12 + 16 + 14 * 2 + 1 * 4 = 60 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

$$\text{Молярная масса воды равна } M_{p-ля} = A_O + A_H * 2 = 16 + 1 * 2 = 18 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Количества вещества карбамида и воды равны соответственно

$$v_B = \frac{m_B}{M_B} = \frac{5}{60} = 0,083 \text{ моль} \text{ и } v_{p-ля} = \frac{m_{p-ля}}{M_{p-ля}} = \frac{95}{18} = 5,272 \text{ моль}$$

Находим мольную долю воды:



$$N_{p-ля} = \frac{v_{p-ля}}{v_B + v_{p-ля}} = \frac{5,272}{0,083 + 5,272} = 0,985$$

$$p_{p-ра} = 3,166 * 0,985 = 3,119 \text{ кПа (или 23,31 мм рт. ст.)}$$

**Задание 6** При 315 К давление насыщенного пара над водой равно 8,2 кПа (61,5 мм рт. ст.). На сколько понизится давление пара при указанной температуре, если в 540 г воды растворить 36 г глюкозы  $C_6H_{12}O_6$ ?

**Решение:** По закону Рауля,  $\Delta p = p_{p-ля}^0 * N_B$

Молярная масса глюкозы равна:

$$M_B = A_C * 6 + A_H * 12 + A_O * 6 = 12 * 6 + 1 * 12 + 16 * 6 = 180 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Количества вещества глюкозы и воды равны соответственно:

$$v_B = \frac{m_B}{M_B} = \frac{36}{180} = 0,2 \text{ моль} \text{ и } v_{p-ля} = \frac{m_{p-ля}}{M_{p-ля}} = \frac{540}{18} = 30 \text{ моль}$$

Мольная доля растворенной глюкозы:

$$N_B = \frac{v_B}{v_B + v_{p-ля}} = \frac{0,2}{0,2 + 30} = 0,00662$$

$$\Delta p = p_{p-ля}^0 * N_B = 8,2 * 0,00662 = 0,0543 \text{ кПа} = 54,3 \text{ Па (или 0,41 мм рт. ст.)}$$

## Тема 6. Растворы электролитов

Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Современные представления о процессе диссоциации. Степень диссоциации. Сила электролитов. Константы кислотности и основности. Сильные электролиты.

Свойства кислот, оснований и солей с точки зрения теории электролитической диссоциации. Ионно-молекулярные уравнения.

Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель.

Гидролиз солей. Константа гидролиза. Факторы, влияющие на степень гидролиза.

### Задание 1

Напишите уравнения диссоциации и выражения для константы диссоциации слабых электролитов  $H_2S$ ,  $Cu(OH)_2$ ,  $Pb(OH)_2$ .

Решение:

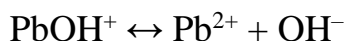
$$\text{диссоциация } H_2S: 1\text{-я ступень } H_2S \leftrightarrow H^+ + HS^-, K_{д1} = \frac{[H^+] \cdot [HS^-]}{[H_2S]};$$

$$\text{2-я ступень } \text{HS}^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{S}^{2-}, \quad K_{\text{д2}} = \frac{[\text{H}^+][\text{S}^{2-}]}{[\text{HS}^-]};$$

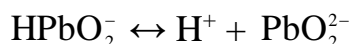
диссоциация  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ : 1-я ступень  $\text{Cu}(\text{OH})_2 \leftrightarrow \text{Cu}(\text{OH})^+ + \text{OH}^-$

2-я ступень  $\text{Cu}(\text{OH})^+ \leftrightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{OH}^-$

Амфотерные гидроксиды, например  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ , диссоциируют по основному типу:



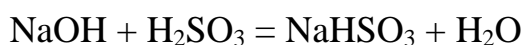
и по кислотному:  $\text{H}_2\text{PbO}_2 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HPbO}_2^-$



### Задание 2

По заданному ионному уравнению  $\text{OH}^- + \text{H}_2\text{SO}_3 = \text{HSO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$  напишите соответствующее молекулярное уравнение.

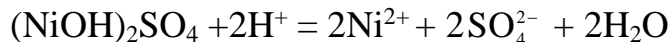
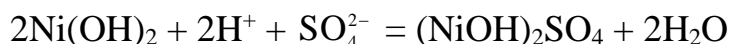
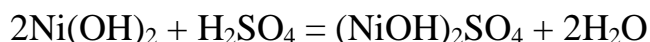
Решение: если в ионном уравнении записан ион, то в молекулярной форме уравнения ему должны соответствовать сильное основание, сильная кислота или растворимая соль, поэтому одному ионному уравнению могут соответствовать несколько молекулярных.



### Задание 3

Напишите в молекулярной и ионной формах уравнения реакций для следующих превращений:  $\text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow (\text{NiOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NiSO}_4$ .

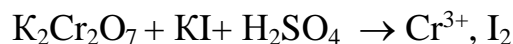
Решение:



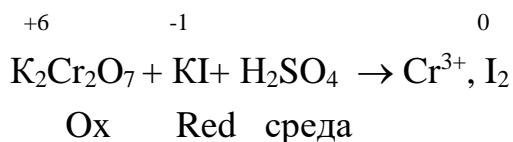
## Тема 7. Окислительно-восстановительные процессы

Важнейшие окислители и восстановители и их пожароопасные свойства. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронно-ионного баланса. Окислительно-восстановительная двойственность. Внутримолекулярное окисление-восстановление. Обеспечение безопасности объектов по хранению и переработке окислителей и восстановителей.

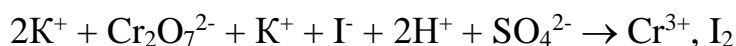
## Задание 1



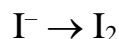
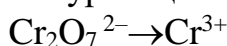
1. Рассчитывают степень окисления тех атомов элементов, которые ее изменяют, определяют окислитель, восстановитель и среду:



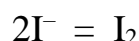
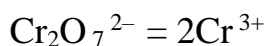
2. Составляют ионную схему реакции:



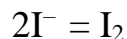
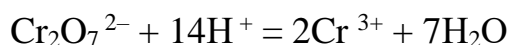
3. Разбивают реакцию на две полуреакции:



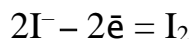
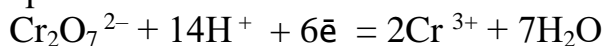
4. Уравнивают количество атомов элементов, изменяющих степень окисления:



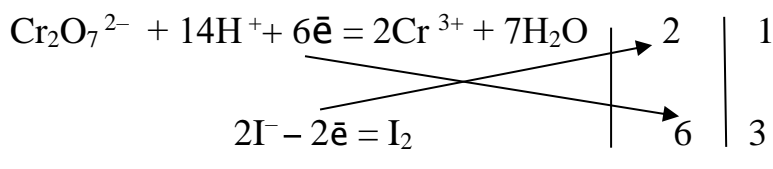
5. При необходимости уравнивают количество кислорода и водорода:



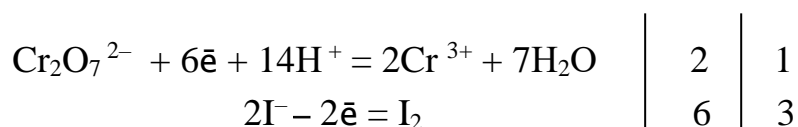
6. По изменению степени окисления подсчитывают количество отданных или принятых электронов:

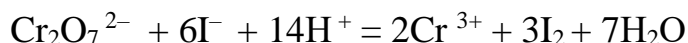


7. Исходя из того, что количество отданных и принятых электронов должно быть равным, выводят коэффициенты, при необходимости сокращают их:



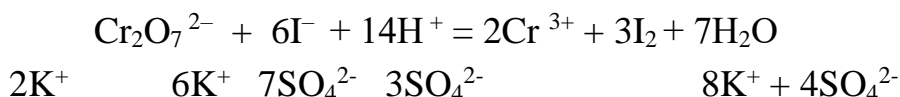
8. Составляют суммарное ионное уравнение реакции: складывают левые и правые части обеих полуреакций, предварительно умножив каждый член на коэффициенты:



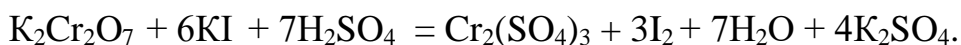


9. При необходимости сокращают одинаковые частицы в левой и правой частях равенства.

10. Приводят баланс противоионов:



11. Составляют суммарное молекулярное уравнение реакции с найденными коэффициентами:



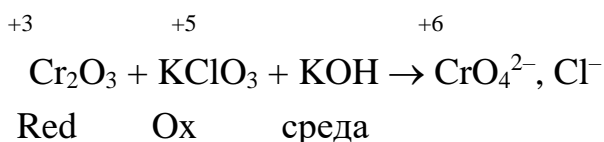
12. Проверка правильности расстановки коэффициентов по кислороду:

$$\begin{aligned} 7 + 7 \cdot 4 &= 4 \cdot 3 + 7 + 4 \cdot 4 \\ 35 &= 35 \end{aligned}$$

## Задание 2



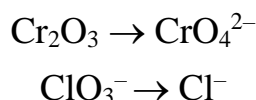
1. Рассчитывают степень окисления тех атомов элементов, которые ее изменяют, определяют окислитель, восстановитель и среду:



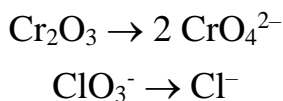
2. Составляют ионную схему реакции:



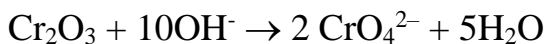
3. Разбивают реакцию на две полуреакции:

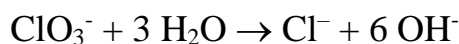


4. Уравнивают количество атомов элементов, изменяющих степень окисления:

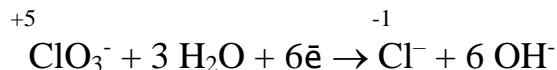
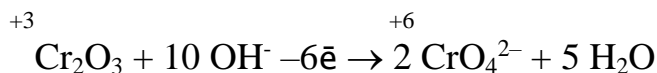


5. При необходимости уравнивают количество кислорода и водорода:

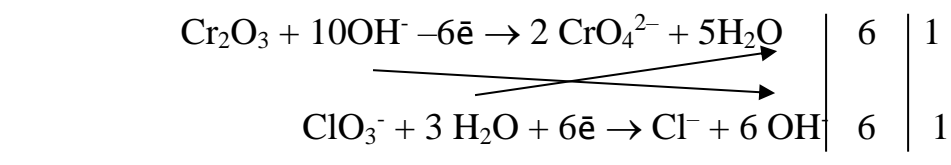




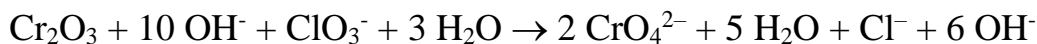
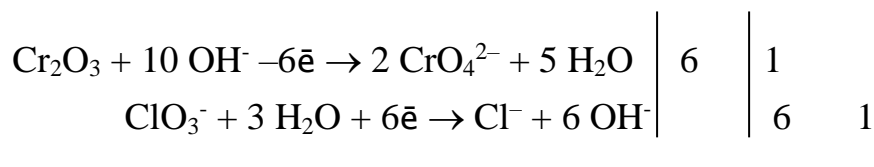
6. По изменению степени окисления подсчитывают количество отданных или принятых электронов:



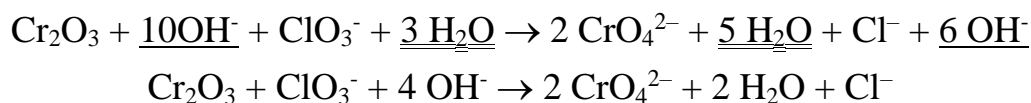
7. Исходя из того, что количество отданных и принятых электронов должно быть равно, выводят коэффициенты, при необходимости сокращают их:



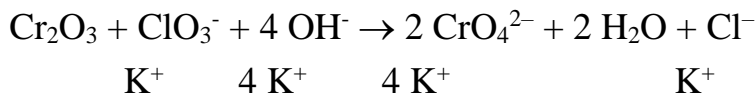
8. Составляют суммарное ионное уравнение реакции: складывают левые и правые части обеих полуреакций, предварительно умножив каждый член на соответствующие коэффициенты:



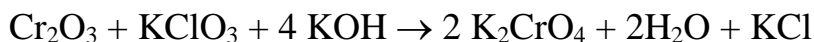
9. При необходимости сокращают одинаковые частицы в левой и правой частях равенства:



10. Приводят баланс противоионов:



11. Составляют суммарное молекулярное уравнение реакции с найденными коэффициентами:

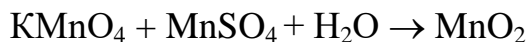


12. Проверка правильности расстановки коэффициентов по кислороду:

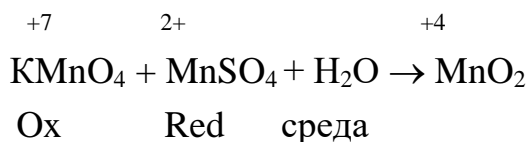
$$3 + 3 + 4 = 2 \cdot 4 + 2$$

$$10 = 10$$

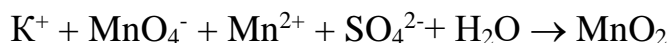
### Задание 3



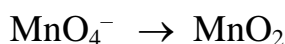
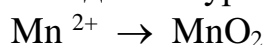
1. Рассчитывают степень окисления тех атомов элементов, которые ее изменяют, определяют окислитель, восстановитель и среду:



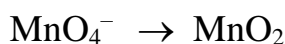
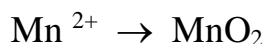
2. Составляют ионную схему реакции:



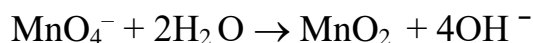
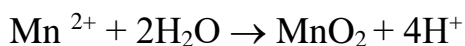
3. Разбивают реакцию на две полуреакции:



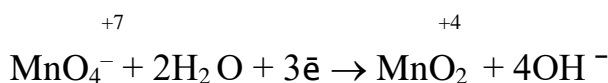
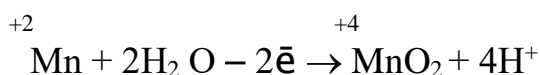
4. Уравнивают количество атомов элементов, изменяющих степень окисления:



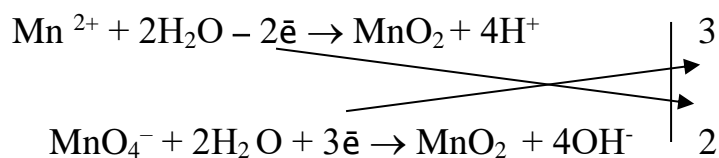
5. При необходимости уравнивают количество кислорода и водорода:



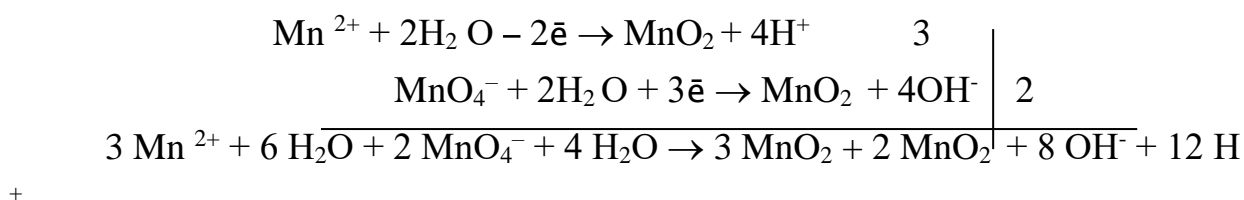
6. По изменению степени окисления подсчитывают количество отданных или принятых электронов:



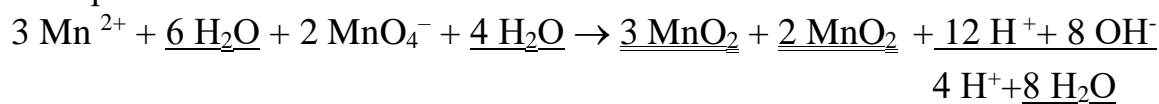
7. Исходя из того, что количество отданных и принятых электронов должно быть равно, выводят коэффициенты, при необходимости сокращают их:



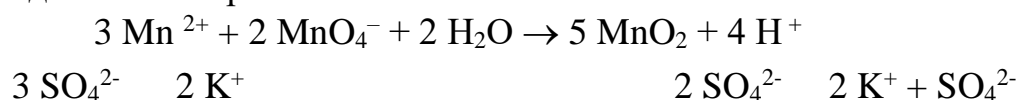
8. Составляют суммарное ионное уравнение реакции: складывают левые и правые части обеих полуреакций, предварительно умножив каждый член на соответствующие коэффициенты:



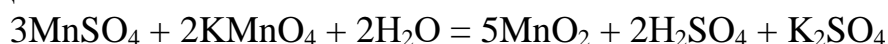
9. При необходимости сокращают одинаковые частицы в левой и правой частях равенства:



10. Приводят баланс противоположных ионов:



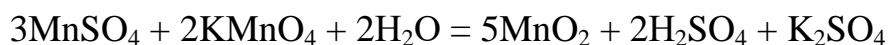
11. Составляют суммарное молекулярное уравнение реакции с найденными коэффициентами:



12. Проверка правильности расстановки коэффициентов по кислороду:

$$3 \cdot 4 + 2 \cdot 4 + 2 = 5 \cdot 2 + 2 \cdot 4 + 4$$

$$22 = 22$$



## Тема 8. Коррозия металлов

Понятие коррозии. Виды коррозионных разрушений и коррозионных сред. Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Классификация процессов коррозии. Условия возникновения коррозионного процесса. Методы защиты металлов от коррозии (протекторная, катодная, анодная, химическая, антикоррозионные покрытия). Уравнение Нернста.

**Задание 1.** Рассмотрим процессы, происходящие при нарушении сплошности оцинкованного покрытия железа в растворе соляной кислоты в отсутствии растворенного кислорода.

При нарушении сплошности покрытия образуется гальванопара Zn / Fe, окислителем в растворе соляной кислоты, т.е. в кислой среде, в отсутствии растворенного кислорода являются ионы водорода. Рассмотрим процесс коррозии с водородной деполяризацией.

- Выписываем потенциалы металлов в кислой среде из табл. 4 приложения:

$$E^0_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 \text{ В}; \quad E^0_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44 \text{ В}.$$

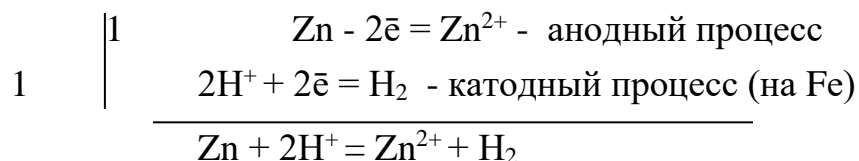
- Выбираем анодный участок гальванопары - металл с меньшим потенциалом, т.е. цинк. Цинк является восстановителем в процессе коррозии.

- Выбираем катодный участок гальванопары - металл с более высоким значением потенциала, т.е. железо. На его поверхности происходит восстановление окислителя.

- При коррозии с водородной деполяризацией окислителем являются ионы водорода,  $E^0_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = 0,0 \text{ В}$  (табл. 4 приложения).

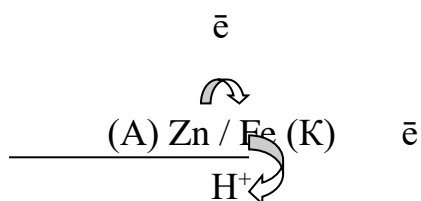
- Определяем возможность самопроизвольного протекания коррозионного процесса:  $E_{\text{Ок}} > E_{\text{Ред}}$ , коррозия возможна.

- Составляем ионное уравнение процесса коррозии, пользуясь методом электронно-ионных полуреакций:



- Составляем молекулярное уравнение:  $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ .

- Указываем направление перемещения электронов в системе:



**Задание 2.** Рассмотрим процессы, происходящие при нарушении сплошности оцинкованного покрытия железа (точнее, углеродистой стали) во влажном воздухе.

При нарушении сплошности покрытия, как и в примере 4, образуется гальванопара Zn / Fe, основные окислители во влажном воздухе – вода и кислород.

- Выписываем потенциалы возможных окислителей в нейтральной среде из табл. 1:

$$E^0_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2} = -0,41 \text{ В}; \quad E^0_{\text{O}_2/4\text{OH}^-} = +0,81 \text{ В}. \quad \text{Поскольку } E^0_{\text{O}_2/4\text{OH}^-} >$$



$E^0_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2}$ , то окислителем является кислород. Это процесс коррозии с кислородной деполяризацией.

- Выписываем потенциалы металлов в нейтральной среде из табл. 1:

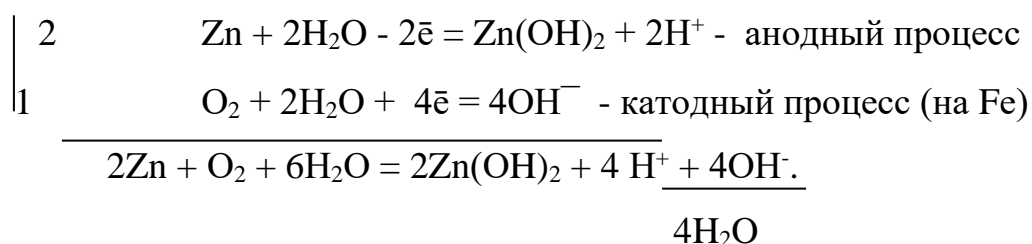
$$E^0_{\text{Zn(OH)}_2/\text{Zn}} = -0,81 \text{ В}; \quad E^0_{\text{Fe(OH)}_2/\text{Fe}} = -0,46 \text{ В}.$$

• Выбираем анодный участок гальванопары - металл с меньшим потенциалом, т.е. цинк. Цинк является восстановителем в процессе коррозии.

• Выбираем катодный участок гальванопары - металл с более высоким значением потенциала, т.е. железо. На его поверхности происходит восстановление окислителя.

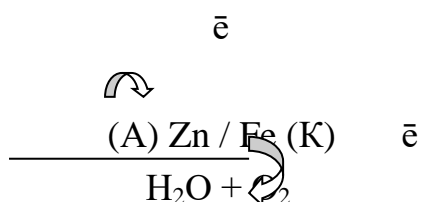
• Определяем возможность самопроизвольного протекания коррозионного процесса:  $E_{\text{Ox}} > E_{\text{Red}}$ , коррозия возможна.

• Составляем ионное уравнение процесса коррозии, пользуясь методом электронно-ионных полуреакций:



• Составляем молекулярное уравнение:  $2\text{Zn} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Zn(OH)}_2$ .

• Указываем направление перемещения электронов в системе:



**Задание 3.** Рассмотрим процессы, происходящие при нарушении сплошности оцинкованного покрытия железа в растворе соляной кислоты в присутствии растворенного кислорода.

При нарушении сплошности покрытия, как и в примерах 4 и 5, образуется гальванопара Zn / Fe, окислителями могут быть ионы водорода и кислород.

• Выписываем потенциалы возможных окислителей в кислой среде из табл. 1:

$$E^0_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = 0,0 \text{ В}; \quad E^0_{\text{O}_2/2\text{H}_2\text{O}} = +1,22 \text{ В}. \quad \text{Поскольку } E^0_{\text{O}_2/2\text{H}_2\text{O}} >$$

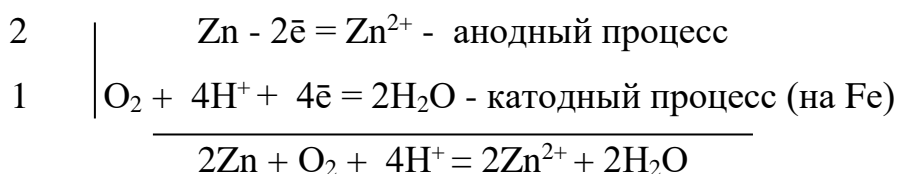
$E^0_{2\text{H}^+/\text{H}_2}$ , то основным окислителем является кислород.

- Выписываем потенциалы металлов в кислой среде из табл. 1:

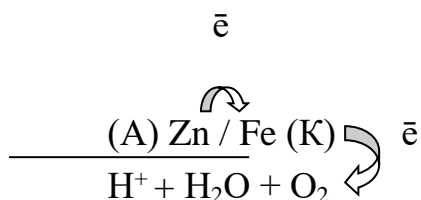
$$E^0_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 \text{ В}; \quad E^0_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44 \text{ В}.$$

- Анодный участок гальванопары – цинк.
- Катодный участок гальванопары - железо. На его поверхности происходит восстановление окислителя - кислорода.
- Поскольку  $E_{\text{Ox}} > E_{\text{Red}}$ , возможно самопроизвольное протекание коррозионного процесса.

• Составляем ионное уравнение процесса коррозии, пользуясь методом электронно-ионных полуреакций:



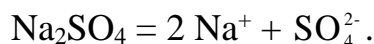
- Составляем молекулярное уравнение:  $2\text{Zn} + \text{O}_2 + 4\text{HCl} = 2\text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ .
- Указываем направление перемещения электронов в системе:



## Тема 9. Электролиз водных растворов солей

Электролиз водных растворов солей. Законы электролиза. Особенности электрохимических реакций при электролизе. Электрохимическая поляризация, перенапряжение. Пожарная опасность процессов электролиза. Электродные потенциалы. Электрохимическая поляризация, перенапряжение.

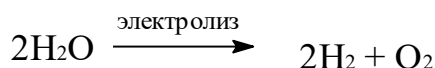
**Задание 1.** Рассмотреть схему электролиза водного раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  с инертными электродами. В растворе соль диссоциирует на ионы



При подаче на электроды напряжения происходит направленное движение заряженных частиц (ионов): положительно заряженных ионов (катионов)  $\text{Na}^+$  к отрицательному электроду - катоду, а отрицательно заряженных ионов (анионов)  $\text{SO}_4^{2-}$  - к положительному электроду - аноду.

Схема электролиза:

K(-)	A(+)
$\text{Na}^+, \underline{\text{HON}}$	$\text{SO}_4^{2-}, \underline{\text{HON}}$
$E_{\text{Na}^+/\text{Na}}^0 = -2,71 \text{ В},$ $E_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2} \approx -1 \text{ В},$ $E_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2} > E_{\text{Na}^+/\text{Na}}^0,$ т.е. происходит восстановление воды:	Сульфат-ионы не разряжаются, происходит окисление воды: $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+.$ В прианодном пространстве происходит накопление ионов $\text{H}^+$ , среда становится кислой.
$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ В прикатодном пространстве происходит накопление ионов $\text{OH}^-$ , среда становится щелочной.	
$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$	2 1
$4\text{H}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + 4\text{OH}^- + \text{O}_2 + 4\text{H}^+$	



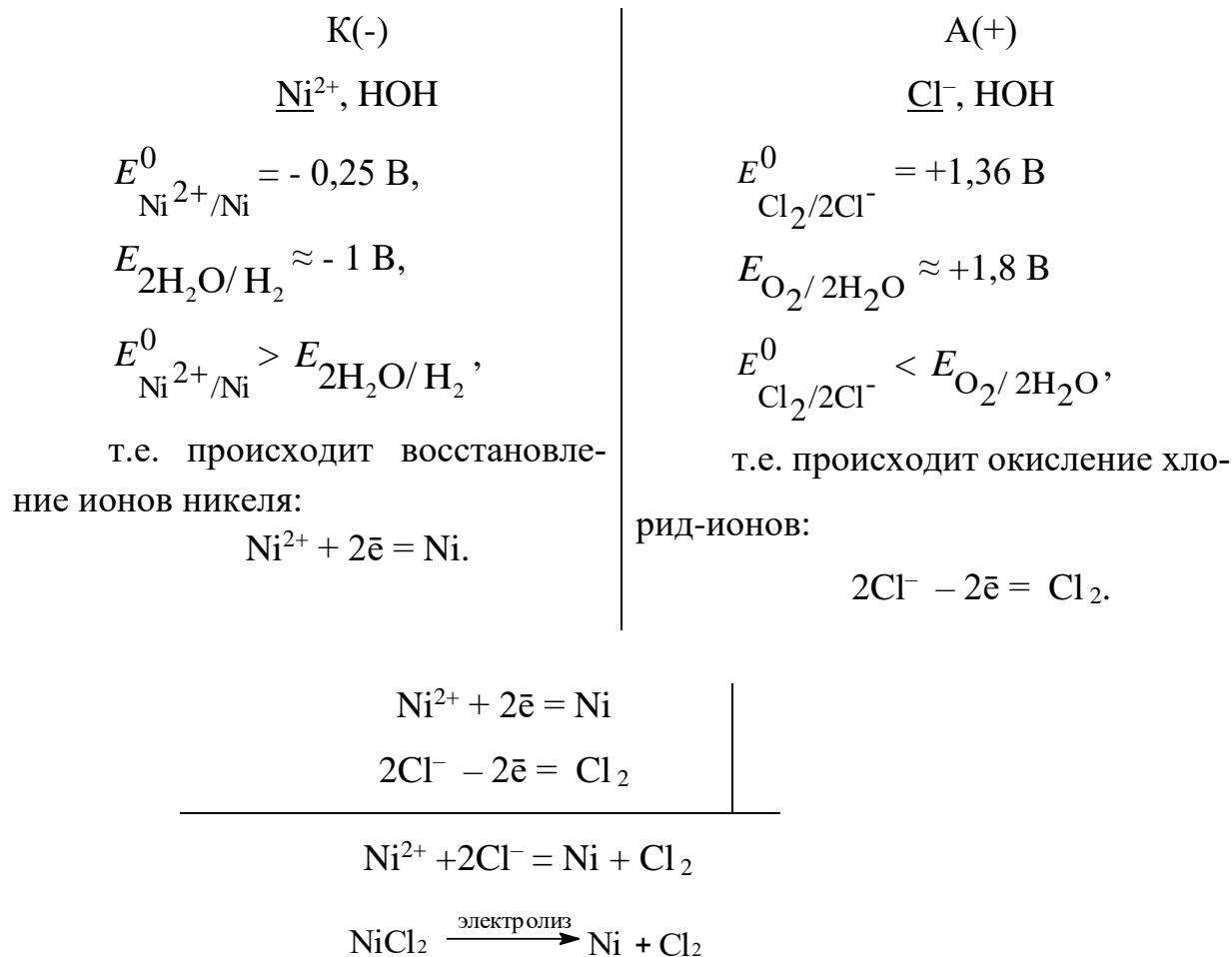
**Задание 2.** Рассмотреть схему электролиза водного раствора  $\text{NiCl}_2$  с инертными электродами и с электродами из никеля.

В растворе соль диссоциирует на ионы



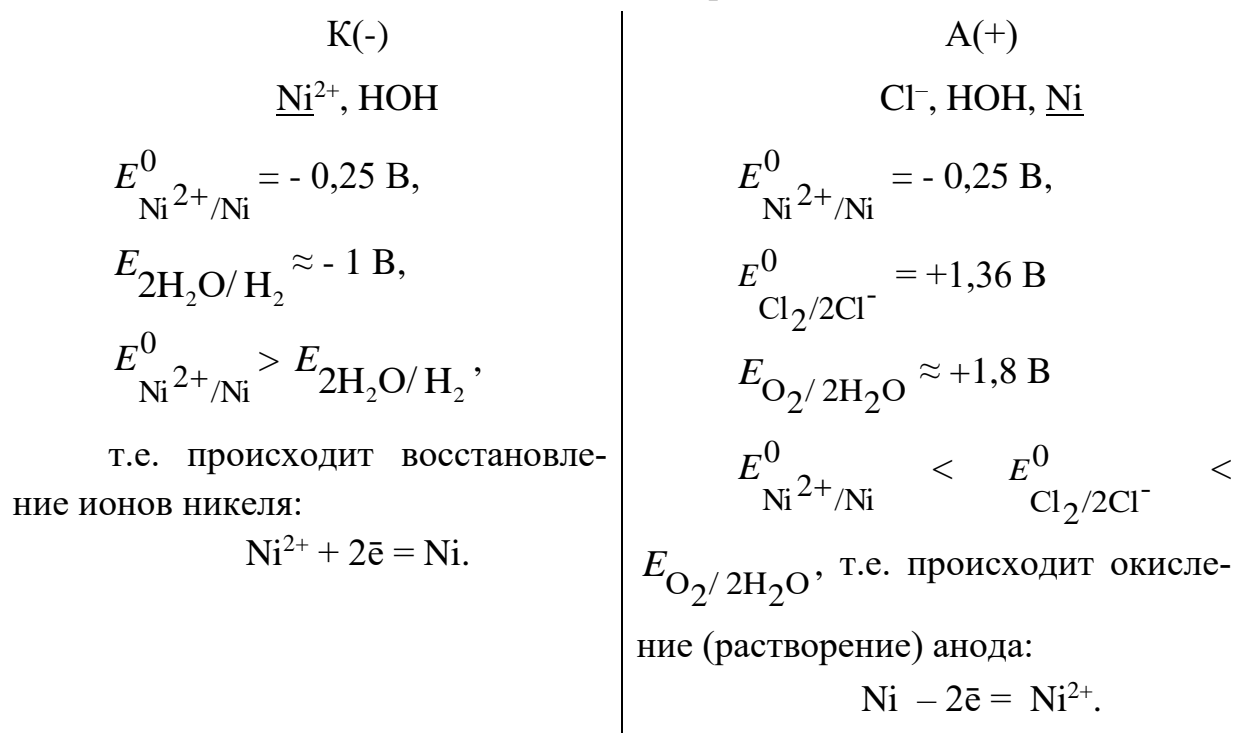
а) Инертные электроды.

Схема электролиза:



б) Электроды из никеля.

Схема электролиза:



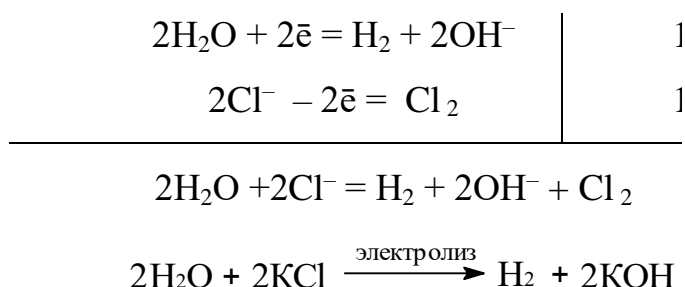
**Задание 3.** Рассмотреть схему электролиза водного раствора KCl с инертными электродами.

В растворе соль диссоциирует на ионы



Схема электролиза:

K(-)	A(+)
K <sup>+</sup> , <u>H</u> OH	<u>Cl</u> <sup>-</sup> , HOH
$E_{\text{K}^+/\text{K}}^0 = -2,93 \text{ В},$	$E_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-}^0 = +1,36 \text{ В}$
$E_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2} \approx -1 \text{ В},$	$E_{\text{O}_2/2\text{H}_2\text{O}} \approx +1,8 \text{ В}$
$E_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2} > E_{\text{K}^+/\text{K}}^0,$	$E_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-}^0 < E_{\text{O}_2/2\text{H}_2\text{O}},$
т.е. происходит восстановление воды:	т.е. происходит окисление хлорид-ионов:
$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-.$	$2\text{Cl}^- - 2\bar{e} = \text{Cl}_2.$
В прикатодном пространстве происходит накопление ионов OH <sup>-</sup> , среда становится щелочной.	



#### 4. Рекомендации для обучаемых по освоению дисциплины

1. Написание конспекта лекций: кратко, схематично, последовательно фиксировать основные положения, выводы, формулировки, обобщения, пометить важные мысли, выделять ключевые слова, термины.
2. Ознакомление с терминами, понятиями с помощью энциклопедий, словарей, справочников с выписыванием толкований в тетрадь.
3. Определение вопросов, терминов, материала, который вызывает трудности, пометить и попытаться найти ответ в рекомендуемой литературе. Если

самостоятельно не удастся разобраться в материале, необходимо сформулировать вопрос и задать преподавателю на практическом занятии.

4. Просмотр рекомендуемой литературы.

5. Выполнение заданий для самостоятельной работы.

6. Аккуратное и своевременное ведение рабочей тетради на практических занятиях.

7. При подготовке к экзамену, коллоквиуму и контрольным работам необходимо ориентироваться на конспекты лекций, рекомендуемую литературу.

## **Литература**

### **Основная литература**

1. Некрасов, В. В. Основы общей химии. В 2 т. / В. В. Некрасов. - СПб.: Лань, 2003. - 688 с.

2. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Н. С. Ахметов. - 6-е изд. - М.: Высш. школа, 2008. - 743 с.

3. Вольхин, В. В. Общая химия. Основной курс: учеб. пособие / В. В. Вольхин. 2-е изд., перераб. и доп. - СПб. Лань, 2008. - 464 с.

4. Глинка, Н. Л. Общая химия: учеб. пособие / Н. Л. Глинка. - М.: Кнорус, 2011. - 752 с. (гриф)

5. Общая химия. Теория и задачи: учебное пособие для вузов / Н. В. Коровин, Н. В. Кулешов, О. Н. Гончарук [и др.]; Под ред. проф. Н. В. Коровина и проф. Н. В. Кулешова. — 6-е изд., стер. — Санкт-Петербург: Лань, 2022. — 492 с. — Текст: электронный // Лань: ЭБС. — URL: <https://e.lanbook.com/book/183692>

6. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка; под ред. В. А. Рабиновича. - М.: Интеграл- Пресс, 2008. - 240 с. (гриф)

### **Дополнительная литература**

7. Стась, Н. Ф. Введение в химию: учебное пособие для вузов / Н. Ф. Стась. — 2-е изд., стер. — Санкт-Петербург: Лань, 2022. — 140 с. — Текст: электронный // Лань: ЭБС. — URL: <https://e.lanbook.com/book/185344>

8. Коровин, Николай Васильевич. Лабораторные работы по химии: учебное пособие / Н. В. Коровин, Э. И. Мингулина, Н. Г. Рыжова; под редакцией Н. В. Коровина. - 4-е издание, перераб. - Москва: Высшая школа, 2007. - 256 с

9. Химия: учебно-методическое пособие по решению задач: специальность 40.05.03 Судебная экспертиза / сост.: М. Л. Кондратьева, Т.В. Якубова. - Екатеринбург: Уральский институт ГПС МЧС России, 2017. 66 с.

10. Химия: информационно-справочный материал / сост.: В. В. Вайтнер, С. Н. Пазникова, И. М. Фоминых. - Екатеринбург: УрИ ГПС МЧС России, 2020. - 22 с.

11. Краткий справочник физико- химических величин / под ред. А. А. Равделя. - СПб.: "Иван Федоров", 2002. - 240 с.

1. 12. Артеменко, А. И. Справочное руководство по химии / А. И. Артеменко. - М.: Высш. школа, 2003. - 367 с.